CAMPAÑA
Santillana
VERDE
PAPEL ECOLÓGICO

HIPERTEXTO Santillana

química

César Humberto Mondragón Martínez
Luz Yadira Peña Gómez
Martha Sánchez de Escobar
Fernando Arbeláez Escalante
Diana González Gutiérrez



HIPERTEXTO QUÍMICA 1 Para educación media, es una obra colectiva, concebida, diseñada y creada por el Departamento Editorial de Santillana S.A.

Directora de Educativas Ana Julia Mora Torres

Directora Editorial Fabiola Nancy Ramírez Sarmiento

Equipo editorial
Isabel Hernández Ayala. *Coordinadora de contenidos*
Clara María Sánchez Sánchez. *Editora ejecutiva del área de ciencias naturales.*
Ana María Díaz Bohórquez. *Editora júnior del área de ciencias naturales.*
César Augusto Buitrago Piñeros. *Asistente editorial del área de ciencias naturales.*

Autores

César Humberto Mondragón Martínez
Licenciado en Química. Universidad Pedagógica Nacional.
Experiencia
Docente de Química. Instituto Pedagógico Nacional.
Director Práctica Docente. Universidad Pedagógica Nacional.

Luz Yadira Peña Gómez
Licenciada en Química. Universidad Pedagógica Nacional.
Especialista en Análisis Químico Instrumental. Pontificia Universidad Javeriana.
Especialista en Evaluación Educativa. Universidad El Bosque.
Experiencia
Docente de Química. Colegio Santa María.

Martha Sánchez de Escobar
Licenciada en Química. Universidad Pedagógica Nacional.
Experiencia
Docente de Química. Fundación Gimnasio Los Portales.

Fernando Arbeláez Escalante
Biólogo. Universidad Nacional de Colombia.
Experiencia
Docente de ciencias naturales. Colegio San Carlos.
Especialista en Docencia universitaria. Universidad Cooperativa de Colombia.

Diana González Gutiérrez
Licenciada en Química. Universidad Pedagógica Nacional.
Magíster en educación. Pontificia Universidad Javeriana.
Experiencia
Coordinadora de área y docente de Química. Colegio Santa María.

La persona encargada de avalar este texto desde el punto de vista de la disciplina específica y desde su pedagogía fue *Johan Manuel Calderón Rodríguez*. Biólogo. Maestría Ciencias - Biología. Universidad Nacional.
El especialista encargado de avalar este texto desde la equidad de género y de su adecuación a la diversidad cultural fue *Evelio Castillo Pulido*. Especialista en Ética y pedagogía de valores. Pontificia Universidad Javeriana.
Las pruebas de campo del texto fueron realizadas por el Departamento de Investigación de Editorial Santillana bajo la dirección de *Ximena Galvis Ortiz*.
Se ha hecho el máximo esfuerzo por ubicar a los propietarios de los derechos de autor. Sin embargo, si es preciso efectuar alguna rectificación, la Editorial determinará los arreglos pertinentes.

Agradecimiento especial al Colegio Corazonista H.H. del Sagrado Corazón, al docente José Omar Restrepo Franco a los estudiantes Luis Mahecha, Beatriz Goyeneche, Pamela Torres y Jhonnatan Retamozo por su colaboración para la realización de los trabajos de laboratorio.

Equipo gráfico y técnico
Iván Merchán Rodríguez. *Coordinador Creativo y Diseñador del modelo gráfico y carátulas*
Carlos Ernesto Tamayo Sánchez. *Coordinador de Arte Educativas*
Martha Jeanet Pulido Delgado, Orlando Bermúdez Rodríguez. *Correctores de estilo*
Alveiro Javier Bueno Aguirre. *Coordinador de soporte técnico*
Luis Nelson Colmenares Barragán. *Documentalista gráfico y de escáner*
Luis Alberto Tamayo Sánchez, Pedro William Velásquez García, César Alfonso Murillo Díaz, Sandra Patricia Acosta Tovar, Hugo Armando Castrillón Toro. *Diagramadores*
Claudia Marcela Jaime Tapia. *Documentalista*
Francisco Sánchez, Danilo Ramírez Parra, Diomedes Guilombo, Armando Rosales Ortiz. *Ilustradores*
Tulio Pizano, Carlos Díez Polanco, Harold Cárdenas, Jorge Hernán Vallejo González, William Torres, Gustavo Rodríguez, Ana María Restrepo, Javier Jaime Sánchez, Agencia García Pelayo, S. L., David Lenin. *Fotógrafos*
Corel Stock, Photo Library, Getty images, Casa de la imagen, Archivo Santillana. *Fotografía*
Francisco Rey González. *Director de producción*

© 2010 EDITORIAL SANTILLANA S.A.

Calle 80 No. 9-69
Bogotá, Colombia
I.S.B.N. 978-958-24-1430-6 Obra completa
I.S.B.N. 978-958-24-1431-3 Edición para el estudiante
I.S.B.N. 978-958-24-1432-0 Edición para el docente

Este libro está elaborado de acuerdo con las normas ICONTEC NTC-4724 y NTC-4725 para textos escolares.

Depósito legal en trámite
Impreso en Colombia por

Prohibida la reproducción total o parcial, el registro o la transmisión por cualquier medio de recuperación de información, sin permiso previo por escrito de la editorial.

Santillana

PRESENTACIÓN DEL MODELO

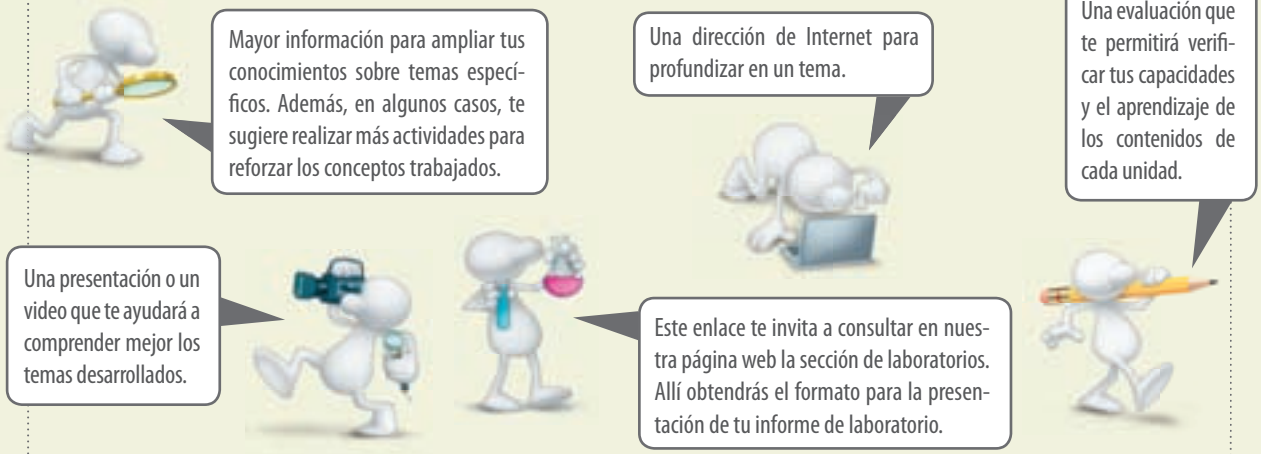
HIPERTEXTO QUÍMICA 1

De la serie HIPERTEXTOS SANTILLANA, es una nueva propuesta pedagógica que responde a los lineamientos curriculares y a los estándares básicos de competencias exigidos por el MEN. Tu *Hipertexto* te permitirá potenciar tus capacidades de manera que puedas manejar los conocimientos propios de esta área, aproximarte al conocimiento como científico natural y desarrollar compromisos personales y sociales.

¡Tu Hipertexto hace tu aprendizaje más dinámico!

¿Qué hay en tu hipertexto?

- Estos hipervínculos.
  Cuando los veas debes saber que cada uno de ellos te indica que, además de lo que hay en la página, vas a encontrar:



Para acceder a esta información debes consultar la página: www.santillana.com.co/hipertextos

- Un método para que desarrolles destrezas en la comprensión de los contenidos propios de las Ciencias Naturales.

Comprender para aprender

Verifica conceptos | Analiza y resuelve | Problemas básicos | Problemas de profundización

- Unas HIPERPÁGINAS que, a través de infografías e imágenes llamativas, te permitirán establecer relaciones entre procesos o descomponer un todo en sus partes para conocerlas en detalle.



CONTENIDO

UNIDAD 1. Introducción a la química 6

Tema 1. Generalidades | 8
1. La química a través de la historia | 8
2. ¿Cómo trabajan los científicos? | 10
3. La medición | 12
4. Temperatura y calor | 14
Desarrollo de competencias | 17
Tema 2. Materia y energía | 18
1. Propiedades de la materia | 18
2. Transformaciones de la materia | 20
3. Clases de materia | 21
4. Separación de mezclas | 23
5. La energía | 25
■ Desarrollo de competencias | 27
■ Actividades | 28
■ Ciencia + Tecnología
La química está en todas partes | 32
■ Laboratorios | 34

UNIDAD 2. Estructura atómica 38

Tema 1. El átomo: conceptos básicos | 40
1. El átomo a través del tiempo | 40
2. Algunas propiedades de los átomos | 45
■ Desarrollo de competencias | 49
Tema 2. Modelo atómico actual | 50
1. Antecedentes | 50
2. El modelo de Bohr | 52
3. El modelo de Sommerfeld | 53
4. Hacia un modelo mecánico-cuántico de la materia | 53
5. Arquitectura electrónica | 54
■ Desarrollo de competencias | 59
Tema 3. Los átomos y la tabla periódica | 62
1. Primeras clasificaciones de los elementos | 62
2. Tabla periódica moderna | 63
3. Algunas propiedades físicas y químicas de los elementos de la tabla periódica | 67
4. Algunas propiedades periódicas | 71
■ Desarrollo de competencias | 73
Tema 4. El enlace químico | 74
1. ¿Qué mantiene unidos a los átomos? | 74
2. El enlace iónico | 76
3. El enlace covalente | 78
4. Sólidos metálicos | 81
5. Fuerzas intermoleculares | 82
6. Arquitectura molecular: formas geométricas de las moléculas | 84
■ Desarrollo de competencias | 85
■ Actividades | 86
■ Ciencia + Tecnología
Del Big Bang al origen de los elementos químicos | 94
■ Laboratorios | 96

UNIDAD 3. El lenguaje de la química 100

Tema 1. Nomenclatura química |102
1. Los símbolos y las fórmulas químicas a través de la historia |102
2. Valencia y número de oxidación |103
3. Función química y grupo funcional |104
4. Radicales |112
■ Desarrollo de competencias |113
Tema 2. Reacciones y ecuaciones químicas |114
1. Representación de los fenómenos químicos |114
2. Clases de reacciones químicas |115
3. Balanceo de ecuaciones |117
4. Métodos para balancear ecuaciones |118
5. Las reacciones químicas y la energía |121
6. Ecuaciones termoquímicas |124
■ Desarrollo de competencias |125
Tema 3. Cálculos químicos |126
1. Cálculos basados en las ecuaciones químicas |126
2. Leyes ponderales |126
3. Cálculos estequiométricos |128
4. Cálculos químicos en los que intervienen gases |132
■ Desarrollo de competencias |133
■ Actividades |134
■ Ciencia + Tecnología
Extracción minera y sus efectos ambientales |140
■ Laboratorios |142

UNIDAD 4. Estados de agregación de la materia 146

Tema 1. Conceptos básicos |148
1. Fuerzas de atracción entre moléculas |148
2. Los gases |148
3. Los líquidos |153
4. Los sólidos |154
■ Desarrollo de competencias |157
Tema 2. Los gases |158
1. Propiedades de los gases |158
2. Teoría cinética de los gases |159
3. Leyes de los gases |160
4. Principio de Avogadro |163
5. Ecuación de estado o Ley de los gases ideales |163
6. Gases reales |164
7. Difusión de gases: ley de Graham |164
■ Desarrollo de competencias |165
■ Actividades |166
■ Ciencia + Tecnología
Pantallas y termómetros de cristal líquido |170
■ Laboratorios |172

UNIDAD 5. Las soluciones 176

Tema 1. El agua y las soluciones |178
1. El agua |178
2. Concepto de solución |181
3. Solubilidad |182
■ Desarrollo de competencias |183
Tema 2. La concentración de las soluciones |184
1. Definición de concentración |184
2. Unidades de concentración |184
3. Diluciones |188
■ Desarrollo de competencias |189
Tema 3. Propiedades coligativas de las soluciones y de los coloides |190
1. Propiedades coligativas de las soluciones |190
2. Coloides |193
■ Desarrollo de competencias |195
■ Actividades |196
■ Ciencia + Tecnología
El agua, un líquido poco común |202
■ Laboratorios |204

UNIDAD 6. Cinética química 208

Tema 1. Velocidad de reacción |210
1. Conceptos básicos |210
2. Factores que afectan la velocidad de reacción |213
■ Desarrollo de competencias |215
Tema 2. Equilibrio químico |216
1. Reacciones reversibles |216
2. Estados de equilibrio dinámico |216
3. Ley de acción de masas |216
4. La constante de equilibrio |217
5. Clases de equilibrio químico |220
6. Factores que afectan el equilibrio |221
■ Desarrollo de competencias |223
■ Actividades |224
■ Ciencia + Tecnología
Contaminación e intoxicación por metales pesados |228
■ Laboratorios |230

UNIDAD 7. Equilibrio en soluciones 234

Tema 1. Equilibrio en soluciones iónicas |236
1. Electrólitos |236
2. Equilibrios de solubilidad |237
3. Conceptos y teorías sobre ácidos y bases |239
■ Desarrollo de competencias |241
Tema 2. Equilibrio iónico del agua |242
1. Ionización del agua |242
2. Soluciones neutras, ácidas y básicas |243
3. Concepto de pH |243
4. Concepto de pOH |244
5. Cálculos relativos a pH y pOH |244
6. Indicadores de pH |246
7. Sistemas reguladores de pH |247
8. Titulación de soluciones |250
9. Ácidos polipróticos |252
■ Desarrollo de competencias |253
Tema 3. Electroquímica |254
1. Introducción |254
2. Reacciones de óxido-reducción |254
3. Algunos procesos electroquímicos |255
4. Leyes de Faraday |263
■ Desarrollo de competencias |265
■ Actividades |266
■ Ciencia + Tecnología
Pilas y baterías: energía química para la tecnología moderna |272
■ Laboratorios |274

Anexos

■ Proyectos científicos escolares |278
■ Glosario |286
■ Bibliografía |288



UNIDAD 1

Introducción a la química

Temas de la unidad

1. Generalidades
2. Materia y energía

 © Santillana



Para pensar…

Desde la Antigüedad el hombre ha intentado entender por qué y cómo se producen los fenómenos naturales que observa a su alrededor. Este anhelo de comprensión ha dado origen a diversas corrientes de pensamiento, como la religión, el arte o la ciencia. En las páginas que siguen nos centraremos en una de las muchas ramas en las que está dividida la ciencia: la química.

La química es una ciencia natural mediante la cual el hombre estudia la composición y el comportamiento de la materia, así como la relación de ésta con la energía.

Pero, comprender los fenómenos naturales no solo le ha servido a la humanidad para satisfacer su curiosidad. También ha servido para mejorar la calidad de vida de las personas. Así, materiales como plásticos , pinturas o detergentes; medicamentos como la penicilina, los antiácidos o la insulina, y máquinas como los refrigeradores o los motores de combustión interna, han sido posibles gracias al creciente conocimiento que tenemos del mundo a nuestro alrededor y muy especialmente gracias a los avances alcanzados en la química.

Para responder…

- ¿Cómo evolucionó la química a través de la historia?
- ¿Cómo trabajan los científicos?
- ¿Qué diferencia hay entre sustancia pura y mezcla?
- ¿Cómo se relacionan los conceptos de materia y energía?



Figura 1. Los egipcios fueron maestros en el trabajo de los metales.

1. Generalidades

En este tema haremos un pequeño recuento histórico sobre la química. Luego, explicaremos en qué consiste una metodología científica y finalizaremos ilustrando algunos conceptos relacionados con la medición y sus aplicaciones en la química.

1.1 La química a través la historia

Las primeras manifestaciones del ser humano relativas a la química se relacionan con actividades prácticas, como la cocción de alimentos y la metalurgia. Para el año 1200 a. de C. egipcios y babilonios habían alcanzado gran perfección en la aplicación de estas técnicas, siendo maestros en el manejo del vidrio y de metales como el oro, la plata y el hierro. No obstante, estos pueblos dieron poca importancia a la elaboración de una base teórica que soportara estos quehaceres cotidianos (figura 1).

En el siglo VI a. de C. surgen en Grecia las primeras teorías sobre la composición de la materia, gracias a filósofos como **Tales de Mileto** (625-545 a. de C.) y **Anaximandro** (611-547 a. de C.). Sus ideas fueron retomadas más tarde por **Aristóteles** (383-322 a. de C.) en la denominada **teoría de los cuatro elementos**, según la cual, tierra, agua, aire y fuego, al combinarse conformaban la materia y definían las cualidades fundamentales de los cuerpos. Años después, en el siglo V a. de C., **Demócrito** y **Leucipo** propusieron que la materia estaba compuesta por unas partículas mínimas indivisibles, a las que llamaron **átomos**.

1.1.1 La alquimia (500-1600 d. de C.)

Como resultado de la fusión entre el dominio técnico de los egipcios y la elaboración teórica y filosófica de los griegos, surgió la alquimia. Los alquimistas, a diferencia de sus predecesores, no solo deseaban comprender el mundo natural, sino que además buscaban la perfección en sí mismos. Este ideal se hallaba materializado en el oro. Por ello, los alquimistas encaminaron gran parte de sus esfuerzos a la manipulación de los metales y de un sinnúmero de sustancias con capacidad para interactuar con éstos y especialmente a la búsqueda de la **piedra filosofal**, compuesto mágico que podía transformar los metales en oro, así como proporcionar la eterna juventud.

Por esta senda, desarrollaron y perfeccionaron diversos instrumentos y métodos, los cuales han llegado a nosotros a través de términos como alcohol, baño de María, alambique, destilación y sublimación (figura 2).



Figura 2. Laboratorio alquímico pintado por Joannes Stradanus en 1570. Los alquimistas hicieron grandes aportes al conocimiento químico.

1.1.2 Surgimiento de la química moderna

Para los hombres de ciencia del siglo XVIII, la teoría de los cuatro elementos ya no era suficiente para explicar la composición y el comportamiento de la materia. Por ejemplo, los avances en el conocimiento de los gases ponían en duda que el aire fuera un elemento en lugar de un conjunto de diferentes sustancias.

 © Santillana



Figura 3. Ernest Rutherford realizó un valioso aporte al modelo atómico.





Figura 4. Watson y Crick propusieron el modelo original de la molécula de ADN.

Era una época en la que nada se daba por sentado, todo debía ser medido, pesado y comprobado. El representante más destacado de esa tendencia fue el químico francés **Antoine Lavoisier** (1743-1794), quien sentó las bases de la química moderna, al establecer que la materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma, y demostrar que el aire, el agua y el fuego no eran elementos.

1.1.3 Siglos XIX y XX

Durante el siglo XIX la investigación en química se centró en dilucidar la naturaleza de la materia. Así, **John Dalton** (1766-1844) presenta la primera propuesta consistente sobre la estructura atómica, que luego es complementada por **Ernest Rutherford** (1871-1937) (figura 3), con lo cual empieza a entreverse que el átomo se compone de partículas más pequeñas y que no es indivisible, como lo indica su nombre. Basado en estos trabajos, **Niels Bohr** (1885-1962) propone el sistema planetario del átomo, modelo precursor del aceptado actualmente.

Basado en todo el conocimiento acumulado sobre los elementos químicos, **Dimitri Mendeleiev** (1834-1907) organiza la tabla periódica de los elementos, con base en sus pesos atómicos.

El siglo XX es un período de grandes cambios. En 1905, **Albert Einstein** (1879-1955) presenta la teoría de la relatividad, con lo cual sacude las bases teóricas de la física y la química. En las primeras décadas del siglo, los esposos **Marie** y **Pierre Curie** estudian el fenómeno de la radiactividad y descubren dos nuevos elementos: el radio y el polonio.

En la segunda mitad del siglo XX la atención de los químicos se enfoca hacia el estudio de las partículas subatómicas y la fabricación sintética de diversos materiales, como los plásticos y los superconductores.

Finalmente, el misterio de la vida encabeza las investigaciones en genética y biología molecular. Así, en 1953, **Francis Crick** y **James Watson** (figura 4) resuelven la estructura tridimensional de la molécula de ADN (ácido desoxirribonucleico), base para comprensión del lenguaje de la vida. Posteriormente, en 1996, es presentado al mundo el primer organismo clonado (figura 5). Es así como la humanidad recibe el siglo XXI con un complejo pero inevitable conflicto ético relacionado con el papel de la ciencia en la sociedad.



Figura 5. La oveja Dolly: primer ser vivo clonado.



Figura 6. El trabajo en equipo es fundamental para lograr avances científicos.

1.2 ¿Cómo trabajan los científicos?

1.2.1 Características generales

El desarrollo del conocimiento científico, es decir, la creciente comprensión que tenemos del mundo que nos rodea, se basa en la experimentación y en el posterior planteamiento de explicaciones, que a su vez son la base para la construcción de teorías científicas.

Al analizar un determinado fenómeno, intentando establecer por qué motivo se produce, qué factores intervienen en él, qué relación tiene con otros fenómenos, etc., se puede proceder de dos maneras. En algunos casos basta con realizar una descripción detallada del fenómeno, sin necesidad de hacer mediciones, por esto se dice que es un trabajo **cualitativo**. En otros casos, es necesario realizar mediciones, precisas y rigurosas para formular matemáticamente las observaciones y las conclusiones derivadas de estas. Se dice entonces que el trabajo científico es **cuantitativo**.

Finalmente, un aspecto muy importante del trabajo científico es que se lleva a cabo en equipo (figura 6). Actualmente, el conocimiento acumulado es tan vasto, que es imposible que una sola persona pueda conocer todas las áreas. Por este motivo, es necesario que cada especialista aporte sus conocimientos al equipo para abordar los objetos de estudio de manera interdisciplinaria.

EJERCICIO

Menciona tres grandes descubrimientos científicos que hayan contribuido al mejoramiento de la vida del hombre.

1.2.2 Metodología científica

No existe una metodología única para desarrollar un proceso científico. Cada área del conocimiento tiene sus propios métodos, sus propias estrategias y enfrenta los problemas de su área desde distintos ángulos; sin embargo, todas se rigen por unos principios comunes. En el caso de las ciencias experimentales como la química, la biología y la física casi siempre emplean un método común, en el cual se pueden diferenciar las siguientes etapas:

- **Observación de fenómenos**: la observación es la base del trabajo científico. Observamos para entender por qué o cómo ocurren los fenómenos (figura 7). Utilizamos nuestros sentidos y diversos instrumentos de medida para observar y luego de haber realizado anotaciones y mediciones repetidas veces, podemos plantear preguntas concretas.



Figura 7. El trabajo científico requiere de cuidadosas observaciones. Estas pueden ser cualitativas o cuantitativas.

 © Santillana

- **Formulación de preguntas**: por ejemplo, ¿por qué cuando mezclo dos compuestos obtengo un tercero de otro color? Es muy importante que las observaciones que hagamos puedan ser reproducidas y confirmadas por otras personas. Una vez se ha definido el fenómeno que se quiere estudiar, en primer lugar se debe observar su aparición, las circunstancias en las que se produce y sus características.
- **Revisión de trabajos previos**: consiste en consultar diversas fuentes para informarse acerca de lo que se conoce hasta el momento sobre el tema que se va a tratar. Por esta razón se dice que la ciencia es acumulativa, pues los nuevos conocimientos se construyen sobre los anteriores y de esta manera se van ampliando.
- **Formulación de hipótesis**: consiste en proponer respuestas a las preguntas que nos habíamos formulado anteriormente, es decir, se trata de idear posibles explicaciones del fenómeno observado.
- **Comprobación experimental de la hipótesis**: consiste en intentar probar si la hipótesis planteada logra explicar satisfactoriamente el fenómeno en cuestión. Para ello se diseña un experimento, durante el cual se realizan nuevas observaciones, pero bajo condiciones controladas (figura 8).



Figura 8. No siempre los experimentos se realizan en un laboratorio.

- **Controlar variables**: es posible discernir el efecto de tal o cual factor sobre el desarrollo del fenómeno. Por ejemplo, si adiciono diferentes cantidades de una de las dos sustancias, ¿cambia el resultado? Cuando hablamos de controlar las condiciones nos referimos a definir intencionalmente ciertas variables que creemos puedan afectar el desarrollo del fenómeno. En nuestro ejemplo, las variables por controlar podrían ser la temperatura o la cantidad presente de cada sustancia.
- **Planteamiento y divulgación de las conclusiones**: las observaciones y datos obtenidos en el experimento constituyen resultados concretos que deben ser analizados con el fin de determinar si corroboran o no la hipótesis y plantear luego las conclusiones.

  En caso afirmativo, la hipótesis generará una teoría científica, es decir, una explicación que da razón de lo observado. De lo contrario se procede a replantearla y a diseñar nuevos experimentos. Las conclusiones deben ser comunicadas al resto de la comunidad científica, con el fin de generar discusiones y permitir que sean utilizadas como punto de partida para otros descubrimientos o como fundamento para aplicaciones tecnológicas.
- **Elaboración de leyes**. Después de una serie de experimentos, es posible evidenciar regularidades y relaciones entre diferentes sucesos que se enuncian de manera concisa y matemática en forma de leyes científicas. A diferencia de una teoría que está constituida por una serie de hipótesis que conforman un sistema deductivo y proporcionan explicaciones a un acontecimiento, una ley es descriptiva, no explicativa y se aplica a un conjunto bien definido de fenómenos, por lo que no puede tomarse como una verdad absoluta.

EJERCICIO

1. Para que una observación sea correcta, ¿cómo debe ser?
2. ¿Solo podemos observar lo que vemos? Justifica tu respuesta.
3. Indica qué pasos de la metodología científica necesitarías emplear para explicar la corrosión que experimentan algunos metales como el hierro.



Figura 9. Medir es comparar una unidad patrón con aquello que se desea cuantificar.

1.3 La medición

Los químicos caracterizan los procesos e identifican las sustancias mediante la estimación de ciertas propiedades particulares de estos. Para determinar muchas de esas propiedades es necesario tomar mediciones físicas.

Medir es comparar la magnitud física que se desea cuantificar con una cantidad patrón que se denomina **unidad** (figura 9). El resultado de una medición indica el número de veces que la unidad está contenida en la magnitud que se mide.

1.3.1 Las magnitudes físicas

No todos los rasgos que caracterizan un cuerpo o un determinado fenómeno pueden ser cuantificados. Por ejemplo, el olor y el sabor no pueden ser estimados objetivamente, sino que dependen de la apreciación de diferentes individuos. Aquellos rasgos que pueden ser medidos se denominan **magnitudes físicas**. Existen dos tipos de magnitudes físicas:

- **Magnitudes fundamentales**: son aquellas que no dependen de ninguna otra medida, expresan simplemente el número de veces que está la unidad patrón en lo que se desea medir, como por ejemplo la masa, la temperatura o la longitud (figura 10).
- **Magnitudes derivadas**: son aquellas que se expresan como la relación entre dos o más magnitudes fundamentales (figura 11). Por ejemplo, la densidad indica la cantidad de masa presente en una cierta unidad de volumen

1.3.2 El Sistema Internacional de Unidades

Las primeras mediciones se basaron probablemente en el cuerpo humano, por ejemplo expresando la longitud en pies. Luego, diferentes regiones estandarizaron unidades para su uso exclusivo. Cuando empezó a hacerse común el intercambio de conocimiento entre regiones, hacia mediados del siglo XIX, esta diversidad en la manera de medir se convirtió en un serio inconveniente. Para solucionar estos problemas la Academia de Ciencias de Francia creo el Sistema Internacional de Unidades (SI), según el cual existen siete magnitudes fundamentales, a partir de las cuales es posible expresar cualquier otra magnitud derivada. Sin embargo, también es empleado el sistema inglés, en donde se utilizan: el pie, la pulgada y la milla como unidades de longitud; la libra, como unidad de masa; el segundo, como unidad de tiempo; el grado Fahrenheit, como unidad de temperatura y el BTU, como unidad de presión.

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Corriente eléctrica	Amperio	A
Cantidad de materia	Mol	mol
Intensidad lumínica	Candela	cd

Figura 10. Magnitudes fundamentales del SI.

Magnitud	Definición de la magnitud	Unidad
Superficie	Extensión en que se consideran sólo dos dimensiones. Se calcula mediante la unidad de longitud elevada al cuadrado.	Metro cuadrado (m^2)
Volumen	Espacio ocupado por un cuerpo. Se calcula mediante la unidad de longitud elevada al cubo.	Metro cúbico (m^3)
Densidad	Cantidad de masa por unidad de volumen.	kg/metro cúbico (kg/m^3)
Velocidad de reacción	Cantidad de partículas formadas o desaparecidas por unidad de tiempo.	moles formados/segundo (mol/s)

Figura 11. Algunas de las magnitudes derivadas empleadas en química.

 © Santillana

1.3.3 Equivalencia entre unidades

No siempre utilizamos el SI de unidades. Con frecuencia, y especialmente en química empleamos unidades muy pequeñas, así por ejemplo expresamos la masa en gramos o miligramos (mg), o la longitud en micras (μm) o nanómetros (nm).

En estos casos debemos transformar unas unidades en otras equivalentes. La solución de estos inconvenientes está en el empleo de múltiplos y submúltiplos de las respectivas unidades.

En la figura 12 se presenta una tabla que contiene los prefijos más comunes y su respectiva equivalencia.

Para transformar la unidad en que se expresa la medida de una magnitud fundamental en su correspondiente unidad SI, basta conocer los múltiplos y submúltiplos de dicha unidad.

Así, por ejemplo, si queremos transformar 5 metros en centímetros, debemos saber que un metro equivale a 100 centímetros y por lo tanto los 5 metros equivalen a:

$$5\ \text{m} \cdot \frac{100\ \text{cm}}{1\ \text{m}} = 500\ \text{cm}$$

Si el caso corresponde a una magnitud derivada debemos considerar su definición y luego aplicar la transformación a cada una de las magnitudes fundamentales que la definen. Veamos algunos ejemplos.

Múltiplos del SI		
Prefijo	**Símbolo**	**Factor**
exa	E	10^{18}
penta	P	10^{15}
tera	T	10^{12}
giga	G	10^{9}
mega	M	10^{6}
kilo	k	10^{3}
hecto	h	10^{2}
deca	da	10

Submúltiplos del SI		
Prefijo	**Símbolo**	**Factor**
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}
atto	a	10^{-18}

Figura12. Prefijos más comunes wy su respectiva equivalencia.

EJEMPLOS

1. **Expresar la velocidad de un automóvil cuyo valor es 80 km/h en metros por segundo.**

   La solución requiere de la siguiente consideración:

   $$v = \frac{80\ \text{km}}{1\ \text{h}}$$

   $$v = \frac{80\ \text{km} \cdot \frac{1.000\ \text{m}}{1\ \text{km}}}{1\ \text{h} \cdot \frac{3.600\ \text{s}}{1\ \text{h}}} = \frac{80.000\ \text{m}}{3.600\ \text{s}} = 22{,}22\ \text{m/s}$$

   Observemos que en la operación anterior se utiliza la equivalencia de 1 km a 1.000 m y de 1 h a 3.600 s esto permite simplificar, y así, en la respuesta aparecen solo las unidades de equivalencia (m/s).

2. **Calcular el volumen en centímetros cúbicos de una caja de 0,5 metros de largo, 20 cm de ancho y 30 mm de profundidad.**

   El volumen expresa la capacidad que tiene un cuerpo y se expresa:

   V = largo × ancho × profundidad

   Ahora hay que convertir los 0,5 m a cm y los 30 mm a cm.

   $$0{,}5\ \text{m} \cdot \frac{100\ \text{cm}}{1\ \text{m}} = 50\ \text{cm} \text{ y } 30\ \text{mm} \cdot \frac{1\ \text{cm}}{10\ \text{mm}} = 3\ \text{cm}$$

   Entonces, aplicando la fórmula de volumen tenemos

   $V = 50\ \text{cm} \times 3\ \text{cm} \times 20\ \text{cm} = 3.000\ \text{cm}^3$

MENTES BRILLANTES

Resuelve los siguientes problemas con ayuda de las tablas proporcionadas.

1. Expresa en unidades del SI el valor de las siguientes medidas: 2,5 km, 2.500 nm, 250 μg, 30 mm.
2. El año luz es una unidad muy empleada en astronomía y se define como la distancia que recorre la luz en un año. Determina su equivalencia en el SI.
3. Indica en qué múltiplos o submúltiplos de unidades medirías las siguientes cantidades para evitar números demasiado grandes o pequeños:
   - El volumen de un vaso de agua.
   - La distancia entre dos estrellas.
   - La cantidad de agua contenida en un embalse.
   - El tamaño de un átomo.



Figura 13. Sentimos el calor del fuego debido a la diferencia de temperatura entre la hoguera y nuestro cuerpo.

1.4 Temperatura y calor

Como vimos anteriormente, la temperatura es una de las magnitudes fundamentales definidas por el SI. Se trata de una magnitud difícil de definir y que tiende a confundirse con el concepto de calor, aunque todos probablemente tenemos una idea más o menos intuitiva de calor y temperatura. Para dar claridad a este respecto vamos a profundizar un poco más en ambos conceptos.

Desde la Antigüedad se sabe que la materia está formada por partículas pequeñas llamadas átomos y moléculas, que dependiendo del estado en que se encuentre la materia, sus átomos o moléculas se hallan en mayor o menor grado de libertad. El grado de libertad depende de las fuerzas que existan entre los átomos o moléculas; si las moléculas se mueven es porque poseen energía bien sea potencial o cinética. De la misma manera que todas las personas que se encuentran alrededor de una fogata no experimentan el mismo grado de calor, tampoco todas las moléculas de un cuerpo tienen la misma energía; unas se mueven más rápido que otras, de tal manera que si queremos expresar de alguna forma la energía del cuerpo, tenemos que hacerlo mediante un valor que corresponda a la **energía promedio** de sus moléculas. Pues bien, el concepto que se puede deducir del ejemplo anterior es el de temperatura. **La temperatura de un cuerpo se define como una magnitud que mide la energía promedio de las moléculas que constituyen ese cuerpo**. La temperatura de un cuerpo es independiente de su masa, porque solo depende de la velocidad y la masa de cada una de sus moléculas. De otra parte, el concepto de calor corresponde a **la medida de la energía que se transfiere de un cuerpo a otro debido a la diferencia de temperatura que existe entre ellos** (figura 13).

1.4.1 Unidades de cantidad de calor

Siendo el calor una forma de energía, que se transfiere de una sustancia a otra en virtud de una diferencia de temperatura, se puede determinar la cantidad de calor midiendo el cambio de temperatura de una masa conocida que absorbe calor desde alguna fuente.

Según el SI el calor se mide en **julios**, que es una unidad de energía, no obstante, la **caloría** es más comúnmente empleada en todo el mundo (figura 14).

Una **caloría** se define como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua de 14,5° a 15,5°, equivale a 4,184 julios. Frecuentemente se emplea un múltiplo de la caloría, denominado **kilocaloría**, que equivale a 1.000 calorías.



Figura 14. El calor se mide mediante un calorímetro y se expresa en unidades denominadas calorías.

1.4.2 ¿Cómo medimos la temperatura?

- **El termómetro**

Es un capilar terminado en un bulbo que contiene el líquido que se dilata; está cubierto por un tubo externo que contiene la escala numérica.

La mayoría de los materiales conocidos se expanden, es decir, experimentan un aumento de volumen, cuando su temperatura aumenta, y se contraen cuando esta disminuye. El termómetro es un instrumento diseñado para medir la temperatura valiéndose de la expansión y contracción de un líquido, que generalmente es mercurio.

 © Santillana

Escalas termométricas

Existen varias escalas de temperatura. Para definir una escala se establecen arbitrariamente dos puntos de referencia que indican los extremos de la escala. La distancia entre estos puntos se divide entre un número definido de partes a las que se llama **grados** (figura 15).

Algunas de las escalas termométricas más utilizadas son:

- *Escala Celsius o centígrada* (°C). Denominada así en honor a su inventor **Anders Celsius**, esta escala emplea como puntos de referencia los puntos de congelación y de ebullición del agua, asignando un valor de cero al primero y de 100 al segundo. Debido a la asignación arbitraria del punto cero, en esta escala son posibles las temperaturas negativas, correspondientes a valores por debajo del punto de congelación del agua.
- *Escala Kelvin o absoluta* (K). Con el fin de evitar el empleo de valores negativos de temperatura, Lord Kelvin sugirió emplear como punto de inicio de la escala un valor conocido como cero absoluto, que corresponde a una temperatura de −273 °C, en la cual la energía cinética de las partículas es ínfima y por lo tanto corresponde a la temperatura más baja que se puede lograr. El tamaño de los grados en las escalas Kelvin y Celsius es el mismo, lo cual facilita la conversión de valores entre una y otra, como veremos más adelante.
- *Escala Fahrenheit* (°F). Esta escala se emplea comúnmente en los Es-tados Unidos y se diferencia de las anteriores en que al punto de congelación del agua se le asigna un valor de 32° y al de ebullición, 212°. Esto quiere decir que la diferencia de temperatura entre los dos puntos de referencia se compone de 180 partes o grados, en lugar de 100, como en las escalas Celsius y Kelvin. De esta manera, el tamaño relativo de un grado centígrado o Kelvin es mayor que el de un grado Fahrenheit.
- *Escala Rankine* (°R). En esta escala el intervalo entre el punto de congelación y de ebullición del agua es igual al intervalo que existe entre estos puntos en la escala Fahrenheit. La diferencia está en que el punto de congelación del agua se marca como 492°, mientras que el punto de ebullición se señala como 672°; el cero absoluto de esta escala corresponde al cero absoluto de la escala Kelvin. La escala Rankine es muy empleada en el campo de la ingeniería (figura 16).



Figura 15. El termómetro es el instrumento empleado para medir la temperatura de los cuerpos.

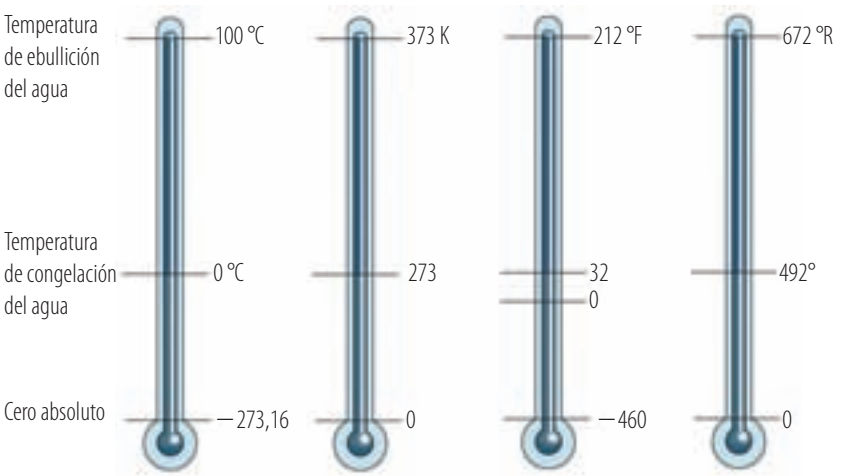


Figura 16. Comparación entre las diferentes escalas de temperatura y los puntos iniciales y finales en las mismas.



Figura 17. Para realizar una medida precisa de la cantidad de líquido que se encuentra dentro de un recipiente, se debe observar el menisco a la altura de los ojos. La parte baja del menisco indicará la medida.

Conversiones entre escalas de temperatura

Tan importante como conocer las distintas escalas de temperatura es aprender a medir (figura 17) y a realizar equivalencias o conversiones entre ellas.

Vamos a mostrar a continuación algunas fórmulas aritméticas que nos permiten convertir temperatura de una escala a otra. Relacionemos en primer lugar la escala centígrada y la Kelvin. Recordemos que el tamaño de un grado centígrado es el mismo que para un Kelvin, por consiguiente para transformar grados centígrados a Kelvin basta con adicionar 273 al valor dado en centígrados. En forma general se escribe como:

$$K = °C + 273$$

o para realizar el proceso contrario tenemos

$$°C = K - 273$$

Relacionemos ahora las escalas centígrada y Fahrenheit. En este caso recordemos que:

100 divisiones en °C equivalen a 180 divisiones en °F o bien 5 divisiones en °C equivalen a 9 divisiones en °F (esto se consigue dividiendo los dos números entre 20). Debido a que el punto de congelación del agua es 32 °F, debemos hacer la corrección necesaria adicionando 32° correspondientes a la diferencia que existe entre las dos escalas, es decir, que la expresión final será:

$$°F = \frac{9}{5}\,°C + 32 \text{ o } F = 1{,}8\,°C + 32$$

Para realizar la conversión contraria empleamos

$$°C = \frac{5}{9}(F - 32) \text{ o } C = \frac{F - 32}{1{,}8}$$

Para convertir grados Fahrenheit a Kelvin resulta más fácil convertir los primeros en centígrados y luego transformarlos a Kelvin. Si comparamos la escala Rankine y la Fahrenheit podemos establecer la siguiente relación:

$$\text{Temperatura Rankine} = \text{Temperatura Fahrenheit} + 460$$

Como el cero absoluto concuerda con el cero en la escala Rankine, para convertir grados Rankine a Kelvin podemos usar la siguiente expresión:

$$°R = \frac{9}{5} \cdot K$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. El alcohol etílico hierve a 78,5 °C. Expresa esta temperatura en Kelvin.
2. La temperatura producida por un arco eléctrico es de 25.600 °F, mientras que un soplete de acetileno alcanza una temperatura de 3.500 °C. ¿Cuál de los dos instrumentos reporta una temperatura mayor?

EJEMPLOS

1. Convertir 37 °C en Kelvin.

Empleando la fórmula anterior, tenemos:

$$K = °C + 273$$
$$K = 37\,°C + 273$$
$$K = 310$$

2. Convertir 20 °C a °F.

Aplicando $°F = 1{,}8 \cdot 20\,°C + 32$

tenemos que $°F = 68$

3. Convertir 150 K en grados Rankine.

Aplicando: $°R = \frac{9}{5} \cdot 150$

tenemos $°R = 270$

4. Convertir 40 °F a K.

Aplicando: $°F = 1{,}8\,°C + 32 \Longrightarrow$

$$\frac{°F - 32}{1{,}8} = °C \Longrightarrow °C = 4{,}4$$

Luego $K = °C + 273 = 4{,}4 + 273 = 277{,}4$

© Santillana

Interpreta

1. El desarrollo de la química le ha brindado al ser humano avances muy importantes en el ámbito científico y tecnológico. Sin embargo, algunos de estos aportes han sido utilizados con fines destructivos o han perjudicado el equilibrio del planeta. Menciona diez aportes de la química que hayan mejorado tu calidad de vida y diez que la estén afectando.

2. El objetivo del trabajo en química es, entre otros, interpretar los fenómenos que suceden a nuestro alrededor.

   En épocas pasadas, se realizaba de manera individual pero, desde hace algún tiempo, el trabajo interdisciplinar ha tomado un papel central en las investigaciones científicas. Explica los motivos que originaron este cambio en las comunidades científicas.



3. El Sistema Internacional de Unidades permite estandarizar las mediciones. Sin embargo, fuera del país encuentras datos de mediciones en otras unidades. Por ejemplo, en Miami observas letreros como: 70 millas/hora y 80 °F. ¿Cómo interpretas estos valores?

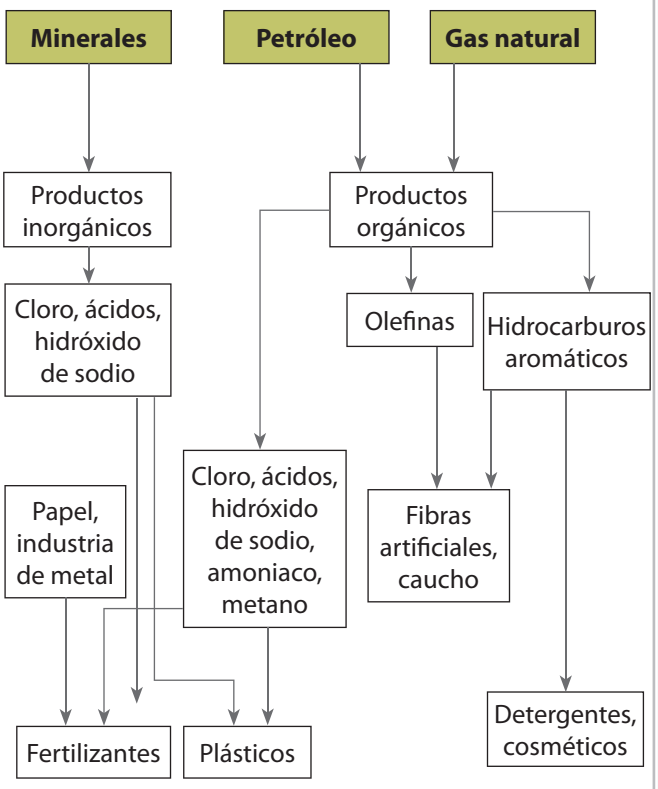
4. El alcohol etílico hierve a 78,5 °C y se congela a −117 °C a una atmósfera de presión. Convierte estas temperaturas a la escala Kelvin.

5. Si un termómetro en la escala Fahrenheit marca 32 °F, ¿qué valor marcará un termómetro en la escala Celsius a esta misma temperatura?

Argumenta

6. Los químicos industriales se dedican al análisis y a la investigación de las propiedades de numerosas sustancias utilizadas en la fabricación de productos y en el desarrollo de nuevos compuestos.

7. En el siguiente diagrama se presentan algunas materias primas, compuestos intermedios y productos de uso cotidiano, que se obtienen a partir de procesos generados en la industria química.



   a) Responde. ¿Cuáles son las ventajas y cuáles las desventajas de la obtención de estos productos?

   b) Consulta acerca de los diferentes campos de acción de la química en nuestro país.

Propone

8. Las ciencias experimentales utilizan como fuente, en la construcción de sus conceptos, una metodología experimental. Plantea un problema que quieras resolver y pon en marcha tu espíritu científico para elaborar conclusiones frente a dicha situación problemática. Presenta un breve informe a tu profesora o profesor acerca de la metodología que vas a utilizar y comparte con tus compañeros la propuesta.

9. Responde: ¿Se puede afirmar que el impacto producido por la actividad industrial y doméstica de diversos procesos químicos generados por el ser humano, se comparan con las catástrofes del pasado, que ocasionaron cambios geológicos y extinción de especies? Justifica tu respuesta.



Figura 18. Todo lo que nos rodea está constituido por materia.

2. Materia y energía

Como recordarás, materia es todo lo que nos rodea, es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La química es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades, su constitución cualitativa y cuantitativa, los cambios que experimenta, así como las variaciones de energía que acompañan a las transformaciones en las que interviene.

2.1 Propiedades de la materia

2.1.1 Propiedades generales o extrínsecas

Las propiedades generales son las propiedades comunes a toda clase de materia; es decir, no nos proporcionan información acerca de la forma como una sustancia se comporta y se distingue de las demás (figura 18). Las propiedades generales más importantes son:

- **Masa**, cantidad de materia que tiene un cuerpo.
- **Volumen**, espacio que ocupa un cuerpo.
- **Peso**, resultado de la fuerza de atracción o gravedad que ejerce la Tierra sobre los cuerpos.
- **Inercia**, tendencia de un cuerpo a permanecer en estado de movimiento o de reposo mientras no exista una causa que la modifique y se relaciona con la cantidad de materia que posee el cuerpo (figura 19).
- **Impenetrabilidad**, característica por la cual un cuerpo no puede ocupar el espacio que ocupa otro cuerpo al mismo tiempo.
- **Porosidad**: es la característica de la materia que consiste en presentar poros o espacios vacíos.

2.1.2 Propiedades específicas o intrínsecas

Las propiedades específicas son características de cada sustancia y permiten diferenciar un cuerpo de otro. Las propiedades específicas se clasifican en propiedades físicas y propiedades químicas.

- **Propiedades físicas**. Son las que se pueden determinar sin que los cuerpos varíen su naturaleza. Entre las propiedades físicas se encuentran:
  - *Propiedades organolépticas*: son aquellas que se determinan a través de las sensaciones percibidas por los órganos de los sentidos. Por ejemplo, el color, el olor, el sabor, el sonido y la textura.
  - *Estado físico* es la propiedad de la materia que se origina por el grado de cohesión de las moléculas. La menor o mayor movilidad de las moléculas caracteriza cada estado.

    Aunque tradicionalmente estamos acostumbrados a referirnos a tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso; investigaciones recientes proponen la existencia de otros estados, los cuales se producen, sobre todo, en condiciones extremas de temperatura y presión. Estos nuevos estados corresponden al estado de plasma y el superfluido.



Figura 19. Todos los cuerpos presentan una resistencia a modificar el estado en el que se encuentran, sea de reposo o de movimiento.

 © Santillana

El **plasma** es un estado que adoptan los gases cuando se calientan a elevadas temperaturas del orden de 10.000 °C: las moléculas adquieren tanta energía cinética, que los frecuentes choques provocan la ruptura de las moléculas e incluso de los átomos, lo que origina una mezcla de iones positivos y electrones deslocalizados, donde el número de cargas, además de los átomos y las moléculas, es prácticamente el mismo. En el universo la mayoría de materia se encuentra en este estado debido a las altas temperaturas que poseen las estrellas.

El **superfluido** es un estado que se consigue cuando un gas, como el helio, se licúa a altas presiones y temperaturas cercanas al cero absoluto. La sustancia se comporta como un líquido que trepa por las paredes y escapa. Presenta muy poca fricción y viscosidad.

— *Punto de ebullición*: es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado líquido al estado gaseoso.

— *Punto de fusión*: es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al estado líquido.

— *Solubilidad*: es la propiedad que tienen algunas sustancias de disolverse en un líquido a una temperatura determinada.

— *Densidad*: es la relación que existe entre la masa de una sustancia y su volumen. Por ejemplo, un trozo de plomo pequeño es más denso que un objeto grande y liviano como el corcho.

— *Dureza*: es la resistencia que oponen las sustancias a ser rayadas. Se mide mediante una escala denominada escala de Mohs que va de uno hasta diez. Así, por ejemplo, dentro de esta escala el talco tiene una dureza de uno (1), mientras que el diamante presenta un grado de dureza de diez (10).

— *Elasticidad*: es la capacidad que tienen los cuerpos de deformarse cuando se aplica una fuerza sobre ellos y de recuperar su forma original cuando la fuerza aplicada se suprime.

— *Ductilidad*: mide el grado de facilidad con que ciertos materiales se dejan convertir en alambres o hilos.

— *Maleabilidad*: mide la capacidad que tienen ciertos materiales para convertirse en láminas, como el cobre o el aluminio. En general, los materiales que son dúctiles también son maleables.

— *Tenacidad*: es la resistencia que ofrecen los cuerpos a romperse o deformarse cuando se les golpea. Uno de los materiales más tenaces es el acero.

— *Fragilidad*: es la tendencia a romperse o fracturarse.

- **Propiedades químicas**. Son las que determinan el comportamiento de las sustancias cuando se ponen en contacto con otras. Cuando determinamos una propiedad química, las sustancias cambian o alteran su naturaleza (figura 3). Por ejemplo, cuando dejamos un clavo de hierro a la intemperie durante un tiempo, observamos un cambio que se manifiesta por medio de una fina capa de óxido en la superficie del clavo. Decimos entonces que el clavo se oxidó y esto constituye una propiedad química tanto del hierro como del aire; el primero por experimentar una oxidación y el segundo por producirla.

  Algunas propiedades químicas son:

  — *Combustión*: es la cualidad que tienen algunas sustancias para reaccionar con el oxígeno, desprendiendo, como consecuencia, energía en forma de luz o calor.



Figura 20. Un metal se oxida en presencia de aire o agua (corrosión).

EJERCICIO

1. ¿Hay materia que no puede observarse a simple vista? Justifica tu respuesta.
2. Si todos los cuerpos están hechos de materia, ¿en qué se diferencian unos de otros?
3. Si un objeto tiene una masa muy grande, ¿debe tener necesariamente una densidad elevada? ¿Por qué?



Figura 21. La transformación del agua líquida en hielo y viceversa es un cambio físico.

— *Reactividad con el agua*: algunos metales como el sodio y el potasio reaccionan violentamente con el agua y forman sustancias químicas denominadas **hidróxidos** o **bases**.

— *Reactividad con las sustancias ácidas*: es la propiedad que tienen algunas sustancias de reaccionar con los ácidos. Por ejemplo, el magnesio que es un metal, reacciona con el ácido clorhídrico para formar hidrógeno gaseoso y una sal de magnesio.

— *Reactividad con las bases*: es la propiedad que poseen ciertas sustancias de reaccionar con un grupo de compuestos químicos denominados bases o hidróxidos. Así, por ejemplo, la formación de la sal común o cloruro de sodio (NaCl) se debe a la reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH).

2.2 Transformaciones de la materia

2.2.1 Transformaciones físicas

Son aquellas transformaciones o cambios que no afectan la composición de la materia. En los cambios físicos no se forman nuevas sustancias.

Se dan cambios físicos cuando ocurren fenómenos como los siguientes: el aroma de un perfume se esparce por la habitación al abrir el frasco que lo contiene; al añadir azúcar al agua, el azúcar se disuelve en ella. En estos ejemplos, el perfume se evapora y el azúcar se disuelve. Cada una de estas transformaciones se produce sin que cambie la identidad de las sustancias; sólo cambian algunas de sus propiedades físicas por lo que se dice que ha sucedido una **transformación física** (figura 21).

También son cambios físicos, los **cambios de estado**, porque no se altera la composición o naturaleza de la sustancia (figura 22). Los cambios de estado dependen de las variaciones en las fuerzas de cohesión y de repulsión entre las partículas. Cuando se modifica la presión o la temperatura, la materia pasa de un estado a otro. Veamos.

- Al **aumentar la presión**, las partículas de materia se acercan y aumenta la fuerza de cohesión entre ellas. Por ejemplo, un gas se puede transformar en líquido si se somete a altas presiones.
- Al **aumentar la temperatura**, las partículas de materia se mueven más rápido y, por tanto, aumenta la fuerza de repulsión entre ellas. Por ejemplo, si se calienta un líquido, pasa a estado gaseoso.

Son cambios de estado la fusión, la solidificación, la vaporización, la condensación y la sublimación.

- **Fusión**: es el paso del estado sólido al estado líquido.
- **Solidificación**: es el proceso inverso a la fusión, es decir, es el cambio del estado líquido al estado sólido.
- **Vaporización**: es el paso de líquido a gas por acción del calor.
- **Condensación**: es el proceso inverso a la evaporación, es decir, es el cambio de gas a líquido.
- **Sublimación progresiva**: es el paso del estado sólido al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido.
- **Sublimación regresiva**: es el proceso inverso a la sublimación progresiva. Del estado gaseoso se pasa al estado sólido al bajar la temperatura.

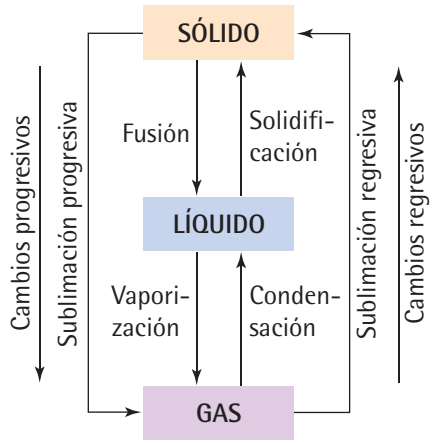


Figura 22. Los cambios de estado que se producen por absorción de calor se denominan progresivos; los que se producen por desprendimiento de calor se denominan *regresivos*.

 © Santillana

2.2.2 Transformaciones químicas

Son aquellas transformaciones o cambios que afectan la composición de la materia. En los cambios químicos se forman nuevas sustancias (figura 23).

Por ejemplo cuando ocurren fenómenos como los siguientes: un papel arde en presencia de aire (combustión) y un metal se oxida en presencia de aire o agua (corrosión), podemos decir que cambió el tipo de sustancia, convirtiéndose en otra diferente: por eso se dice que se produjo una **transformación química**.

En las transformaciones químicas se producen **reacciones químicas**. Una reacción química se da cuando dos o más sustancias entran en contacto para formar otras sustancias diferentes. Es posible detectar cuándo se está produciendo una reacción química porque observamos cambios de temperatura, desprendimiento de gases, etc.



Figura 23. La fosforescencia es la propiedad electromagnética de algunas sustancias para emitir radiación que puede observarse en la oscuridad.

2.3 Clases de materia

La materia puede presentarse como una sustancia pura o como una mezcla. Veamos.

2.3.1 Las sustancias puras

Una **sustancia pura** es aquella compuesta por un solo tipo de materia, presenta una composición fija y se puede caracterizar por una serie de propiedades específicas. Por ejemplo, al analizar una muestra pura de sal común siempre encontramos los mismos valores para propiedades tales como la solubilidad (36 g/100 cm^3 a 20 °C), la densidad (2,16 g/cm^3) y el punto de fusión (801 °C). Los valores de las propiedades específicas de las sustancias puras siempre son los mismos.

Las sustancias puras no pueden separarse en sus componentes por métodos físicos.

Según la composición química, las sustancias puras se clasifican en: **sustancias simples o elementos químicos, y sustancias compuestas o compuestos químicos**.

Elemento químico

Un elemento químico es una sustancia pura, que no puede descomponerse en otras más sencillas que ella. El hierro, el oro y el oxígeno son ejemplos de elementos químicos (figura 24), ya que no pueden descomponerse en otras sustancias diferentes a ellos.

Los elementos químicos se representan mediante **símbolos**. Los símbolos siempre empiezan con una letra mayúscula. En algunos casos el símbolo corresponde a la letra inicial del nombre del elemento, por ejemplo, carbono (C) y oxígeno (O). En otros casos, se simboliza con la letra inicial del elemento en mayúscula, seguida por una segunda letra del nombre que siempre es minúscula, por ejemplo, cesio (Cs) y magnesio (Mg).

Hay algunos elementos cuyos nombres latinos o griegos no coinciden con los españoles y de ahí que haya símbolos que no tienen relación con el nombre en español del elemento, por ejemplo, el hierro (Fe), del latín **ferrum**.

Los elementos químicos se clasifican en dos grandes grupos: los **metales** y los **no metales**.



Figura 24. El hidrógeno es un elemento que se puede obtener en el laboratorio a partir de la reacción entre el ácido clorhídrico y el cinc.

Compuesto químico

Un compuesto químico es una sustancia pura, formada por la combinación química de dos o más elementos, en proporciones definidas (figura 8). Por ejemplo, 1 g de cloruro de sodio siempre contiene 0,3934 g de sodio y 0,6066 g de cloro, combinados químicamente. Los compuestos se representan por medio de **fórmulas**. Una fórmula química muestra los símbolos de los elementos que forman el compuesto, y la proporción que existe entre ellos, es decir, señalan su composición química. Por ejemplo, la fórmula del agua es H_2O, lo que indica que esta sustancia está formada por hidrógeno y oxígeno en una proporción de 2:1.

Los compuestos se pueden clasificar en dos grandes grupos:

- Los **compuestos orgánicos**: son aquellos que tienen al carbono como elemento principal combinado con elementos como el hidrógeno, oxígeno y nitrogeno. Los carbohidratos, los lípidos y las proteínas son ejemplos de compuestos orgánicos.
- Los **compuestos inorgánicos**: son aquellos que no tienen al carbono como elemento principal. El agua (H_2O) y el cloruro de sodio (NaCl) son ejemplos de compuestos inorgánicos.

2.3.2 Las mezclas

Las mezclas son uniones físicas de sustancias en las que la estructura de cada sustancia no cambia, por lo cual sus propiedades químicas permanecen constantes y las proporciones pueden variar. Además, es posible separarlas por procesos físicos. Por ejemplo, la unión de agua con tierra es una mezcla.

En una mezcla, la sustancia que se encuentra en mayor proporción recibe el nombre de **fase dispersante** o **medio**, y la sustancia que se encuentra en menor proporción recibe el nombre de **fase dispersa**. De acuerdo con la fuerza de cohesión entre las sustancias, el tamaño de las partículas de la fase dispersa y la uniformidad en la distribución de estas partículas las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

- **Mezclas homogéneas** son aquellas mezclas que poseen la máxima fuerza de cohesión entre las sustancias combinadas; las partículas de la fase dispersa son más pequeñas, y dichas partículas se encuentran distribuidas uniformemente. De esta manera, sus componentes no son identificables a simple vista, es decir, se perciben como una sola fase. También reciben el nombre de **soluciones** o **disoluciones**.

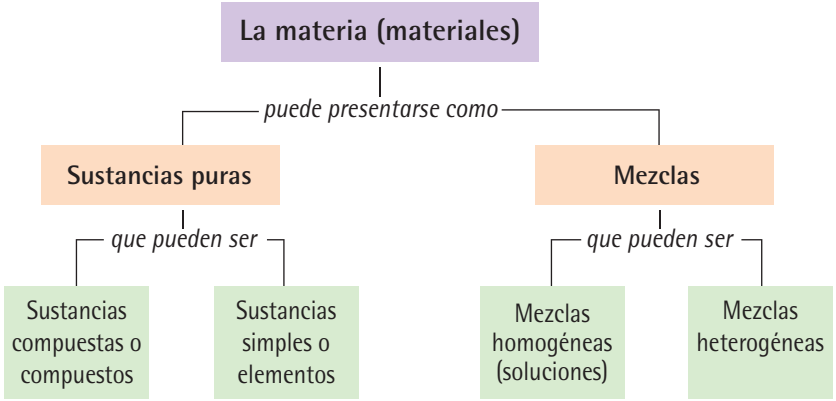


Figura 25. Clasificación de la materia.

EJERCICIO

1. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Explica todas tus respuestas.
   - Todas las disoluciones son mezclas.
   - Todas las mezclas son disoluciones.
   - Todas las sustancias puras son homogéneas.
   - Ninguna mezcla presenta un aspecto homogéneo.
2. Clasifica las siguientes sustancias en sustancias puras, mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas: mayonesa, madera, salsa de tomate, cartón, cemento, jugo de naranja, agua marina, papel y granito.

 © Santillana

- **Mezclas heterogéneas** son aquellas mezclas en las que la fuerza de cohesión entre las sustancias es menor; las partículas de la fase dispersa son más grandes que en las soluciones y dichas partículas no se encuentran distribuidas de manera uniforme (figura 26). De esta forma, sus componentes se pueden distinguir a simple vista. Por ejemplo, la reunión de arena y piedras forma una mezcla heterogénea. Las mezclas heterogéneas pueden ser **suspensiones** o **coloides**.
  - — **Suspensiones**: son las mezclas en las que se aprecia con mayor claridad la separación de las fases. Generalmente están formadas por una fase dispersa sólida insoluble en la fase dispersante líquida, por lo cual tienen un aspecto opaco y, si se dejan en reposo, las partículas de la fase dispersa se sedimentan. El tamaño de las partículas de la fase dispersa es mayor que en las disoluciones y en los coloides. Por ejemplo, el agua con arena es una suspensión.
  - — **Coloides**: son mezclas heterogéneas en las cuales las partículas de la fase dispersa tienen un tamaño intermedio entre las disoluciones y las suspensiones, y no se sedimentan. Las partículas coloidales se reconocen porque pueden reflejar y dispersar la luz. Por ejemplo, la clara de huevo y el agua jabonosa son coloides.

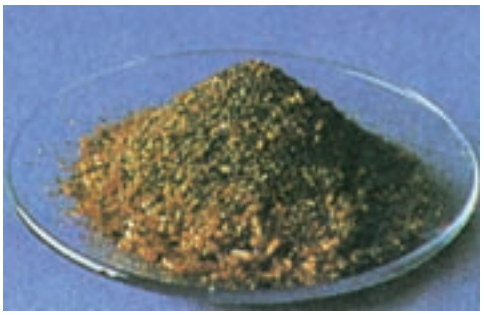


Figura 26. Mezcla heterogénea formada por dicromato de potasio (cristales de color naranja) y limaduras de hierro.

2.4 Separación de mezclas

Cuando se desean separar los componentes de una mezcla, es necesario conocer el tipo de mezcla que se va a utilizar, antes de seleccionar el método que se va a emplear. Una forma de agrupar las mezclas es la siguiente: mezclas de sólidos, mezclas de sólido con líquido y mezclas de líquidos entre sí.

2.4.1 Separación de mezclas de sólidos

Se emplean básicamente dos métodos: la separación manual o tamizado y la levigación.

- La **separación manual** o **tamizado** se utiliza cuando la mezcla está formada por partículas de diferentes tamaños. El instrumento utilizado se denomina *tamiz*, consta de un cedazo, de un recipiente y su tapa. Este método es muy utilizado en el análisis de suelos y en la industria de las harinas.
- La **levigación** consiste en pulverizar la mezcla sólida y tratarla luego con disolventes apropiados, basándose en su diferencia de densidad. Este método es muy empleado en la minería especialmente en la separación del oro (figura 27).
- La **imantación** o **separación magnética** consiste en separar metales y no metales, utilizando un campo magnético (imán).

2.4.2 Separación de mezclas sólido-líquido

Con este propósito se pueden utilizar los siguientes métodos:

- La **decantación**. Este método se basa en la diferencia de densidad de las sustancias que componen la mezcla. Para separar una mezcla de un sólido con un líquido, se pone la mezcla en un recipiente y se deja en reposo por algún tiempo, hasta que el sólido se precipite, es decir, se deposite en el fondo del recipiente. Como casi siempre queda una pequeña parte de líquido en la parte sólida se puede terminar la separación por evaporación.



Figura 27. La levigación es un método empleado en la minería para separar los metales preciosos.

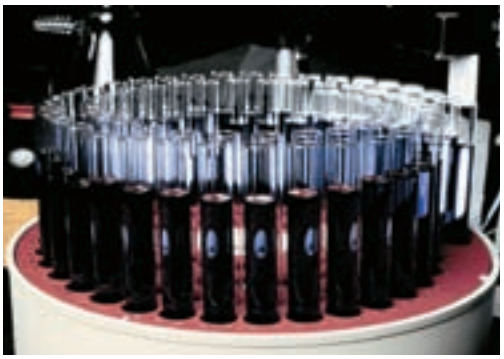


Figura 28. Centrífuga empleada para separar los componentes de una mezcla.

- La **filtración** consiste en pasar la mezcla por un filtro. El filtro es un material poroso de papel especial que deja pasar por los poros el líquido y retiene las sustancias en estado sólido que se encuentran en forma de grano grueso o polvo muy fino.

  En una filtración se llama **residuo** lo que queda en el papel de filtro, y **filtrado** lo que pasa a través de éste.

  La filtración es un método muy empleado en el laboratorio, en la industria y en el tratamiento de aguas residuales.
- La **centrifugación** consiste esencialmente en someter la mezcla a la acción de la fuerza centrífuga, haciendo girar el recipiente con la mezcla a gran velocidad, con esto el sólido se deposita en el fondo del recipiente, mientras que el componente líquido queda como un sobrenadante que se puede separar fácilmente por decantación. Este método es muy empleado en química analítica, en la industria (figura 28) y en el laboratorio clínico.

2.4.3 Separación de mezclas de líquidos

Para realizar esta separación se puede usar la destilación simple, la destilación fraccionada y la cromatografía.

- La **destilación simple** se fundamenta en la diferencia en los puntos de ebullición de los componentes de la mezcla. Por calentamiento se hace que el líquido de más bajo punto de ebullición se evapore primero, para luego recogerlo haciendo pasar sus vapores por un medio refrigerado llamado **refrigerante** o **condensador**.
- La **destilación fraccionada** es empleada cuando se requiere hacer la separación de una mezcla que está formada por varios líquidos cuyos puntos de ebullición son diferentes pero muy próximos entre sí. Este procedimiento es empleado en la industria del petróleo. El líquido con el punto de ebullición más bajo, saldrá primero convertido en vapor, el cual se condensa al pasar por un refrigerante y posteriormente se recoge en un recipiente; la temperatura se controla mediante un termómetro. Este procedimiento se repite varias veces hasta aislar todos los componentes de la mezcla.
- **Cromatografía**. Las primeras investigaciones sobre cromatografía fueron realizadas entre 1903 y 1906 por el botánico ruso **Mikhail Tswett**.

  Tswett separó pigmentos de las hojas de las plantas por **cromatografía en columna**. Primero disolvió los pigmentos de las hojas en éter de petróleo, un líquido similar a la gasolina; luego, los hizo pasar a través de una columna de vidrio empacada con carbonato de calcio pulverizado y finalmente, lavó la columna vertiendo en ella más éter de petróleo. Tswett observó que los diferentes pigmentos se repartían a lo largo de la columna formando bandas coloreadas; estas bandas, cada una de las cuales contenía un pigmento puro, se separaban más a medida que se movían hacia abajo de la columna, de modo que se podían obtener pigmentos puros. El nombre cromatografía se originó de esta primera separación de sustancias coloridas (la raíz *chromato* significa "color") aunque la técnica no se limita a sustancias coloridas (figura 29).

  La **cromatografía** es entonces un método analítico empleado en la separación, identificación y determinación de los componentes químicos en mezclas complejas.



Figura 29. Equipo utilizado en la técnica de cromatografía en columna.

 © Santillana

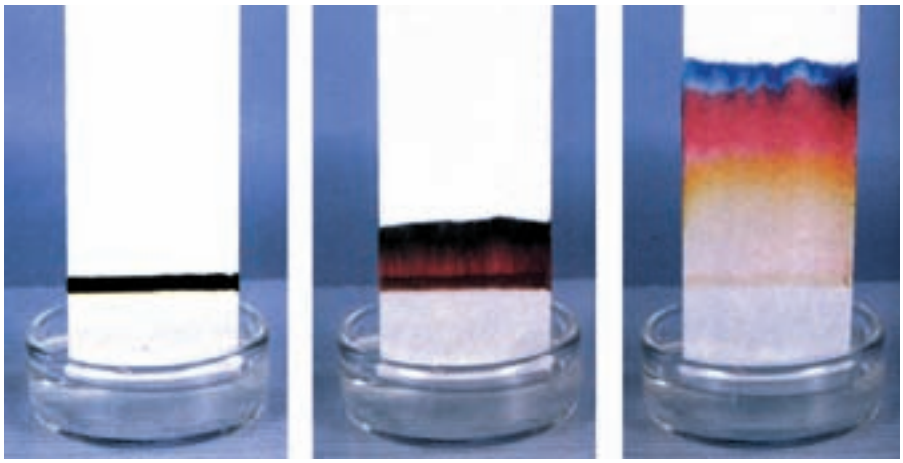


Figura 30. Cromatografía de papel: los colorantes de la tinta se separan a medida que la fase móvil (solución de metanol y agua) se desplaza sobre la fase estacionaria.

Aunque puede resultar difícil definir con rigor el término cromatografía ya que el concepto se ha aplicado a una gran variedad de sistemas y técnicas, se puede decir que todos estos métodos tienen en común el empleo de una **fase estacionaria** y una **fase móvil**. Los componentes de una mezcla son llevados a través de la fase estacionaria por el flujo de una fase móvil gaseosa o líquida. Las separaciones están basadas en las diferencias en la velocidad de migración entre los componentes de la muestra.

- La **fase estacionaria** se encuentra empacada en un tubo o columna y puede ser un sólido poroso o un líquido poco volátil a la temperatura de la columna y uniformemente distribuido sobre un soporte sólido inerte.
- La **fase móvil** en cromatografía líquida, es un líquido que fluye continuamente a través de la columna y arrastra en su paso la muestra por separar; puede ser un solvente puro o una mezcla de ellos.

- La **cromatografía de papel** utiliza como adsorbente papel de filtro, en él se coloca la mezcla que se va a separar y se pone en contacto con el disolvente. Una vez corrido el disolvente, se retira el papel y se deja secar (figura 30).

EJERCICIO

Menciona por lo menos dos fuentes de energía alternativas que puedan ser aprovechadas en la región donde vives. Elabora una lista de ventajas que esas fuentes podrían tener para proteger el ambiente.

2.5 La energía

2.5.1 Concepto de energía

Todos los cambios y transformaciones que ocurren en la materia están acompañados por cambios en la energía. En términos sencillos la energía se define como la capacidad que posee un cuerpo para producir trabajo.

2.5.2 La química y la energía

Hasta la mitad del siglo XIX, la madera fue la principal fuente de energía. Más tarde el carbón tomó su lugar y solo a comienzos del siglo XX hizo su aparición el petróleo. Sin embargo, la gran demanda de este producto está llevando al agotamiento de las fuentes convencionales y se estima que se puede presentar una crisis a mediados del siglo XXI. Por esta razón, actualmente, los científicos han encaminado sus esfuerzos hacia el desarrollo de fuentes alternativas de energía (figura 31). Veamos.



Figura 31. El empleo de celdas solares podría ser una buena alternativa para los países de la zona tórrida como el nuestro.

- **Energía eléctrica**. La química ha creado nuevos materiales capaces de conducir la corriente eléctrica en forma más eficiente para usarla en instrumentos tan diversos como marcapasos, herramientas portátiles, cámaras fotográficas, etc.

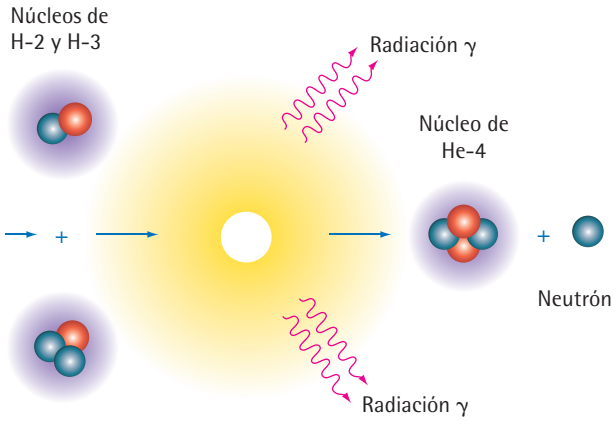


Figura 32. La fusión nuclear parece ser el secreto del sol para producir su inagotable energía. En la ilustración se observa cómo los átomos de hidrógeno se fusionan para producir un átomo de helio y liberar grandes cantidades de energía.

- **Celdas de combustión.** Una forma alternativa de transformar la energía química en electricidad, es la oxidación directa del combustible en una celda de combustión. Este dispositivo puede duplicar la eficiencia energética, en comparación con la obtenida por motores y en las plantas termoeléctricas.

  En la celda de combustión, el combustible sufre un proceso electroquímico. Este no genera óxidos de nitrógeno que son contaminantes atmosféricos y no pierde el agua que se genera en la combustión.

- **Energía nuclear**. Existen dos formas de producir energía a través de las reacciones nucleares: la fisión y la fusión. La **fisión** se produce por un proceso inducido por neutrones con ruptura de núcleos pesados y la **fusión** implica la unión de núcleos ligeros, principal fuente de la energía solar (figura 32). El método de fusión produce cantidades moderadas de desechos radiactivos y su desarrollo permanece aún en la etapa de investigación.

  La energía nuclear tiene múltiples aplicaciones: en la obtención de energía eléctrica, el tratamiento de enfermedades (figura 33), la conservación de alimentos, los procesos industriales y agrícolas, entre otros.

- **Generación de corriente por energía solar**. La energía solar puede ser convertida en electricidad, sin el impacto negativo que tiene el uso de los combustibles fósiles sobre el ambiente. El uso de celdas y páneles permite convertir la energía solar en electricidad. Sin embargo, su aplicación masiva aún está en estudio debido a su alto costo y escasa eficiencia.

2.5.3 Ley de la conservación de la materia y la energía

En todos los procesos que se dan en la naturaleza se cumple el principio de la conservación de la energía, que se enuncia así: **en toda transformación energética, la energía emitida es igual a la energía absorbida**.

Este principio indica que, cuando un cuerpo cede energía a otro cuerpo, la cantidad de energía cedida por el primero es igual a la ganada por el segundo. Por ejemplo, la energía eléctrica que recibe un bombillo es igual a la suma de las energías luminosa y calórica emitidas por ese bombillo.

Sin embargo, la conservación de la energía es cuantitativa, o sea que su valor numérico es igual antes y después de que haya ocurrido una transformación energética; pero no se conserva cualitativamente, es decir, se degrada después de cada transformación.

En lo que corresponde al estudio de la química, las reacciones químicas siempre están acompañadas de cambios de energía, pero únicamente en las reacciones nucleares que envuelven enormes cantidades de energía, se vuelve significativa la cantidad de materia que se convierte en energía. Los cambios en la masa que ocurren en las reacciones químicas ordinarias son tan pequeños que no representan un cambio importante o que se puedan medir con facilidad. Este hecho permite la siguiente generalización: **en las reacciones químicas ordinarias, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos**.



Figura 33. La energía proveniente de los átomos debidamente controlada representa beneficios para el ser humano: el cobalto radiactivo es usado en terapia contra el cáncer.

 © Santillana

Interpreta

1. Las sustancias existen en forma de elementos y compuestos, cada uno de los cuales posee características particulares. ¿Qué hace que una sustancia posea propiedades exclusivas?

2. Clasifica los materiales que aparecen en el cuadro como: elementos, compuestos o mezclas:

Materiales	Elemento	Compuesto	Mezcla
Aspirina			
Gasolina			
Oro			
Leche			
Papel			
Algodón			
Agua con azúcar			
Vidrio			
Sal			

3. En cualquier lugar podemos detectar la presencia de la química. Escribe una lista de 10 sustancias químicas diferentes que encuentres en tu casa.

4. Indica el procedimiento de separación utilizado y la propiedad física en la que se basa la separación de las siguientes mezclas.

Mezcla	Procedimiento	Fundamentada en
Hierro y azufre		
Agua y sal		
Alcohol y vinagre		
Agua y aceite		
Mezcla de tintas		

5. Determina cuáles de los siguientes cambios son físicos y cuáles son químicos, y explica por qué:

   a) Quemar papel

   b) Limpiar los objetos de plata

   c) Hacer hielo en el congelador

   d) Hervir agua

   e) Fundir hierro

Argumenta

6. Algunos fenómenos se aprovechan para producir energía. Otros se utilizan para fabricar productos de consumo diario. ¿Por qué se afirma que estos procesos son cambios químicos?

7. Un laboratorista al estudiar las propiedades de una sustancia química desconocida, X, obtiene los siguientes resultados:

   - X es un sólido blanco a temperatura ambiente.
   - X tiene punto de fusión de 200 °C, aproximadamente.
   - X se disuelve en agua para dar una solución coloreada.
   - Al someterla a electrólisis, de X se obtiene más de un producto.
   - X forma un sólido blanco al calentarlo en presencia de aire.

   Determina cuál de estos resultados corresponde a una propiedad física o química de la materia y si la sustancia analizada es un elemento o un compuesto químico.

Propone

8. Diseña un experimento mediante el cual puedas mostrar la formación de nuevas sustancias a partir de otras de uso cotidiano, como la leche y las frutas.

9. El deterioro de los metales producido por la acción del medio ambiente se denomina *corrosión*, fenómeno que afecta a los barcos, los automóviles y las construcciones metálicas que están expuestos a la intemperie.

   a) Responde: ¿qué propiedades deben presentar los anticorrosivos para evitar esta reacción?

   b) ¿Qué métodos propones para recuperar los monumentos deteriorados por la corrosión?

10. Diseña un experimento que permita la separación de agua, arena y sal.

11. Explica: si tienes vapor de agua y quieres obtener hielo, ¿qué procedimientos debes aplicar?

12. Elabora un cuadro para realizar el análisis sobre qué propiedades de la materia emplearías para analizar una muestra desconocida que se encuentra en el laboratorio.

Actividades

Verifica conceptos

1. Las siguientes temperaturas, ¿a cuánto corresponden en la escala Kelvin?:

   a) 35 °C
   b) 87 °F
   c) 28 °C
   d) 4 °F

2. El xenón tiene un punto de congelación de 133 K. Determina cuál será su punto de congelación en las escalas Fahrenheit y Celsius.

3. Establece algunas diferencias entre:

   a) Temperatura y calor.
   b) Escala absoluta y escala Rankine.
   c) Formulación de preguntas y formulación de hipótesis.
   d) Unidades de calor y unidades de temperatura.

4. El año luz es una unidad muy empleada en astronomía y se define como la distancia que recorre la luz en un año. Determina su equivalencia en el SI, recuerda que la velocidad de la luz es 3×10^8 m/s.

5. Indica en qué múltiplos y submúltiplos de unidades medirías las siguientes cantidades para evitar números demasiado grandes o pequeños:

   a) El volumen de un vaso de agua.
   b) La distancia entre dos estrellas.
   c) La cantidad de agua en un embalse.
   d) El tamaño de un átomo.

Analiza y resuelve

6. Actualmente los químicos industriales se dedican a la fabricación de productos que mejoran nuestra calidad de vida, tanto a nivel del cuidado de la piel, como aquellos relacionados con el cuidado del organismo. Sin embargo, una desventaja de estas actividades es la producción de residuos que contaminan el ambiente.

   a) ¿Cuáles son las ventajas y las desventajas de la obtención de estos productos?
   b) ¿Qué otros campos de acción tiene la química industrial?

7. Los avances del siglo XX comprobaron la composición de los átomos y la identificación de partículas subatómicas, con lo que se pudo explicar la naturaleza del enlace entre distintos átomos. Además se creó la bioquímica, que permitió estudiar los organismos vivos, descifrar el código genético, crear la biología molecular y la ingeniería genética, que han permitido reproducir moléculas vivas en el laboratorio.

   a) ¿Cómo han contribuido estos descubrimientos en el desarrollo de las ciencias?
   b) ¿Cómo se logró confirmar que los átomos no son indivisibles?

Problemas básicos

8. Responde. ¿Qué sucedería si las fuentes de energía, de las que dependemos, se agotaran?

9. Conforma un equipo de trabajo. Con base en los elementos característicos de las ciencias, los problemas estructurantes de la química y sus retos en la actualidad, plantea situaciones problema relacionadas con tu vida cotidiana y debate acerca de la incidencia de la química en la actualidad.

Problemas de profundización

10. El investigador colombiano Manuel Elkin Patarroyo afirma: "La salud y, en general, la calidad de vida de un pueblo ha estado ligada al potencial generador de conocimiento y tecnología de una nación. Por eso, es necesario replantearse las políticas de ciencia y técnica de nuestras naciones".

    ¿Qué tipo de avances en ciencia y tecnología nos permitirían aportar a nuestra calidad de vida?



© Santillana

Verifica conceptos

1. Convierte las siguientes unidades a gramos:
   a) 1,5 kg
   b) 45 mg
   c) 15 lb
   d) 1 ton

2. En un experimento de laboratorio se registraron las siguientes masas: 3 kg, 4.000 g, 650 mg y 0,6 mg. ¿Cuál es la masa total en gramos?

3. Calcula la densidad de una pieza de metal que tiene una masa de 25 g y ocupa un volumen de 6 mL.

4. Escribe V, si el enunciado es verdadero o F, si es falso.

- ☐ Una sustancia pura posee propiedades variables.
- ☐ El ácido clorhídrico comercial es una mezcla homogénea.
- ☐ El punto de fusión es una propiedad química de la materia.
- ☐ La sublimación es un cambio físico.
- ☐ Toda mezcla heterogénea posee composición definida.
- ☐ Las propiedades físicas no involucran cambios en la composición y la estructura de la materia.
- ☐ Las mezclas están formadas por sustancias puras.
- ☐ La combustión del papel se considera como una propiedad física.
- ☐ El bronce es considerado una mezcla homogénea.
- ☐ Una sustancia pura, como la sangre, posee composición y propiedades definidas.
- ☐ La densidad y la masa son propiedades físicas.
- ☐ Para producir la condensación es necesario un aumento de temperatura.
- ☐ Los cambios de la materia se consideran propiedades químicas.
- ☐ Las mezclas poseen siempre propiedades y composición definida.
- ☐ Un compuesto es siempre una mezcla homogénea.
- ☐ El agua es una sustancia pura.
- ☐ Si tenemos vapor de agua y queremos obtener hielo, debemos llevar a cabo los procesos de fusión y solidificación.

5. La materia se puede clasificar en mezclas y sustancias puras. Si se te pide clasificar el agua potable y el agua pura en alguna de estas divisiones, ¿en cuál situarías al agua potable y en cuál al agua pura? Justifica tu respuesta.

6. En la siguiente tabla señala con una ✗ cuáles procesos son cambios físicos y cuáles son cambios químicos. Argumenta tu respuesta.

Proceso	Cambio físico	Cambio químico
Ceniza de cigarrillo		
Solución de azúcar		
Formación de caramelo		
Cristalización del caramelo		
Maizena en agua		
Huevo cocinado		

Analiza y resuelve

7. La energía se presenta en diferentes formas que pueden transformarse y transferirse, aunque no se crea ni destruye. Los seres vivos necesitan de la energía para desarrollar sus actividades.

   Diseña un experimento en el cual se evidencien algunas transformaciones de la energía.

8. Se tiene una sustancia desconocida formada por varios compuestos, de los cuales dos se encuentran en estado líquido y uno en estado sólido. Este último es miscible en uno de los líquidos y en el otro no. Diseña un procedimiento que te permita separar cada uno de los componentes.

9. En nuestro país la mayor parte de la energía se obtiene de recursos no renovables.
   a) ¿Qué alternativas de solución propones para la obtención de energía a partir de otros materiales?
   b) ¿Qué sucedería si las fuentes de energía, de las que dependemos, se agotaran?

Actividades

10 El intercambio de materia y energía es constante en el universo. El Sol, fuente de la vida, nos provee de la luz y el calor necesarios para nuestra existencia. Si quemamos combustibles obtenemos calor. Cuando utilizamos una pila, las sustancias químicas que se encuentran en su interior producen electricidad.

a) ¿Qué intercambios se dan entre la materia y la energía?

b) ¿Qué tipos de cambios se presentan?

c) ¿Qué aplicaciones en la vida diaria se pueden obtener a partir de estos intercambios?

11 Imagina y explica qué tienen en común un medicamento, un yogur, un cuaderno y un lápiz, en su proceso de producción.

12 El punto de ebullición es la temperatura a la cual coexisten el estado líquido y el gaseoso. ¿Qué sucederá con el punto de ebullición del agua al agregarle vinagre o alcohol?

13 Responde: ¿Por qué se consideran como fluidos los líquidos y los gases?

14 Al aumentar la temperatura en un material, su energía cinética aumenta y por ende su volumen también; sin embargo, ¿por qué razón al disminuir la temperatura del agua hasta alcanzar su punto de congelación se observa un aumento en su volumen?

Problemas básicos

15 El agua es un líquido incoloro que tiene una densidad de 0,998 g/mL a 20 °C de temperatura y un punto de ebullición de 100 °C a nivel del mar. Explica la razón por la cual se incluyen los datos de temperatura para indicar la densidad y los de presión atmosférica para dar el punto de ebullición.

16 En el Sol y las estrellas la temperatura oscila alrededor del 1.000.000 °C. En estas condiciones las partículas que conforman los gases, especialmente helio e hidrógeno, se mueven a gran velocidad hasta romper sus átomos formando fracciones con liberación de grandes cantidades de energía. Este proceso corresponde al cuarto estado de la materia, el plasma.

a) ¿Cómo han logrado determinar con tal exactitud la temperatura de la superficie del Sol?

b) ¿Qué aplicaciones pueden darse a la gran cantidad de energía que proviene del estado plasma?

17 Representa en el siguiente plano de coordenadas (x, y), la absorción de calor de una sustancia pura al pasar del estado sólido al estado gaseoso (curva de calentamiento).



18 Señala en el gráfico anterior los siguientes intervalos:

a) AB, fase sólida

b) CD, fase líquida

c) DE, equilibrio líquido-gas

d) EF, fase gaseosa

19 Indica cuál de los anteriores intervalos corresponde a:

a) Punto de ebullición

b) Punto de fusión

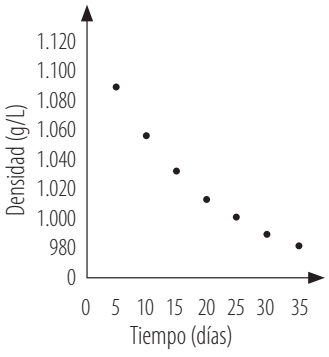
20 Nombra los cambios de estado presentes en la curva de calentamiento e indica en cuáles intervalos se presentan.

21 Uno de los criterios de mayor importancia en el análisis fisicoquímico de los vinos corresponde a la densidad durante todo el proceso de elaboración. En la siguiente gráfica encontrarás el tiempo de fermentación del mosto (días) con respecto a la densidad (g/L) del vino.

a) ¿Cómo varía la densidad del vino respecto al tiempo de elaboración?

b) ¿Qué densidad en g/mL presenta el vino cuando han transcurrido 18 días?

c) ¿Cómo influye la densidad del vino en sus cualidades organolépticas?



 © Santillana

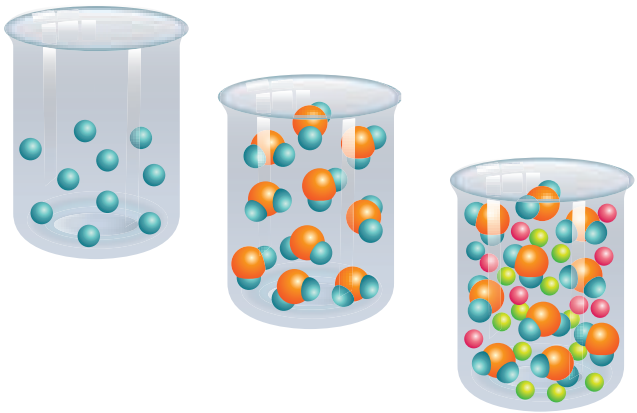
22 En un laboratorio se desarrolló una experiencia para determinar la densidad del aluminio. Se tomaron muestras de diferentes tamaños y se les determinó su masa en la balanza. Luego, tomaron una probeta con 100 mL de agua y se sumergieron una a una las muestras con el fin de calcular su correspondiente volumen. De la experiencia se obtuvieron los siguientes datos:

X	*Y*
Volumen (m^3)	**Masa (kg)**
2×10^{-6}	0,00613
$4{,}2 \times 10^{-6}$	0,0121
$8{,}8 \times 10^{-6}$	0,02314
9×10^{-6}	0,02471
$1{,}7 \times 10^{-5}$	0,0457

a) Elabora una gráfica con los datos obtenidos en la experiencia.

b) Responde: ¿Qué puedes concluir sobre la densidad del aluminio?

23 Observa los siguientes dibujos y determina si se trata de un elemento, un compuesto o una mezcla.



Problemas de profundización

24 En el 2001, los estadounidenses Eric A. Cornell y Carl E. Weiman, y el alemán Wolfgang Ketterle recibieron el Premio Nobel de Física otorgado por la Real Academia Sueca de Ciencias. Este galardón fue entregado como reconocimiento a la investigación realizada en torno al quinto estado de la materia: los condensados Bose-Einstein.

a) ¿Qué sustancias hacen parte de este estado de la materia?

b) ¿Qué características presentan los condensados Bose-Einstein? ¿Por qué reciben este nombre?

c) ¿Cómo fue identificado este estado por primera vez?

25 El intercambio de materia y energía es constante en el universo.

a) ¿Qué clase de intercambios existen entre la materia y la energía?

b) ¿Qué aplicaciones en la vida diaria se pueden obtener a partir de estos intercambios?

26 En la siguiente figura aparecen los diferentes niveles de cohesión entre las moléculas de una sustancia en los tres estados de la materia.

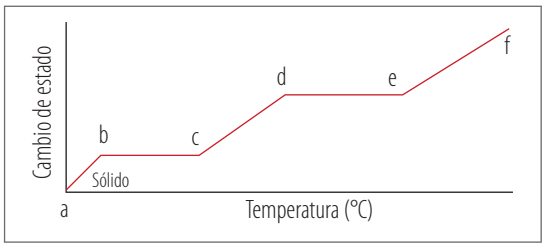


Determina:

a) ¿Cómo influyen las variables de presión y temperatura en los cambios de estado en el agua sólida, líquida y gaseosa?

b) ¿Por qué los casquetes polares de hielo flotan sin fundirse en el agua líquida?

27 Analiza la siguiente gráfica.



Responde:

a) Entre los puntos c y d, ¿cómo se encuentra la materia?

b) Entre los puntos d y c, ¿qué cambio de estado ocurre?

c) ¿Cómo se encuentra la materia en el punto f?

d) ¿Qué relación existe entre los cambios de estado y la temperatura?

La química está en todas partes...

"Ninguna ciencia, en cuanto a ciencia, engaña; el engaño está en quien no la sabe".

Miguel de Cervantes Saavedra

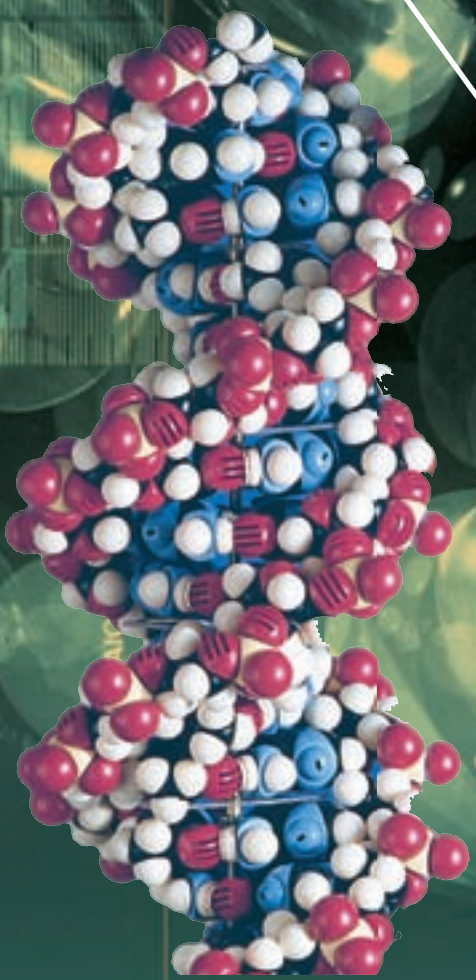
La química es una ciencia básica que afecta directa o indirectamente nuestra vida diaria, se dedica al estudio de la materia y sus transformaciones; como todo lo que existe en el universo es materia, podríamos afirmar que la química estudia el universo. Esta es una de las principales razones por las cuales desde sus orígenes, los seres humanos, consciente o inconscientemente, han mediado las transformaciones químicas que ocurren en la naturaleza.

Las aplicaciones de la química son enormes. Ejemplo de ello son los productos cuya fabricación involucra procesos químicos tales como: medicamentos, alimentos, detergentes, cosméticos, pinturas, explosivos, baterías, tintas de impresoras, películas fotográficas, fibras textiles, colorantes, metales, materiales de construcción, pruebas de laboratorio, fertilizantes, agroquímicos, pegantes, plásticos, combustibles, perfumes, entre otras sustancias. El comercio de estos productos químicos a nivel nacional y mundial es de miles de millones de dólares, por lo tanto, el estudio y las aplicaciones de la química son pilares de múltiples industrias en la sociedad moderna.

Por otro lado, la vida misma es un fenómeno bioquímico. Nuestro cuerpo está constituido por células que, a su vez, están formadas por millones de compuestos químicos como carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos (ADN y ARN). En cada una de las células de nuestro cuerpo suceden a diario miles de reacciones químicas que en conjunto se denominan **metabolismo**. Nuestra alimentación, crecimiento y actividades corporales se encuentran mediados por **procesos bioquímicos**. El origen mismo de la vida hace aproximadamente tres mil quinientos millones de años (3.500.000.000) fue un fenómeno químico que aún sigue siendo objeto de estudio para la ciencia.



▲ Muchas sustancias de uso cotidiano son productos químicos.



▲ Nuestro cuerpo contiene millones de compuestos químicos.

© Santillana

La variedad de campos de la química hace necesario que existan diversas especialidades en su estudio. Por esto, encontramos la química inorgánica, la química orgánica, la fitoquímica, la bioquímica, la geoquímica, la fisicoquímica y la astroquímica, entre otras.

Actualmente, la química es considerada una ciencia básica que hace parte integral de diversas áreas profesionales gracias a la complejidad propia de su saber. Por lo tanto, los procesos, las herramientas y los objetivos que caracterizan a esta ciencia deben apuntar a la solución de problemas y a cubrir las necesidades que exige la sociedad moderna. En este sentido, es válido cuestionarnos acerca de los perfiles profesionales de quienes dedican sus esfuerzos a mejorar nuestros estilos de vida.



▲ La industria química requiere de profesionales con saberes y competencias de acuerdo con las necesidades de sus productos.

A continuación, se hace referencia a algunas carreras profesionales basadas en el estudio propio de esta ciencia:

- **Química:** profesión dedicada a la comprensión y aplicación general de la química. Quienes se dedican a esta profesión trabajan en universidades, laboratorios, industrias y en investigación pura y aplicada.
- **Licenciatura en química:** carrera dedicada a la enseñanza de la química tanto en secundaria como a nivel universitario.
- **Química farmacéutica:** área de la química encargada del diseño, desarrollo y fabricación de medicamentos y cosméticos.
- **Ingeniería química:** profesión que se fundamenta en la comprensión y el diseño de procesos químicos a nivel industrial.
- **Ingeniería de alimentos:** carrera dedicada a la comprensión y aplicación de procesos químicos en la producción de alimentos industrializados.

La variedad de campos de la química hace necesario que existan diversas especialidades en su estudio. Por esto, encontramos la química inorgánica, la química orgánica, la fitoquímica, la bioquímica, la geoquímica, la fisicoquímica y la astroquímica, entre otras.

Reflexiono sobre lo leído…

- Con base en la lectura anterior, escribe tres preguntas relacionadas con la temática.
- Por medio de ejemplos, menciona situaciones concretas en las cuales se apliquen los saberes propios de los campos profesionales en química relacionados en la lectura.
- Explica: ¿Qué relación existe entre las investigaciones científicas y el desarrollo económico de un país?

Fortalezco mis valores…

- ¿Qué valores son indispensables en un profesional de la química?
- ¿De qué manera puedo cultivar mis habilidades y destrezas a favor de una buena elección profesional?
- ¿De qué manera las decisiones que tomo frente a los estilos de alimentación y moda se encuentran mediados por el desarrollo de la ciencia y la tecnología?



¿Cómo elaborar el registro de una experimentación?

La sistematización detallada de un trabajo experimental es indispensable en el estudio y la interpretación de los fenómenos que ocurren a nuestro alrededor. Una vez se ha realizado la práctica, se debe elaborar el informe de laboratorio, con el fin de organizar y analizar los resultados obtenidos y establecer conclusiones que permitan relacionar la teoría con la práctica.

EL INFORME DEBE CONTENER:

1. Título de la experiencia realizada.
2. El problema que se desea resolver al realizar la práctica. Puede estar formulado como pregunta.
3. La formulación de hipótesis, que consiste en proponer respuestas o explicaciones a la pregunta planteada.
4. El fundamento teórico, que se basa en la consulta de diversas fuentes para informarse acerca del fenómeno, objeto de la práctica. Comprende los conceptos que permiten interpretar el fenómeno analizado en el trabajo experimental.
5. Lista de materiales y reactivos utilizados en la práctica. En el caso de los reactivos, se indican los nombres y los cuidados que se deben tener cuando se manipulan.
6. El procedimiento, que hace referencia a la descripción de las actividades realizadas en el trabajo experimental. Se recomienda elaborar diagramas de flujo o explicar cada uno de los pasos para desarrollar los experimentos planteados.
7. Análisis de resultados en el que se deben registrar las explicaciones e interpretaciones de los fenómenos observados durante la realización de la práctica.
8. Resultados experimentales, hacen referencia a las observaciones cualitativas o cuantitativas de los fenómenos estudiados durante la experiencia. Se pueden registrar en tablas de resultados, gráficas, dibujos o esquemas.
9. Conclusiones, que son las respuestas a la pregunta planteada y dan explicación a la falsedad o certeza de la hipótesis.
10. Bibliografía, que es el registro detallado de los textos o direcciones de Internet consultados.

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

En el laboratorio de química se emplean sustancias denominadas **reactivos químicos**. Todos ellos deben ser considerados potencialmente tóxicos y, por lo tanto, es preciso tomar todas las precauciones y medidas de seguridad recomendadas, como:

1. Usar bata, guantes y gafas de seguridad.
2. Identificar los símbolos de peligrosidad que aparecen en las etiquetas de los reactivos y tener en cuenta su significado:



3. Seguir las instrucciones del profesor.
4. Guardar los reactivos en un sitio seco y con buena ventilación, debidamente clasificados.
5. Marcar todos los recipientes que contengan algún reactivo químico, con la fórmula, el nombre, el símbolo de peligrosidad y la fecha de preparación.
6. Mantener alejadas de la llama las sustancias inflamables.
7. Nunca probar las sustancias químicas. Cuando sea necesario oler, deben llevarse los vapores con precaución hacia la nariz y nunca se debe acercar esta directamente al recipiente con el reactivo.
8. Lavar con abundante agua en caso de untarse de algún reactivo.
9. Nunca consumir alimentos o bebidas en el laboratorio de química.
10. Mantener cerradas las llaves del gas.

© Santillana

¿Cómo realizar una medición?

La precisión y la exactitud, para realizar las mediciones, son fundamentales para obtener resultados en la experimentación que expliquen el fenómeno observado. En esta práctica aprenderás a utilizar instrumentos para medir masa, volumen y temperatura.

Conocimientos previos

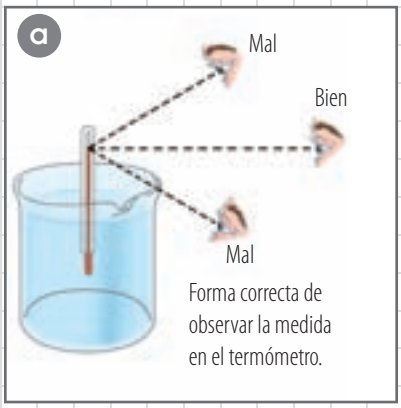
Medición, masa, volumen, temperatura, precisión y exactitud.

Reactivos

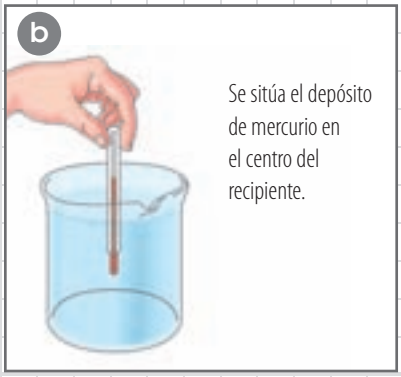
- Agua

Materiales

- 1 balanza calibrada
- 1 probeta de 50 mL
- 1 termómetro de 100 °C
- 1 soporte universal
- 1 malla de asbesto



Forma correcta de observar la medida en el termómetro.



Se sitúa el depósito de mercurio en el centro del recipiente.

Experimento 1

Procedimiento

Toma cinco objetos que tengas sobre la mesa y determina su masa con la balanza. Registra los datos obtenidos en una tabla de resultados.



Experimento 2

Procedimiento

Toma la probeta limpia y seca. Ponla en una superficie plana y mide en ella: 10 mL de agua, teniendo en cuenta que debes mirar la escala de frente y ubicar el menisco sobre la línea que indica la medida solicitada. Repite este paso midiendo 35 y 49 mL de agua.

Experimento 3

Procedimiento

En el vaso de precipitados mide 150 mL de agua y calienta lentamente. Mide la temperatura cada tres minutos hasta obtener el punto de ebullición. Organiza los resultados en una tabla y elabora una gráfica que explique el cambio de temperatura del agua a medida que transcurre el tiempo de calentamiento.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Por qué es necesario calibrar la balanza antes de hacer una medición?
2. ¿Cómo se interpreta la escala de un instrumento de medición?
3. ¿Qué recomendaciones debes tener en cuenta para hacer una medición?
4. ¿Qué diferencias existen entre la precisión y la exactitud en una medida?
5. ¿Para qué utilizas la medición en la vida diaria?



¿Cómo diferencias cambios físicos y químicos?

Todos los días ocurren a nuestro alrededor cambios físicos y químicos, sin embargo, pocas veces nos cuestionamos de sucesos tan cotidianos como: ¿Por qué llueve? ¿Por qué cuando encendemos un fósforo queda reducido a cenizas? ¿Qué pasa con los alimentos después de ser ingeridos?, o ¿por qué al calentar el agua se convierte en vapor o al congelarla se vuelve hielo?

En esta práctica vas a observar las diferencias entre los cambios químicos y físicos de la materia.

Conocimientos previos

Cambio físico, cambio químico, solución, mezcla, cambios de estado y materia. Manejo del estereoscopio.

Reactivos

- Fósforos
- Sulfato de magnesio (sal de Epson)
- Azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Vinagre diluido, CH_3COOH
- Tintura de yodo

Materiales

- Un huevo crudo
- Fécula de maíz (Maizena)
- Plancha de calentamiento
- Estereoscopio o lupa
- 4 vasos de precipitados de 250 mL
- 6 vidrios de reloj



Experimento 1

Procedimiento

Toma un fósforo y obsérvalo en un estereoscopio. Luego, enciéndelo y apágalo rápidamente; observa el residuo en el estereoscopio o con la lupa.

Experimento 2

Procedimiento

Prepara una solución concentrada de azúcar en agua fría y otra, en agua caliente hasta que caramelice; luego, vierte cada solución sobre un vidrio de reloj y observa, con el estereoscopio o con la lupa, lo que sucede después de una semana.

Experimento 3

Procedimiento

Agrega 150 mL de vinagre en un vaso de precipitados de 250 mL, luego introduce el huevo crudo y observa los cambios por unos minutos, a la hora, al día siguiente y después de una semana.

Experimento 4

Procedimiento

En un vaso de precipitados, mezcla maizena con un poco de agua. Luego, adiciona gotas de tintura de yodo y observa lo que sucede.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿En qué procedimientos se observan cambios físicos?
2. ¿Qué clase de compuesto se forma en la combustión del fósforo?
3. ¿Qué diferencias existen entre los cambios físicos y químicos?
4. ¿En qué situaciones de la vida diaria has observado cambios físicos o químicos?

© Santillana



¿Cómo separar los componentes de una mezcla?

La reunión de dos o más sustancias en proporciones variables y sin la alteración de las propiedades químicas de los componentes individuales, se denomina **mezcla**. Por lo general, la gran mayoría de las sustancias que se encuentran en la naturaleza son mezclas.

En esta práctica vas a observar la aplicación de algunos métodos para separar mezclas.

Conocimientos previos

Técnicas para la separación de mezclas, tamizado, destilación, cromatografía, filtración, centrifugación y decantación.

Reactivos

- Agua
- Tetracloruro de carbono, CCl_4

Materiales

- Gravilla
- Aceite de cocina
- Colorante óleo-soluble
- Hojas de papel
- Media velada de nailon
- 4 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 colador de cocina
- 1 embudo de decantación de 250 mL
- 1 aro metálico con nuez
- 1 balanza
- 1 varilla de vidrio o agitador
- 1 Erlenmeyer con tapón de caucho de 250 mL



Experimento 1: separación de una mezcla por tamizado

Procedimiento

1. Con ayuda de una espátula deposita en un vaso de precipitados 10 g de gravilla y 10 g de harina. Mezcla los componentes entre sí utilizando el agitador.
2. En otro vaso de precipitados, introduce el colador y adiciona la mezcla anterior. Observa los resultados.
3. Toma los materiales que pasaron a través del colador e introdúcelos en la media velada de nailon.

Experimento 2: separación de mezclas por decantación

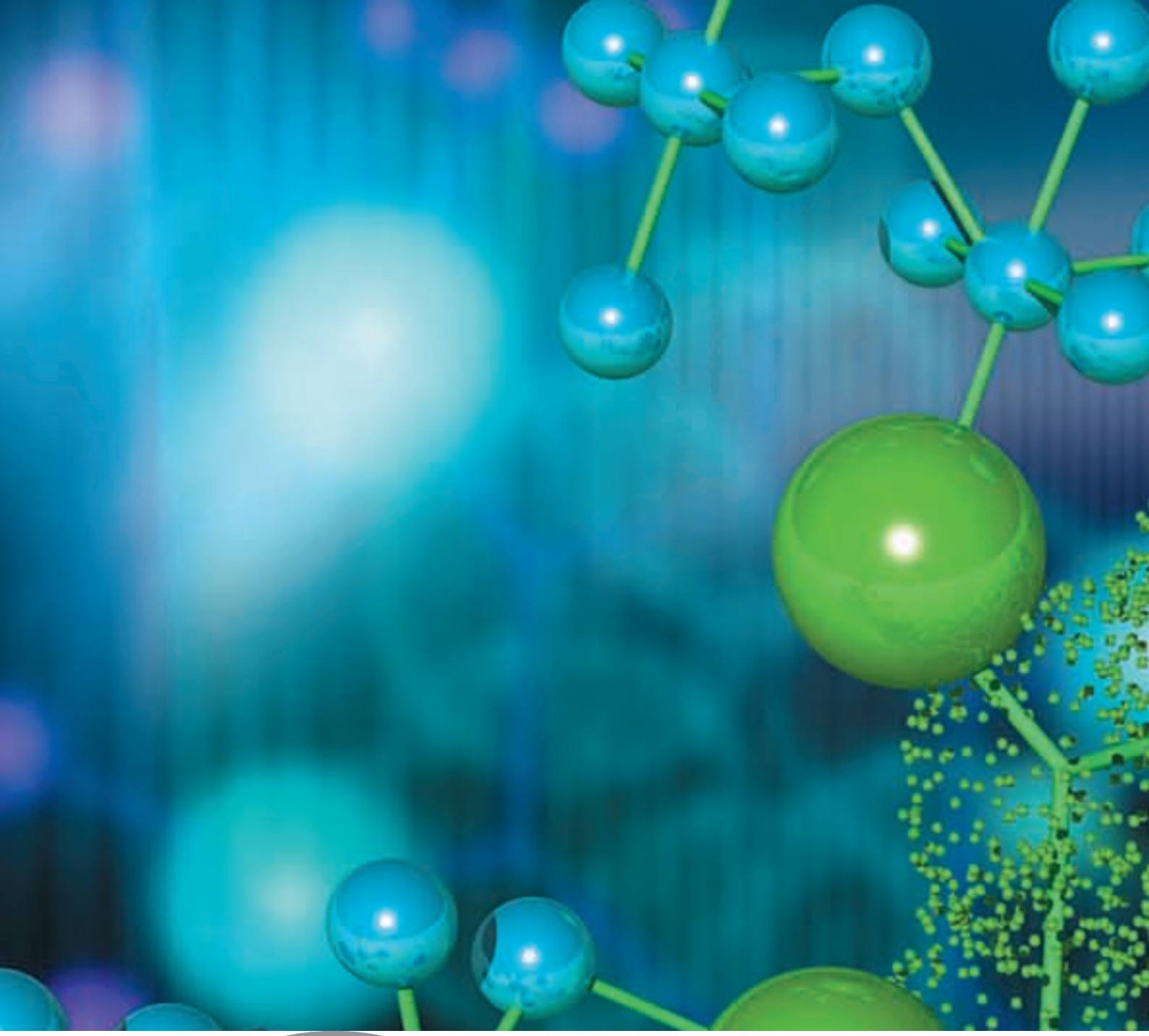
Procedimiento

1. En el Erlenmeyer de 250 mL, adiciona 30 mL de agua, 30 mL de aceite de cocina, 30 mL de tetracloruro de carbono y 2 gotas de colorante óleo-soluble. Tapa el Erlenmeyer y agita vigorosamente.
2. Vierte la mezcla resultante en el embudo de decantación y deja en reposo durante unos minutos. Observa y registra los resultados obtenidos.
3. Abre la llave del embudo y separa las capas formadas.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Cómo afecta el tamaño de la malla los resultados de un tamizado?
2. ¿En qué propiedad de la materia se fundamenta el proceso de decantación?
3. ¿Para qué tipo de mezclas se utiliza el tamizado como método de separación de sus componentes?
4. ¿Para qué tipo de mezclas se utiliza la decantación como método de separación de sus componentes?



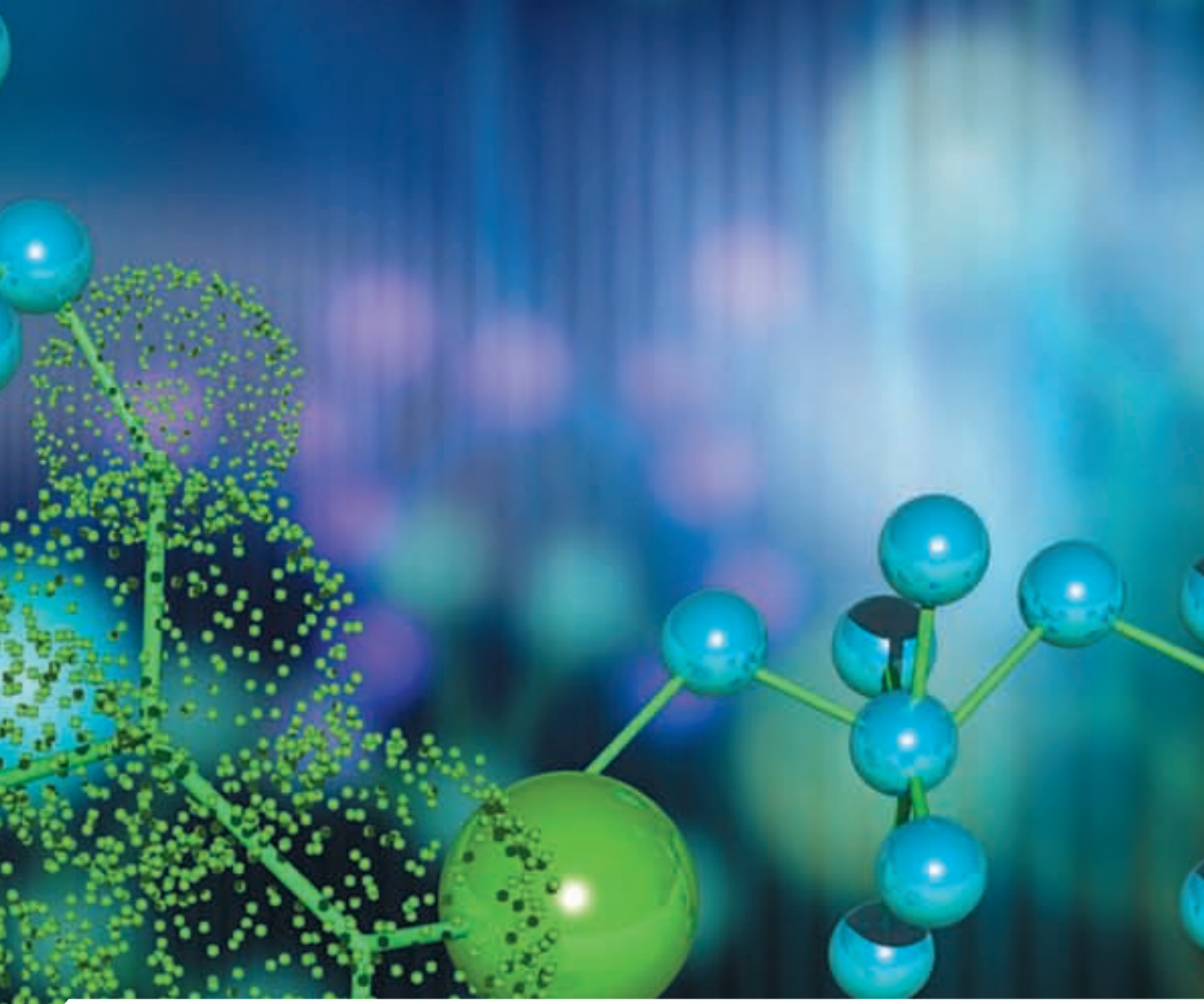
UNIDAD 2

Estructura atómica

Temas de la unidad

1. El átomo: conceptos básicos
2. Modelo atómico actual
3. Los átomos y la tabla periódica
4. El enlace químico

 © Santillana



Para pensar…

En la unidad anterior vimos algunas propiedades fundamentales de la materia, así como las diferentes formas en las que ésta puede presentarse a nuestros sentidos. Si bien el desarrollo de instrumentos cada vez más potentes, nos ha permitido explorar un poco más a fondo el universo, nuestros sentidos siguen siendo limitados y aún no podemos ver el mundo de lo infinitamente pequeño. Debido a esta limitación, los científicos que han abordado el tema de la constitución de la materia, han tenido que imaginarse cómo podría ser la materia en su interior. En este ejercicio se han propuesto varios modelos explicativos, que son representaciones de la realidad, más no la realidad misma. En otras palabras, no debemos caer en el error de confundir el mapa con el territorio.

Pues bien, en esta unidad exploraremos cómo creen los químicos que es la materia por dentro y qué sabemos de las partículas que la constituyen. Luego, con base en este conocimiento veremos cómo se han organizado los elementos químicos en la llamada tabla periódica de los elementos y cómo cada una de estas sustancias se "enlazan" para formar compuestos.

Para responder…

- ¿Qué tienen en común las galaxias y las rocas que componen nuestro planeta?
- ¿Qué dificultades crees que encuentran los científicos cuando estudian la composición de la materia?



Figura 1. Demócrito es considerado como uno de los padres del atomismo.

1. El átomo: conceptos básicos

Desde el siglo V a. de C. la humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales. Veamos.

1.1 El átomo a través del tiempo

Los griegos fueron quienes por primera vez se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia, aunque desde una perspectiva puramente teórica, pues no creían en la importancia de la experimentación. Cerca del año 450 a. de C., **Leucipo** y su discípulo, **Demócrito** (figura 1), propusieron que la materia estaba constituida por pequeñas partículas a las que llamaron **átomos**, palabra que significa indivisible. Los postulados del atomismo griego establecían que:

- Los átomos son sólidos.
- Entre los átomos sólo existe el vacío.
- Los átomos son indivisibles y eternos.
- Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial.
- Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y como estén agrupados.

1.1.1 Teoría atómica de Dalton

En 1805 el inglés **John Dalton** (1766-1844), publicó la obra *Nuevo sistema de la filosofía química*, en la cual rescataba las ideas propuestas por Demócrito y Leucipo dos mil años atrás. La razón que impulsó a Dalton (figura 2) a proponer una nueva teoría atómica fue la búsqueda de una explicación a las leyes químicas que se habían deducido empíricamente hasta el momento, como la ley de la conservación y la ley de las proporciones definidas.



Figura 2. John Dalton, retomando las ideas de los atomistas griegos propuso la primera teoría atómica dentro del marco de la química moderna.

La teoría atómica de Dalton comprendía los siguientes postulados:

- La materia esta constituida por átomos, partículas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí, en cuanto a masa, tamaño y cualquier otra característica, y difieren de aquellos que componen otros elementos.
- Los átomos se combinan para formar entidades compuestas. En esta combinación los átomos de cada uno de los elementos involucrados están presentes siguiendo proporciones definidas y enteras. Así mismo, dos o más elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.

 © Santillana

1.1.2 Modelo atómico de Thomson

1.1.2.1 Antecedentes

Naturaleza eléctrica de la materia

Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia. **Tales de Mileto** observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas. Siglos después Gilbert comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos sobre la electrólisis que realizó Faraday, hacia 1833 y que le permitieron descubrir la relación entre electricidad y materia.

Descubrimiento del electrón

El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado **tubo de rayos catódicos** (figura 3), que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. En 1879, el físico inglés **William Crookes**, observó que si se creaba vacío dentro del tubo, retirando el aire presente en su interior, aparecía un resplandor, originado en el electrodo negativo o cátodo y que se dirigía hacia el electrodo positivo o ánodo, por lo que Crookes concluyó que debía tratarse de haces cargados negativamente, que luego fueron bautizados como rayos catódicos. Posteriormente, **J. Thomson** estableció, en 1895, que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que recibieron el nombre de **electrones**. En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $-1{,}602 \cdot 10^{-19}$ culombios y que posee una masa de $9{,}11 \cdot 10^{-28}$ g.

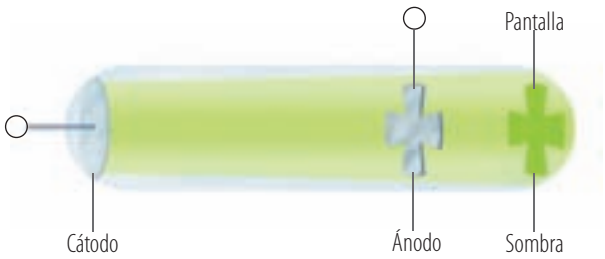


Figura 3. En el diseño que se muestra en la figura, se ha colocado un objeto en la trayectoria de los rayos catódicos. Este objeto produce sombra, lo que sirvió para comprobar el carácter material y particulado de los electrones.

Descubrimiento del protón

Por la misma época, Eugen Goldstein (1850-1930), realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos (figura 4). El nuevo dispositivo tenía el cátodo perforado y el tubo, en lugar de vacío, contenía diferentes gases. Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como protones y se determinó que su carga era de igual magnitud que la de un electrón, es decir, $+1{,}602 \cdot 10^{-19}$ culombios, mientras que su masa tenía un valor cercano a $1{,}673 \cdot 10^{-24}$ g.

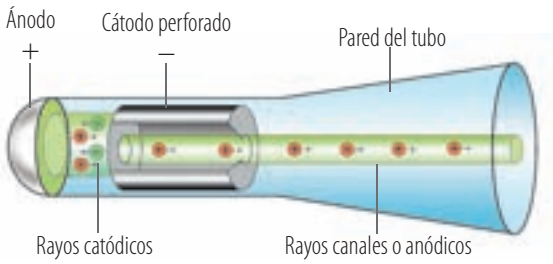


Figura 4. Tubo de rayos catódicos modificado por Golstein.

Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico.

1.1.2.2 El nuevo modelo

En 1904, **Joseph Thomson** (1856-1940) propuso un modelo en el cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuida uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas en un pudín (figura 5). Además, planteaba que la cantidad de cargas positivas y negativas presentes eran iguales, con lo cual el átomo era esencialmente una entidad neutra.

EJERCICIO

Investiga sobre las aplicaciones prácticas del tubo de rayos catódicos. ¿Qué aparato de uso común se basa en este principio?

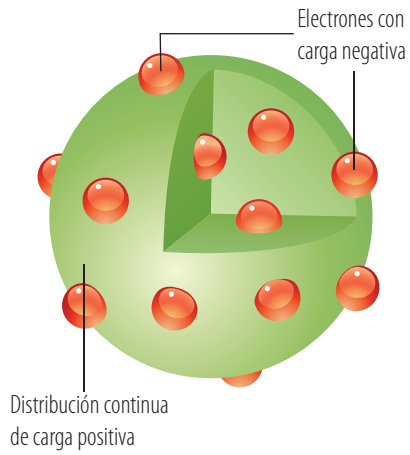


Figura 5. Modelo atómico de Thomson.

1.1.3 Modelo de Rutherford

1.1.3.1 Antecedentes

Descubrimiento de la radiactividad

La primera evidencia de este fenómeno data de 1896 y la debemos a las experiencias de **Henri Becquerel** (1852-1908). Este científico descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar una placa fotográfica en ausencia de luz externa, por lo cual concluyó que poseían la propiedad de emitir radiaciones de forma espontánea.

Posteriormente, los esposos **Pierre** (1859-1906) y **Marie Curie** (1867-1934), retomaron las observaciones hechas por Becquerel, comprobando que todos los minerales de uranio tenían la capacidad de emitir radiaciones. Además aislaron otros dos elementos con idénticas propiedades: el polonio y el radio (figura 6).

La **radiactividad** se define como la propiedad que poseen los átomos de algunos elementos de emitir radiaciones. Debido a que las radiaciones son partículas subatómicas, los elementos radiactivos se transforman en otros elementos, pues la constitución íntima de sus átomos cambia.

Estas radiaciones pueden ser de cuatro tipos distintos:

Rayos alfa (α): son partículas formadas por dos protones y dos neutrones, por lo que poseen una carga positiva, igual a dos veces la carga de un protón. Debido a que la masa y el volumen de las partículas alfa son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a una velocidad baja, y tienen un poder de penetración igualmente bajo.

Rayos beta$^-$ (β^-): se trata de haces de electrones, 7.000 veces más pequeños que las partículas alfa y que viajan a una velocidad cercana a la de la luz, por lo que poseen un poder de penetración medio.

Rayos beta$^+$ (β^+): son haces de partículas similares a los electrones, pero con carga positiva, denominadas **positrones**. Tienen las mismas propiedades que las partículas β^-, en cuanto a masa, velocidad y capacidad de penetración. Dado que son antagonistas de los electrones, cuando un electrón y un positrón se chocan, se aniquilan mutuamente, convirtiéndose en energía electromagnética.

Rayos gamma (γ): estos rayos son radiaciones electromagnéticas, con un contenido energético muy superior al de la luz visible, por lo que no poseen masa y tienen una gran capacidad de penetración (figura 7).



Figura 6. Los esposos Curie fueron pioneros en la investigación sobre radiactividad.

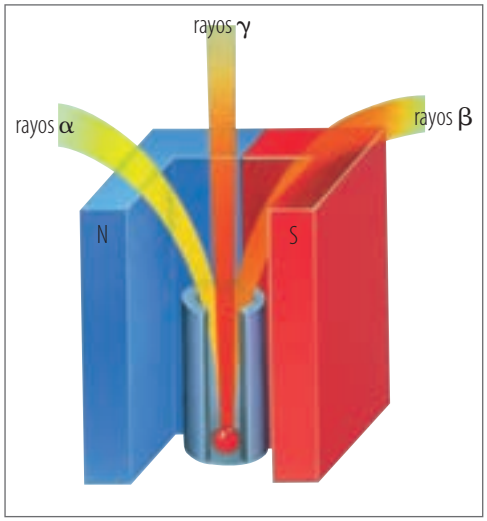


Figura 7. Tres de los cuatro tipos de radiaciones mencionadas fueron descubiertas por Rutherford, empleando un aparato como este, en el cual cada radiación en virtud de su carga y peso relativo se desvía de un modo característico al pasar junto a un campo magnético.

 © Santillana

Descubrimiento de los rayos X

A fines del siglo XIX, en 1895, **Wilhelm Roentgen** (1845-1923), estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con ciano-platinato de bario, que estaba a cierta distancia del tubo, emitía una fluorescencia verdosa. Afirmó que dicha fluorescencia correspondía a unos rayos que atravesaban los materiales poco densos, como la madera, pero que no pasaba a través de los más densos, como los metales. Además, no sufrían desviación por campos eléctricos o magnéticos. Por esta razón, concluyó que estos rayos no deberían estar formados por partículas cargadas y en esto se parecían a los rayos de luz. Roentgen los llamó **rayos X**.

Los dos descubrimientos mencionados dejaban entrever que había espacio entre los átomos que conformaban los materiales conocidos, pero no estaba claro cómo ni dónde se distribuían estos espacios.

1.1.3.2 El modelo: proposición de la existencia del núcleo

A principios del siglo XX, **Ernest Rutherford** (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro (figura 8), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, ésta rebotara.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico** (figura 9), como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica. El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, eran rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío. Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

1.1.3.3 Inconsistencias del modelo

Si bien, numerosos fueron los descubrimientos y fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias. De acuerdo con la física clásica, toda partícula acelerada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente, hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando lugar a un colapso atómico. Teniendo en cuenta que esto no sucede, algo estaba fallando en el modelo propuesto por Rutherford.

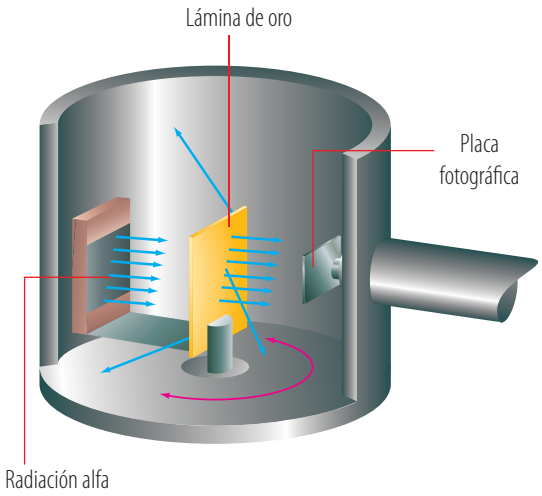


Figura 8. Dispositivo empleado por Rutherford para bombardear una lámina de oro con partículas alfa.

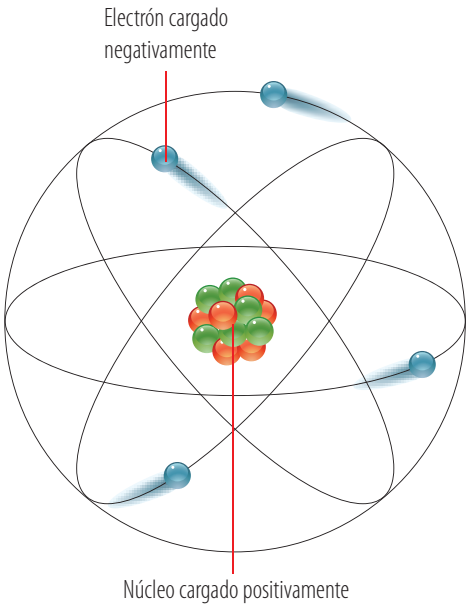


Figura 9. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.



Figura 10. Niels Bohr es uno de los hombres que más ha aportado a la comprensión de la estructura atómica.

1.1.3.4 Descubrimiento del neutrón

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas.

El descubrimiento se atribuye a **James Chadwick**, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**.

Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es $1{,}675 \cdot 10^{-24}$ gramos.

Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones.

1.1.3.5 Otras partículas subatómicas

Con el descubrimiento del neutrón se pensó que la estructura de los átomos había sido dilucidada en su mayor parte. Sin embargo, la historia apenas comenzaba. En 1932, **Carl David Anderson** (1905-1991) descubrió el **positrón**, con lo cual abrió las puertas a todo un panorama de nuevas partículas (más de 200 diferentes), que si bien forman parte de la materia ordinaria, se producen y desaparecen durante algunas reacciones que tienen lugar en condiciones muy especiales, obtenidas en laboratorios especializados y frecuentemente con una vida efímera.

En la tabla, que se muestra a continuación, se resumen algunas de las propiedades de las tres partículas subatómicas principales.

Partícula	Símbolo	Carga (C)	Carga neta o relativa	Masa (g)	Masa relativa a la masa de un e^-
Electrón	e^-	$-1{,}602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9{,}1095 \cdot 10^{-28}$	1
Protón	p	$+1{,}602 \cdot 10^{-19}$	$+1$	$1{,}6725 \cdot 10^{-24}$	1,836
Neutrón	n	Neutra	0	$1{,}6749 \cdot 10^{-24}$	1,838

1.1.4 Modelo planetario de Bohr

Con el fin de dar solución a las incosistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés **Niels Bohr** (figura 10) propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas (figura 11). Las implicaciones de este modelo se detallarán más adelante, cuando veamos el modelo atómico aceptado en la actualidad.

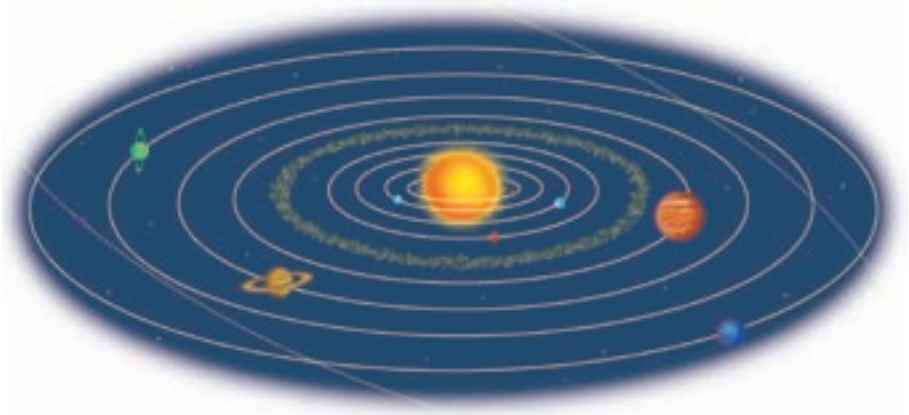


Figura 11. Modelo planetario de Bohr. Imagina las implicaciones que pudo tener para el mundo científico el descubrir que al igual que nuestro sistema solar, el interior del átomo estaba organizado en órbitas alrededor de un centro, el núcleo atómico.

 © Santillana



Figura 12. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos se relacionan con la constitución interna de sus átomos. Veamos algunos ejemplos: a) cinabrio, mineral de mercurio; b) esfalerita, mineral de cobre y c) hematites, mineral de hierro.

1.2 Algunas propiedades de los átomos

Hemos visto hasta ahora que el átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas. Muchas de las **propiedades físicas** de los átomos, como masa, densidad o capacidad radiactiva se relacionan con el núcleo. Por el contrario, del arreglo de los electrones en la periferia del átomo dependen **propiedades químicas**, como la capacidad para formar compuestos con átomos de otros elementos. Así mismo, algunas propiedades físicas de los elementos y compuestos, como el punto de fusión y de ebullición, el color o la dureza, están determinadas en gran parte por la cubierta externa de electrones (figura 12).

Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades, entre las que se encuentra el número atómico, el número de masa y la masa atómica. A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

1.2.1 Número atómico (Z)

El número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z. Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce, tiene un núcleo compuesto por un protón que es neutralizado por un electrón orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es $Z = 1$. Debido a que el número atómico se puede determinar experimentalmente, es posible determinar si una sustancia dada es o no un elemento puro, pues en un elemento todos los átomos deben tener el mismo número atómico.

1.2.2 Número de masa (A)

El número de masa o número másico se representa con la letra A y hace referencia al número de protones y neutrones presentes en el núcleo.

La masa del átomo está concentrada en el núcleo y corresponde a la suma de la masa de los protones y los neutrones presentes, dado que la masa de los electrones es despreciable en relación con la masa nuclear, el número másico también es un indicador indirecto de la masa atómica. Consideremos el siguiente ejemplo: el elemento sodio contiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Esto significa que Z es igual a 11 y A es igual a 23, es decir, la suma de 11 protones y 12 neutrones. El número de neutrones presente suele representarse con la letra N.

$Z = 11; N = 12$ $A = N + Z$, es decir, $A = 12 + 11 = 23$

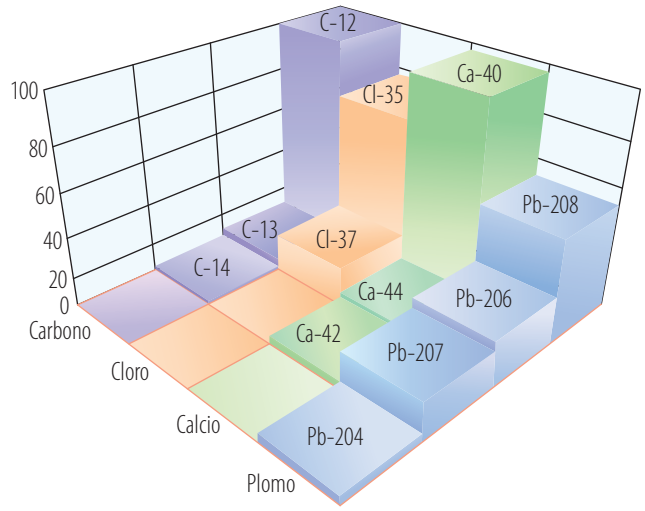


Figura 13. Frecuencia con que aparecen ciertos isótopos de algunos elementos químicos en la naturaleza.

1.2.3 Isótopos

Son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (número de masa A). Muchos elementos presentan isótopos, por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual, el 99,8% corresponde a átomos con A = 16 (Z = 8 y N = 8), el 0,037% poseen A = 17 (Z = 8 y N = 9) y el 0,204% esta representado por átomos con A = 18 (Z = 8 y N = 10). Esta situación se representa escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un supraíndice y el número atómico (Z) como un subíndice. Veamos algunos ejemplos:

- Átomo de oxígeno (16, 17 y 18) $^{16}_{8}O$ $^{17}_{8}O$ $^{18}_{8}O$
- Átomo de carbono (12, 13 y 14) $^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$ $^{14}_{6}C$

Otra forma muy común de referirse a los isótopos de un elemento es simplemente señalando el número másico a continuación del símbolo o el nombre completo del elemento. Por ejemplo, oxígeno-17, carbono-14, uranio-235 o cloro-35.

1.2.4 Isóbaros

Existen átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isóbaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos podemos nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.

$^{40}_{20}Ca$, $^{40}_{18}Ar$ $^{57}_{26}Fe$, $^{57}_{27}Co$ $^{122}_{50}Sn$, $^{122}_{52}Te$

EJERCICIO

1. Calcula el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:
   - El átomo de silicio (Si) posee 14 neutrones y su número de masa es 28.
   - El átomo de plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones.
   - El átomo de oro (Au) tiene un número atómico igual a 79 y A es igual 197.
2. El núcleo del átomo de aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. Indica su número atómico y su número de masa.

MENTES BRILLANTES

Completa el siguiente cuadro:

Elemento	Número de protones (Z)	Número de neutrones	Número másico (A)	Símbolo
Sodio	11	12	23	$^{23}_{11}Na$
Silicio	14	14	?	$^{?}_{?}Si$
Flúor	?	?	19	$^{?}_{?}F$

EJEMPLOS

Hallar el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de los siguientes elementos:

a) $^{84}_{6}Kr$ b) $^{238}_{92}U$

a) Como Z = 36, se tienen 36 protones y 36 electrones. A, número de masa, es igual a 84 y como A = N + Z, entonces, N = A − Z, remplazando tenemos que N = 84 − 36 y N = 48.

b) De la misma forma como resolvimos el punto anterior: Z = 92, A = 238, por lo tanto, N = 238 − 92 = 146, de donde concluimos que el uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.

 © Santillana

1.2.5 Masa atómica

Si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los 10^{-24} gramos. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es $1{,}67 \cdot 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón.

Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 unidades de masa atómica (abreviado como u.m.a.), con lo cual una u.m.a. equivalía a 1/16 de la masa del átomo de oxígeno. Más tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a. Esta es la unidad patrón que se emplea en la actualidad, de manera que una u.m.a. es igual a 1/12 de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1,007 u.m.a.

Debido a la existencia de isótopos, la masa atómica de un elemento cualquiera es el promedio de la masa relativa de cada uno de sus formas isotópicas.

Ahora bien, si tomamos una cantidad en gramos, igual a la masa atómica de un elemento, expresada en u.m.a., obtenemos una nueva magnitud, denominada **átomo-gramo**. Así, un átomo-gramo de oxígeno equivale a 15,99 g (figura 14).



Figura 14. Aparatos como las balanzas electrónicas no pueden registrar la masa de un átomo, por ello debemos manipular cantidades mayores de elementos o compuestos.

1.2.6 Masa molecular

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula.

La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

MENTES BRILLANTES

El cloro tiene dos isótopos, el Cl-5 cuya masa es de 34,96 u.m.a. y registra una abundancia de 75,5% y el Cl-37 cuya masa es de 36,96 u.m.a. y presenta una abundancia del 24,5%. Sabiendo además que el número atómico de este elemento es $Z = 17$. Determina:

a) El número de neutrones en cada isótopo.

b) La masa atómica promedio del cloro.

EJEMPLOS

1. Calcular la masa atómica promedio del bromo, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia de sus dos isótopos.

El bromo presenta dos isótopos en la naturaleza cuyos masas atómicas y porcentajes de abundancia son respectivamente:

Isótopo	Masa atómica	% de abundancia
Br-79	78,9183	50,44
Br-81	80,9163	49,46

De donde, la masa atómica promedio es:

$$\frac{78{,}9183 \cdot 50{,}44}{100} + \frac{80{,}9163 \cdot 49{,}46}{100} = 79{,}82 \text{ u.m.a.}$$

2. Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es H_2SO_4.

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Total
H	1	2	2
S	32	1	32
O	16	4	64

H: $1 \cdot 2 = 2$

S: $32 \cdot 1 = 32$

O: $16 \cdot 4 = 64$

Luego, $2 + 32 + 64 = 98$.

La masa molecular del ácido es 98 u.m.a.



Figura 15. Volúmenes comparativos de un mol de: a) sulfato de cobre (249,5 g); b) zinc (65 g) y c) cloruro de sodio (58,5 g).

1.2.7 Número de Avogadro: concepto de mol

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada **mol**.

Un mol se define como **la cantidad de sustancia que contiene $6{,}023 \cdot 10^{23}$ partículas, ya sea de un elemento o de un compuesto**. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay exactamente $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno. A este número se le conoce como número de Avogadro, pues fue el químico italiano **Amadeo Avogadro** (1776-1856) quien estableció esta regla. Avogadro descubrió que *volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas* (figura 15).

Si una misma cantidad de átomos de dos elementos diferentes, tiene masas diferentes, podemos establecer qué tan pesado es uno con relación al otro. Así, si un mol de oxígeno pesa 16 g, mientras que un mol de carbono pesa 12 g, podemos concluir fácilmente que los átomos de oxígeno son más pesados que los de carbono.

El número de Avogadro es un concepto muy importante y de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada.

1 mol contiene $6{,}02 \times 10^{23}$ partículas, átomos o moléculas cuya masa es igual a la masa del elemento o del compuesto.

EJEMPLOS

1. **¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio? (1 átomo de calcio tiene una masa de 40 u.m.a.)**
   $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de calcio tienen una masa equivalente a 40 g.

   $$1 \text{ átomo de Ca} \cdot \frac{40{,}0 \text{ g}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ átomo}} = 6{,}64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2. **¿Cuántos átomos-gramo hay en 64,128 g de azufre, teniendo en cuenta que 1 átomo-gramo de este elemento pesa 64,128 g?**

   Empleando una regla de tres simple tenemos que:

   $$1 \text{ at/g} \cdot \frac{64{,}128 \text{ g}}{32{,}064 \text{ g}} = 2 \text{ at/g de azufre}$$

3. **Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,008 u.m.a., deducimos que un átomo-gramo de H pesa 1,008 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de hidrógeno?**

   Si en 1,008 g hay $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos, un átomo individual pesará:

   $$\frac{1{,}008 \text{ g}}{6{,}023 \cdot 10^{23}} = 1{,}647 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

 © Santillana

Interpreta

1 El número atómico, Z, se define como el número de protones que posee un átomo en su núcleo, y el número másico, A, como el número de protones más el número de neutrones. Completa la siguiente tabla utilizando la información que se encuentra en ella:

Elemento	A	Z	P+
$^{57}_{26}Fe$			
	35	17	
	27		13
$^{19}_{9}F$			

2 Marca con una ✗ la respuesta correcta en las preguntas 2 a 4. Justifica tu respuesta.

Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:

a) periferia
b) niveles de energía
c) núcleo
d) órbitas

3 Las líneas producidas por un espectro llevaron a establecer la existencia de unas zonas muy importantes en el átomo. Bohr denominó estas zonas como:

a) órbitas
b) subniveles
c) orbitales
d) niveles

4 Determina para el isótopo $^{109}_{47}Ag$:

a) Número atómico y número de protones
b) Número de electrones
c) Número de masa
d) Número de neutrones

Argumenta

5 En el modelo atómico de Bohr el electrón pasa a una órbita superior cuando se le suministra energía (absorbe un cuanto de energía). Al volver a su estado fundamental, emite un cuanto de energía (pierde energía). ¿En qué se diferencian los dos procesos mencionados? ¿Por qué los átomos presentan espectros de emisión y de absorción?

6 Determina la masa atómica promedio del cobre teniendo en cuenta que este elemento se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos: el $^{65}_{29}Cu$ con una abundancia del 69,09% y una masa de 62,9298 u.m.a.; y el $^{63}_{29}Cu$ con una abundancia del 30,91% y una masa de 64,9278 u.m.a.

7 John Dalton (1766-1844) fue maestro de matemáticas, químico y meteorólogo. Famoso por su teoría atómica cuyos inicios se encuentran en los experimentos de meteorología que realizaba desde muy joven. Su interés por las ciencias lo llevó a experimentar con agua y gases, lo que le permitió establecer importantes leyes acerca de la presión; además asignó a los átomos el valor relativo de la masa atómica.

¿Cómo contribuyó Dalton con sus experimentos al desarrollo y al avance de la química?

Propone

8 Cuando una persona se fractura o lesiona algún hueso, generalmente, los médicos solicitan una radiografía. Por medio de esta imagen, es posible identificar claramente la gravedad de la lesión y así mismo proporcionar el tratamiento adecuado al paciente.

a) ¿Qué fenómenos físicos y químicos se presentan al tomar una radiografía?
b) ¿Cuál es la relación entre este tipo de técnica y los fundamentos de la estructura atómica?

9 Los isótopos radiactivos se han convertido en una herramienta muy útil para el diagnóstico y tratamiento de enfermedades. El empleo de radiofármacos que tienen una vida media discreta permite estudiar los órganos y tipos de tejidos sin alterarlos. La técnica consiste en dar el radiofármaco al paciente en dosis pequeñas, ya sea por inyección intravenosa, ingestión oral o inhalación y, a través de un dispositivo de detección, seguir el recorrido hasta que se concentre en un tejido u órgano. La radiación emitida por el radiofármaco permite crear una imagen del órgano, la cual se puede reproducir en un computador para su observación.

a) ¿Qué efectos producen los radiofármacos en un paciente?
b) ¿Qué ventajas y desventajas presenta esta clase de tratamientos?
c) ¿Los radioisótopos se emplean únicamente en salud? Explica.



Figura 16. Cuando la luz blanca atraviesa un prisma, se descompone en una gama de colores.

2. Modelo atómico actual

En las primeras décadas del siglo XX, continuaba siendo un interrogante la forma como se organizaban los electrones alrededor del núcleo atómico. La respuesta a este interrogante provino de un campo al parecer sin relación con el átomo: la espectroscopia, rama de la ciencia que estudia la emisión y absorción de energía, en forma de luz, por parte de la materia. Veamos.

2.1 Antecedentes

2.1.1 La naturaleza de la luz: dualidad onda-partícula

En 1865, Maxwell estableció que la luz era una onda electromagnética de alta energía y que podía propagarse en el vacío.

La naturaleza ondulatoria de la luz fue comprobada luego por numerosas observaciones y sirvió para explicar gran variedad de fenómenos, en los que los haces de luz se reflejaban o se refractaban, como si fueran ondas. Por ejemplo, la descomposición de un haz de luz blanca al pasar a través de un prisma, podía explicarse como el resultado de la refracción de la luz al cambiar de medio (figura 16).

A finales del siglo XIX un buen número de fenómenos no encajaban bien con este modelo. Uno de ellos era el **efecto fotoeléctrico** (figura 17), según el cual una placa metálica al ser sometida a la incidencia de la luz, emitía energía en forma de electrones, que de algún modo eran arrancados de los átomos del metal. De acuerdo con la naturaleza ondulatoria de la luz, estos electrones serían estimulados por la luz incidente y sólo se desprenderían de sus átomos al recibir una cantidad de energía suficiente, es decir, con cierto retraso con relación al momento de la incidencia del haz de luz. Sin embargo, lo que se observaba era que los electrones se desprendían inmediatamente después de ser estimulados por la luz.

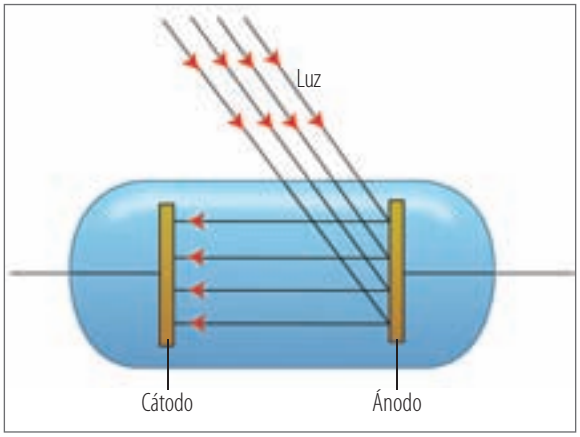


Figura 17. El efecto fotoeléctrico no se puede explicar por la teoría ondulatoria.

Por otro lado, dependiendo del color de la luz empleada, el fenómeno se producía o no, de manera que la expulsión de electrones debía estar relacionada con la longitud de onda de la luz incidente. Todo esto dejaba entrever que la luz podía comportarse también como una partícula. No obstante, hubo que esperar algunas décadas para que esta idea fuera planteada formalmente y aceptada por la comunidad científica.

2.1.2 El espectro electromagnético

La luz, dada su naturaleza ondulatoria, puede presentar diferentes frecuencias (ν, en nm^{-1} o Hz) y longitudes de onda (λ, en Å), que se ordenan en el llamado **espectro electromagnético** (figura 18).

La cantidad de energía que transporta una onda electromagnética es función de la frecuencia, la longitud de onda y la velocidad con que viaje, según la siguiente ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu,$$

 © Santillana

donde c es la velocidad de propagación de la luz en el vacío, 300.000 km/s, λ es la longitud de onda y ν es la frecuencia. Así, a mayor frecuencia, menor será la longitud de onda y viceversa (figura 18). Las ondas de alta frecuencia son las más energéticas, como los rayos gamma o los rayos ultravioleta. Por el contrario, las ondas de radio o las microondas tienen relativamente poca energía. Dentro del espectro visible, que es solo una parte muy pequeña de éste, la luz roja tiene menos energía que la azul (figura 19).

Ahora bien, ¿qué relación tiene esto con la estructura atómica de la materia?

Resulta que cuando un elemento cualquiera es calentado hasta la incandescencia, emite luz de un color característico, que se denomina **radiación electromagnética**. Si esta radiación se hace pasar a través de un prisma, lo cual se logra en un aparato llamado **espectroscopio**, se obtiene un conjunto de haces luminosos de diferentes colores, que conforman el denominado **espectro de emisión** (figura 20).

El espectro de emisión es característico para cada elemento químico, como si se tratara de su huella digital. A diferencia del espectro de la luz blanca, que es continuo, tal como se observa en el arco iris, los espectros de los elementos son discontinuos, están formados por una serie de líneas.

De la misma manera como es posible registrar el espectro de emisión de un elemento, es posible también obtener el **espectro de absorción** (figura 20), consistente en los haces de luz que no son absorbidos luego que un rayo de luz blanca atraviesa una masa del elemento en cuestión.

Los espectros de absorción y de emisión son imágenes inversas, en las que los colores que aparecen en uno, no están presentes en el otro.

Para sintetizar, el espectro de un elemento es el **registro de las radiaciones absorbidas o emitidas por los átomos que lo componen**.

El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender el arreglo de los electrones alrededor del núcleo; adicionalmente permite identificar los distintos elementos que hay en una muestra aunque sólo existan trazas de los mismos.

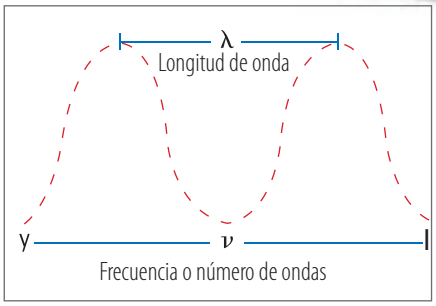


Figura 18. Relación entre la frecuencia y la longitud de onda.

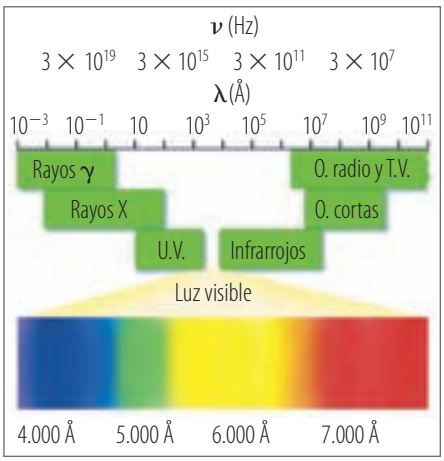


Figura 19. El espectro electromagnético. Observa que solo una pequeña parte del espectro es visible para el ojo humano.

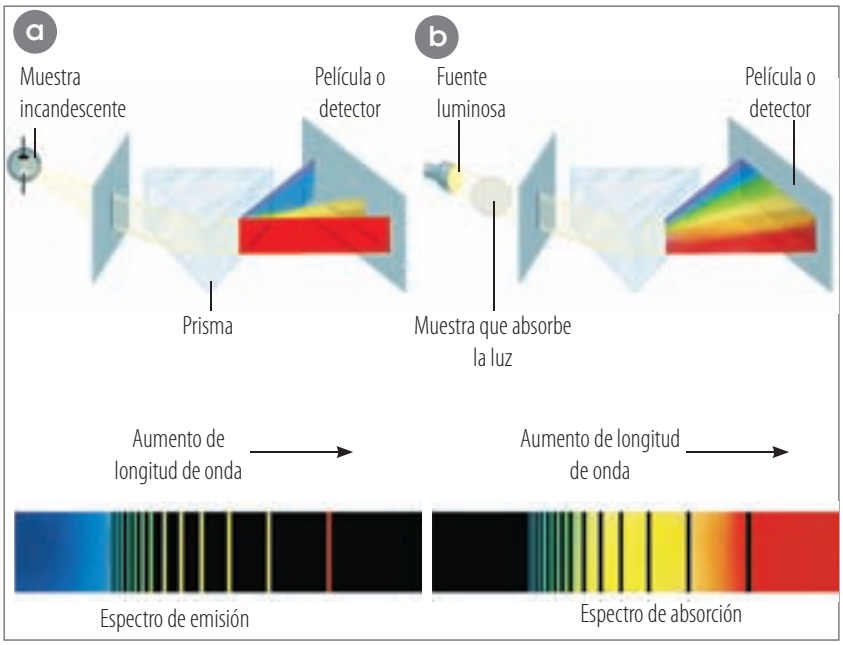


Figura 20. Espectros de emisión (a) y absorción (b), obtenidos con un espectroscopio. Observa la discontinuidad entre las líneas que conforman los espectros.



Figura 21. Max Planck (1858-1947).

2.1.3 Teoría cuántica de Planck

El estudio de los espectros de emisión y absorción de diferentes sustancias y cuerpos, llevó al siguiente dilema: ¿Qué pasaría con un cuerpo capaz de absorber todas las longitudes de onda de la luz incidente sobre él? Sería un **cuerpo negro**, pues no reflejaría luz de ningún color.

Ahora bien, este cuerpo negro debería por lo tanto emitir luz de todas las longitudes de onda presentes en el espectro electromagnético. Dado que la región ultravioleta del espectro es la más extensa, la radiación de un cuerpo negro debería ser principalmente violeta, produciendo lo que se llamó una "catástrofe ultravioleta". Los cuerpos negros no se conocen en la naturaleza, por lo que la única manera de resolver el misterio era construir un aparato que se comportara como un cuerpo negro y observar cómo lo hacía. Este aparato consistía en una cámara de hierro cuyas paredes internas eran rugosas y estaba provista de un pequeño agujero, de manera que la luz que entraba en la cámara era completamente absorbida, y debería ser emitida nuevamente al exterior, produciendo una catástrofe ultravioleta. Esto no ocurrió así. Por el contrario, la mayor cantidad de radiaciones pertenecían a regiones cercanas al infrarrojo.

Para resolver el conflicto el físico alemán **Max Planck** (1858-1947) (figura 21) propuso, en 1900, que la radiación emitida o absorbida por los cuerpos calientes no se presentaba de manera continua, sino en forma de cantidades discretas de energía, a las que llamó **cuantos**. El tamaño de un cuanto sería directamente proporcional a la frecuencia de la radiación emitida o absorbida y la magnitud de energía intercambiada debería ser un múltiplo de esta unidad.

Planck resumió estos postulados en la siguiente expresión: $E = h \cdot \nu$, donde E es la energía, ν es la frecuencia y h es una constante, la constante de Planck, con un valor de $6{,}6 \cdot 10^{-27}$ ergios · s ($6{,}6 \cdot 10^{-34}$ julios · s).

Albert Einstein, en 1905, utilizó la teoría cuántica de Planck para explicar el efecto fotoeléctrico. Einstein sugirió que la luz estaba formada por paquetes de energía, que denominó **fotones**, cada uno de los cuales poseía una energía igual a hn, de donde se deduce que la luz de alta frecuencia, como el color azul o la radiación ultravioleta, tiene fotones más energéticos que aquella de baja frecuencia, como las ondas de radio o el color rojo. Como la energía necesaria para remover los electrones en la superficie del metal es suministrada por la luz incidente, Einstein consideró el efecto fotoeléctrico como el choque de dos partículas: un fotón y un electrón, en el cual, un electrón sólo sería expulsado por un fotón suficientemente grande. Esto explicaba por qué la expulsión de electrones ocurría instantáneamente y sólo con haces de luz de ciertos colores.

Solo había un problema: la luz debería comportarse al mismo tiempo como una onda y como una partícula. Actualmente, el carácter dual de la luz ha sido aceptado como una hipótesis de trabajo que sirve para dar explicaciones a un cierto número de observaciones, de otro modo inexplicables.

EJERCICIO

1. ¿Qué entiendes por hipótesis de trabajo?
2. Con base en lo que hemos visto hasta ahora, escribe un breve ensayo acerca de la relación que existe entre la realidad y los modelos que ha propuesto la ciencia para representarla. ¿Crees que existe una sola realidad o que, por el contrario, somos prisioneros del alcance de nuestros sentidos?

2.2 El modelo de Bohr

En 1913, el físico danés **Niels Bohr** (1885-1962), basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico (figura 22). En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

 © Santillana

- Los átomos presentan un cierto número de órbitas posibles, denominadas **estados estacionarios**, en las que un electrón puede girar sin que ocurra emisión o absorción de energía. En este estado, el átomo es estable.
- Cuando un átomo absorbe o emite energía en forma de radiación, los electrones a su alrededor son promovidos de una órbita a otra. Si un electrón absorbe energía, pasa a una órbita mayor, alejándose del núcleo. Al emitir luego esta energía, desciende a un estado menor, más cerca del núcleo (figura 22). La cantidad de energía necesaria para pasar de un nivel a otro está cuantizada, según la ecuación propuesta por Planck. De esta manera, el colapso atómico que se desprendía del modelo de Rutherford no era posible bajo estos nuevos supuestos, pues, un electrón no puede descender más allá de un nivel de energía mínimo.

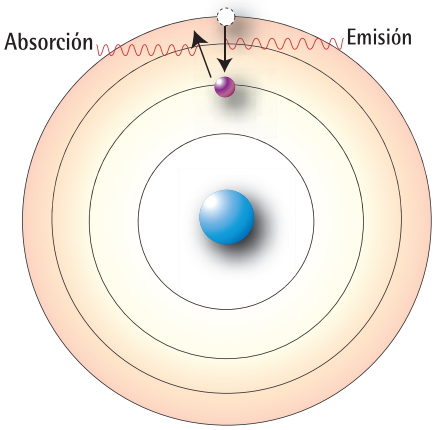


Figura 22. Modelo atómico de Bohr.

Estos postulados fueron planteados por Bohr en relación con el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce. Sin embargo, el análisis de los espectros de emisión de otros átomos mostraba estructuras internas más complejas, que no eran explicadas satisfactoriamente por este modelo. Además, tampoco era claro por qué eran posibles sólo ciertas órbitas y por qué había discrepancias tan grandes entre las órbitas de diferentes átomos.

2.3 El modelo de Sommerfeld

Algunos años después, espectroscopios más sensibles, permitieron observar que algunas de las líneas que formaban los espectros de emisión estaban en realidad compuestas de varias líneas más finas, lo cual hizo pensar que existían estados energéticos intermedios, entre los orbitales propuestos por Bohr.

Arnold Sommerfeld (1868-1951), físico alemán, propuso en 1916, una ligera modificación al modelo de Bohr, según la cual, existían órbitas elípticas, además de circulares, permitiendo la existencia de niveles y subniveles de energía (figura 23).

2.4 Hacia un modelo mecánico-cuántico de la materia

- **La materia es ondulatoria:** en 1924, el físico francés **Louis de Broglie** (1892-1977) planteó que si la energía podía ser particulada, la materia también podía entenderse como energía en forma de ondas. De esta suerte, para una partícula cualquiera, en movimiento, habría una onda asociada. De Broglie sintetizó esta idea en la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot n}$$

donde λ y ν describen la longitud y la frecuencia de la onda asociada, h es la constante de Planck y m es la masa de la partícula.

La ecuación de De Broglie implica que si m es grande, la longitud de onda es tan pequeña que no es perceptible. Mientras que, si m es tan pequeña como en un electrón, la onda asociada tiene una λ elevada y medible. Esto explica que en nuestra experiencia diaria, la materia no aparente una naturaleza ondulatoria, como sí lo hace en el mundo subatómico.

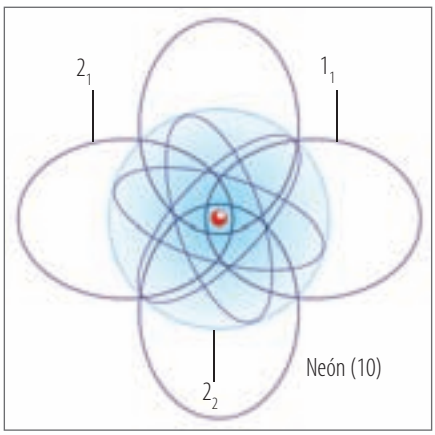


Figura 23. Modelo de Sommerfeld para el átomo de neón (Z = 10).

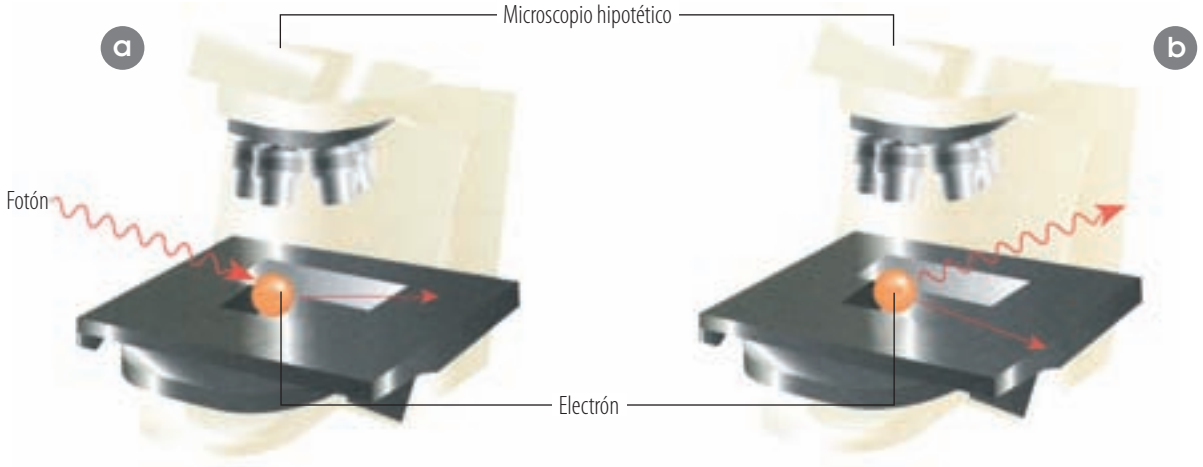


Figura 24. Esquema del principio de incertidumbre. Un electrón libre se mueve delante del foco en un microscopio hipotético (a). En la colisión, el fotón de luz transfiere su energía al electrón (b). El fotón reflejado puede verse a través del microscopio, pero el electrón se ha movido del foco de observación, por lo cual es imposible determinar la posición exacta del electrón.

- **El principio de incertidumbre de Heisenberg**. De acuerdo con lo establecido por Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno gira en torno al núcleo siguiendo una trayectoria bien definida, y por lo tanto es posible calcular su posición y cantidad de movimiento en cada punto (figura 24). Sin embargo, en 1926, **Werner Heisenberg** (1901-1976) sostuvo que tal descripción no era posible, pues nuestra forma de observar y medir las cosas no nos permite hacerlo con completa objetividad. Así, siempre que observamos o medimos algo, afectamos al objeto observado. El resultado de esta premisa es que no es posible conocer simultáneamente la posición y la cantidad de movimiento (momento lineal) de una partícula subatómica, pues cuanto más exacta sea la estimación de un parámetro, menos podremos saber sobre el otro. De esta manera ya no se emplean números absolutos sino probabilidades para referirse a cualquier parámetro que caracterice una partícula subatómica.



Figura 25. Erwin Schrödinger (1887-1961) contribuyó significativamente a la elaboración del modelo atómico actual, con la formulación de un sistema probabilístico para indicar la ubicación de un electrón cualquiera en la periferia de un átomo.

2.5 Arquitectura electrónica

2.5.1 La ecuación de Schrödinger

En 1926, **Erwin Schrödinger** (1887-1961) (figura 25) describió el comportamiento del electrón en un átomo de acuerdo con consideraciones estadísticas, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio, que corresponden, más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento **t**, sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados **números cuánticos**.

 © Santillana

2.5.2 Los números cuánticos

Para describir las características de un electrón situado en un determinado orbital, se necesitan cuatro números cuánticos, que se representan mediante las letras **n, l, m_l y m_s**.

- **Número cuántico principal (n)**. Define una capa o nivel de energía en la periferia del núcleo del átomo (figura 26). Los valores que puede tomar **n** son los números 1, 2, 3, etc. Entre mayor sea el valor de **n**, la distancia entre un electrón presente allí y el núcleo atómico, será mayor. Así mismo la energía que esta partícula poseea también será mayor.
- **Número cuántico secundario (l)**. Determina la forma del orbital, es decir, la región donde el electrón se mueve (figura 27). Los posibles valores de **l** dependen de **n**, de modo que, para cada valor de **n**, **l** puede tomar todos los valores comprendidos entre 0 y (n − 1). Por ejemplo, si n = 4, el número **l** puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3. Se acostumbra simbolizar con letras los valores numéricos que puede tomar el número cuántico l:

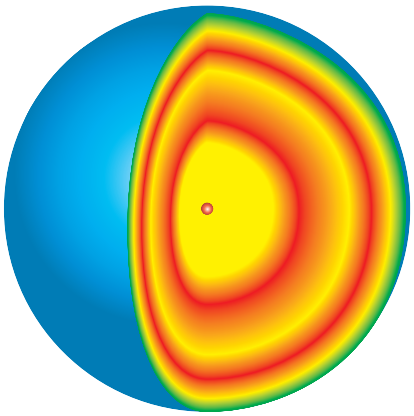


Figura 26. El número cuántico principal determina el nivel de energía.

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

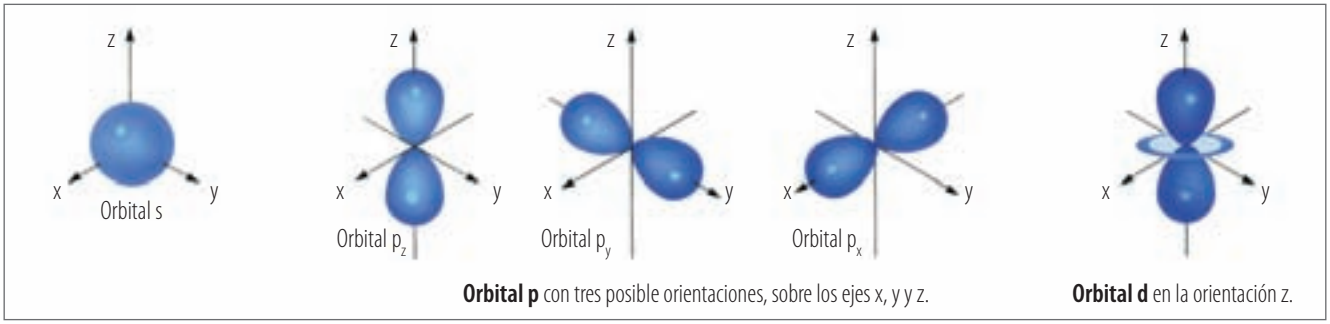


Figura 27. El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

Los diferentes orbitales (s, p, d y f) se conocen informalmente como **subniveles** de energía.

- **Número cuántico magnético (m_l)**. Define la orientación que pueden presentar los orbitales de un mismo subnivel en relación con un campo magnético externo. Para cada valor de **l**, m_l puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre −**l** y +**l**. Así, si **l** = 2, los valores posibles de m_l serán: −2, −1, 0, 1 y 2.
- **Número cuántico de espín (m_s)**. Un orbital puede albergar como máxi-mo dos electrones. Dichos electrones se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. Cuando dos electrones ocupan el mismo orbital, sus sentidos de giro son opuestos. Como sólo son posibles dos sentidos de giro, el número cuántico m_s puede tomar solamente dos valores, que son +1/2 y −1/2, y que también se simbolizan con flechas contrarias (↑↓). Como el electrón es una partícula cargada se comporta como un pequeño imán, por lo cual se dice que tiene un espín o giro (figura 28).

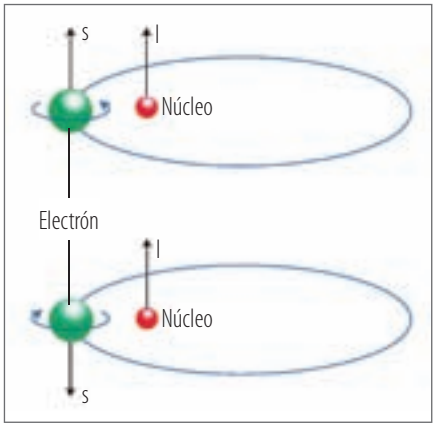


Figura 28. Representación del número cuántico m_s o espín.

2.5.3 Configuraciones electrónicas

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía. También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro número cuánticos. A continuación veremos en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

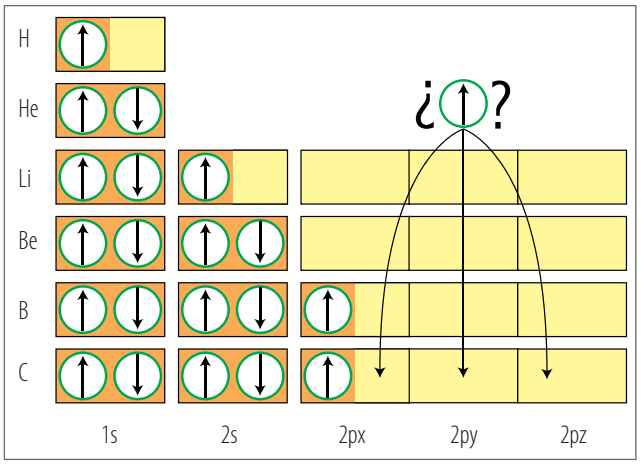


Figura 29. Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H (Z = 1), hasta el C (Z = 6). Si se añade un nuevo electrón a la configuración de carbono, éste debe ubicarse en 2py.

Algunas consideraciones preliminares

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- **Principio de ordenamiento**. Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono (Z = 6) tendrá un electrón más que cada átomo de boro (Z = 5).
- **Principio de Aufbau**. Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).
- **Principio de exclusión de Pauli**. Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Se representan ↑↓.
- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund)**. Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está **desapareado** (figuras 29 y 30).

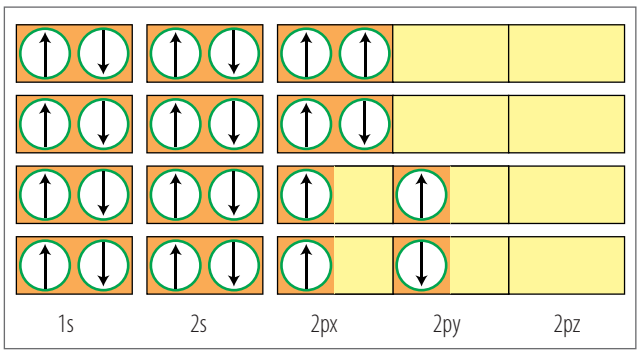


Figura 30. En el esquema se muestran cuatro posibles soluciones para la configuración electrónica de un elemento hipotético. Según la regla de Hund, ¿cuál de estas disposiciones electrónicas es la correcta?

Distribución de los electrones en el átomo

En el esquema de la figura 17 se muestra gráficamente la aplicación de los números cuánticos y los principios mencionados. Los números del 1 a 7 indican el nivel de energía y se pueden representar con las letras mayúsculas K, L, M, N, O, P, Q; las letras minúsculas s, p, d y f representan los subniveles y los exponentes, el número máximo de electrones que puede albergar cada subnivel. Así, 2 para s, 6 en p, 10 en d y 14 en f.

 © Santillana

Estos subniveles se van llenando de arriba hacia abajo, en la dirección y sentido que señalan las flechas, debido al orden de energía creciente para los orbitales atómicos, hasta completar tantos electrones como requiera el número atómico del elemento.

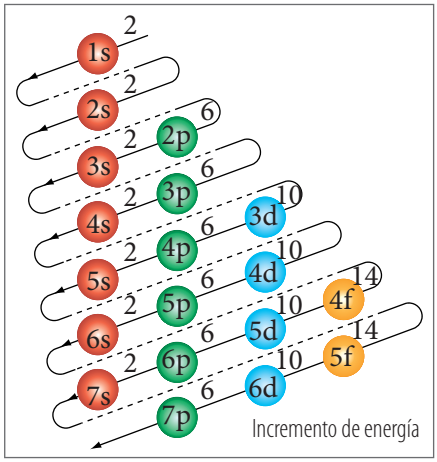


Figura 31. El esquema ilustra gráficamente la aplicación del principio de construcción. Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.

EJEMPLOS

La estructura electrónica del nitrógeno (Z = 7) se expresa de la siguiente manera:

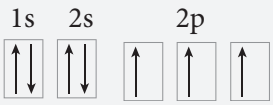
$$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$$

Con lo cual estamos indicando que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones,
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones y
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a Z.

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



Observa que según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y se denomina diagrama de orbitales.

El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante $2n^2$, en donde, n es el nivel de energía.

EJEMPLOS

- Para el nivel 1 se tiene: $2 \cdot (1)^2 = 2$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 2 se tiene: $2 \cdot (2)^2 = 8$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 3 se tiene: $2 \cdot (3)^2 = 18$ Número máximo de electrones.

A manera de ejemplo el siguiente cuadro especifica los números cuánticos y la capacidad electrónica para los cuatro primeros niveles (figura 31).

Nivel de energía (n)	Subnivel de energía (l)	Orientación del orbital m_l	Giro del electron m_s	Capacidad electrónica del subnivel	Capacidad electrónica del nivel de energía
1 (K)	0 (1s)	0	±1/2	2	2
2 (L)	0 (2s)	0	±1/2	2	8
	1 (2p)	−1, 0, +1	±1/2, para cada valor de m_l	6	
3 (M)	0 (3s)	0	±1/2	2	18
	1 (3p)	−1, 0, +1	±1/2, para cada valor de m_l	6	
	2 (3d)	−2, −1, 0, 1, +2	±1/2, para cada valor de m_l	10	
4 (N)	0 (4s)	0	±1/2	2	32
	1 (4p)	−1, 0, +1	±1/2, para cada valor de m_l	6	
	2 (4d)	−2, −1, 0, 1, 2	±1/2, para cada valor de m_l	10	
	3 (4f)	−3, −2, −1, 0, 1, 2, 3	±1/2, para cada valor de m_l	14	

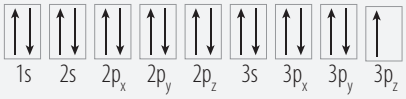
EJEMPLOS

1. **La configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro, Cl, sería como sigue:**

   Dado que Z = 17, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:

   Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

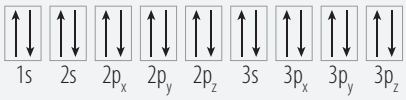
   Diagrama de orbitales:

2. **Veamos la configuración electrónica para el argón, Ar (Z = 18):**

   Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

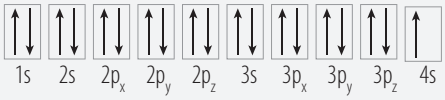
   Diagrama de orbitales:

3. **Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K (Z = 19) es:**

   Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

   Diagrama de orbitales:

4. **Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos:**

   a) Calcio, Ca: Z = 20.

   b) Potasio, K: Z = 19.

   c) Azufre, S: Z = 16.

   d) Hierro, Fe: Z = 26.

   a) Ca, Z = 20.

   La configuración electrónica para el calcio se presenta en el siguiente orden:

   $1s^2$ para el primer nivel

   $2s^2$ y $2p^6$ para el segundo nivel

   $3s^2$ y $3p^6$ para el tercer nivel

   $4s^2$ para el cuarto nivel

   Para un total de 20 electrones.

   Observa que a partir del tercer nivel se presenta una aparente anomalía al ubicarse primero los electrones del subnivel 4s en vez del 3d. Las razones son de carácter energético.

   b) K, Z = 19.

   Como se puede ver, el potasio tiene un electrón menos que el calcio y por consiguiente su distribución electrónica es:

   $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

   c) S, Z = 16.

   De la misma manera como se resolvió el punto anterior, se toma como punto de partida el elemento precedente, en este caso el potasio para obtener la siguiente distribución de electrones:

   $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

   d) Fe, Z = 26.

   El hierro es un elemento que pertenece al llamado grupo de los metales. Concretamente corresponde a un metal de transición. Estos elementos presentan alguna dificultad porque su distribución parece no obedecer las normas establecidas en las páginas anteriores. Las razones de esta configuración especial se relacionan con la estabilidad energética de estos elementos. Veamos la configuración del hierro:

   $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$...

   Hasta aquí hemos distribuido 18 electrones. Debido a la anteposición de niveles que mencionamos, los dos siguientes electrones se acomodan en el subnivel 4s, para un total de 20 electrones. Los seis restantes se distribuyen entre los cinco orbitales d. La configuración completa sería entonces:

   $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

EJERCICIOS

1. Utiliza la información de la tabla de la página anterior para decir si son posibles cada uno de los conjuntos de números cuánticos relacionándolos con la configuración electrónica posible.

   a) n = 1, l = 0, m_s = +1/2.

   b) n = 1, l = 3, m_l = 3, m_s = −1/2.

   c) n = 2, l = 1, m_l = −1, m_s = +1/2.

   d) n = 5, l = 2, m_l = 2, m_s = −1/2.

2. Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos.

   a) As, Z = 33

   b) Zn, Z = 30

   c) Si, Z = 14

   d) Ni, Z = 28

 © Santillana

Interpreta

1 Completa el siguiente cuadro:

Número cuántico	Símbolo	Información que suministra
Principal		
Secundario o azimutal		
Magnético		
Espín		

2 Responde: ¿Cómo influye el concepto de onda electromagnética en la construcción del modelo atómico actual?

3 El mercurio (Hg) es un de los pocos metales que a temperatura ambiente se encuentra en estado líquido, razón por la cual es utilizado en la fabricación de termómetros. Imagina que un recipiente tienes 5 mL de esta sustancia. ¿Cuántos gramos, átomos y moles tiene esta muestra?

La densidad del mercurio es 13,60 g/cm^3.

4 Realiza la configuración electrónica indicando niveles, subniveles, orbitales y espines para los átomos de los siguientes elementos: tunsgteno (W), platino (Pt) y telurio (Te).

¿Qué información aporta la configuración electrónica en relación con las propiedades de las sustancias?

Argumenta

5 Responde: ¿Cuál ha sido el aporte de la espectroscopia a la construcción de los modelos atómicos?

6 Existen varios modelos que explican el comportamiento del átomo.

a) ¿Por qué fue necesario construir varios modelos atómicos?

b) ¿Qué tienen en común estos modelos?

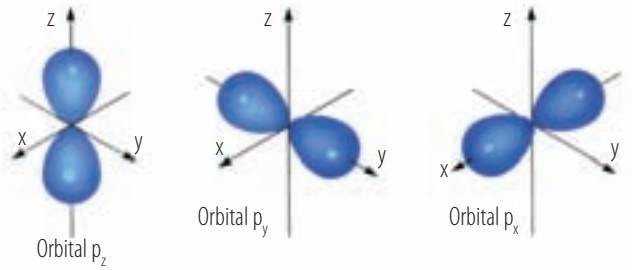
7 Algunas reacciones químicas en los seres vivos ocurren por la excitación de los electrones, lo que produce luz visible, como en el caso de las luciérnagas. Discute, con tus compañeros, sobre este fenómeno teniendo en cuenta las teorías atómicas.

8 Completa la información de la siguiente tabla:

Elemento	Configuración	Grupo	Período	Diagrama de espines
Na				
		VIIA	3	
				↑↓ ↑↓ 1s 2s
	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$			
Ba				

Propone

9 El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, es decir, la región donde se mueve el electrón. Por ejemplo, el orbital p presenta tres regiones: p_x, p_y y p_z:



Orbital p con tres posible orientaciones, sobre los ejes x, y y z.

a) ¿Qué significa que una configuración electrónica termine en $2p^1$?

b) ¿Qué diferencias existen entre las regiones p_x, p_y y p_z?

c) ¿Por qué las regiones s y p son diferentes?

10 El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender la organización de los electrones alrededor del núcleo; además, permite identificar los diferentes elementos que están presentes en una muestra de cualquier sustancia.

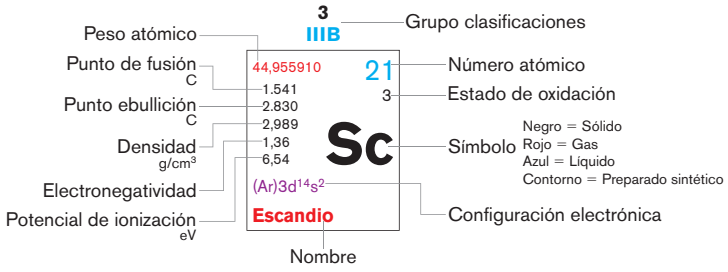
a) ¿Por qué los espectros permiten la identificación de los elementos químicos?

b) ¿En qué se diferencian los espectros de dos elementos químicos distintos?

c) ¿Cómo se puede obtener el espectro de la luz solar?

d) ¿Qué relación puedes establecer entre los espectros y la formación de un arco iris?

TABLA PERIÓDICA



1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII
1,00794 · -259,34 · -252,87 · 0,0899 · 2,20 · 13,598 · **1** · 1 · **H** · 1s¹ · **Hidrógeno**								
6,941 · 180,5 · 1.342 · 0,534 · 0,98 · 5,392 · **3** · 1 · **Li** · (He)2s¹ · **Litio**	9,012182 · 1.287 · 2.471 · 1,8477 · 1,57 · 9,322 · **4** · 2 · **Be** · (He)2s² · **Berilio**							
22,989768 · 97,72 · 883 · 0,97 · 0,93 · 5,139 · **11** · 1 · **Na** · (Ne)3s¹ · **Sodio**	24,3050 · 650 · 1.090 · 1,74 · 1,31 · 7,646 · **12** · 2 · **Mg** · (Ne)3s² · **Magnesio**							
39,0983 · 63,38 · 759 · 0,86 · 0,82 · 4,341 · **19** · 1 · **K** · (Ar)4s¹ · **Potasio**	40,078 · 842 · 1.484 · 1,54 · 1,00 · 6,113 · **20** · 2 · **Ca** · (Ar)4s² · **Calcio**	44,955910 · 1.541 · 2.830 · 2.989 · 1,36 · 6,54 · **21** · 3 · **Sc** · (Ar)3d¹4s² · **Escandio**	47,88 · 1.668 · 3.287 · 4,5 · 1,54 · 6,82 · **22** · 3, 4 · **Ti** · (Ar)3d²4s² · **Titanio**	50,9415 · 1.910 · 3.407 · 5,96 · 1,63 · 6,74 · **23** · 2, 3, 4, 5 · **V** · (Ar)3d³4s² · **Vanadio**	51,9961 · 1.907 · 2.671 · 7,20 · 1,66 · 6,766 · **24** · 2, 3, 6 · **Cr** · (Ar)3d⁵4s¹ · **Cromo**	54,93805 · 1.246 · 2.061 · 7,47 · 1,55 · 7,435 · **25** · 2, 3, 4, 6, 7 · **Mn** · (Ar)3d⁵4s² · **Manganeso**	55,847 · 1.538 · 2.861 · 7,86 · 1,83 · 7,870 · **26** · 2, 3 · **Fe** · (Ar)3d⁶4s² · **Hierro**	58,93320 · 1.495 · 2.927 · 8,92 · 1,88 · 7,86 · **27** · 2, 3 · **Co** · (Ar)3d⁷4s² · **Cobalto**
85,4678 · 39,31 · 688 · 1,532 · 0,82 · 4,177 · **37** · 1 · **Rb** · (Kr)5s¹ · **Rubidio**	87,62 · 777 · 1.382 · 2,6 · 0,95 · 5,695 · **38** · 2 · **Sr** · (Kr)5s² · **Estroncio**	88,90585 · 1.526 · 3.336 · 4,469 · 1,22 · 6,38 · **39** · 3 · **Y** · (Kr)4d¹5s² · **Itrio**	91,224 · 1.855 · 4.409 · 6,49 · 1,33 · 6,84 · **40** · 4 · **Zr** · (Kr)4d²5s² · **Zirconio**	92,90638 · 2.477 · 4.744 · 8,57 · 1,6 · 6,9 · **41** · 3, 5 · **Nb** · (Kr)4d⁴5s¹ · **Niobio**	95,94 · 2.623 · 4.639 · 10,2 · 2,16 · 7,099 · **42** · 2, 3, 4, 5, 6 · **Mo** · (Kr)4d⁵5s¹ · **Molibdeno**	(97,9072) · 2.157 · 4.265 · 11,5 · 1,9 · 7,28 · **43** · 7 · **Tc** · (Kr)4d⁵5s² · **Tecnecio**	101,07 · 2.334 · 4.150 · 12,3 · 2,2 · 8,7 · **44** · 2, 3, 4, 6, 8 · **Ru** · (Kr)4d⁷5s¹ · **Rutenio**	102,90550 · 1.964 · 3.695 · 12,4 · 2,28 · 7,46 · **45** · 2, 3, 4 · **Rh** · (Kr)4d⁸5s¹ · **Rodio**
132,90543 · 28,44 · 671 · 1,879 · 0,79 · 3,894 · **55** · 1 · **Cs** · (Xe)6s¹ · **Cesio**	137,327 · 727 · 1.897 · 3,594 · 0,89 · 5,212 · **56** · 2 · **Ba** · (Xe)6s² · **Bario**	138,9055 · 920 · 3.455 · 6,146 · 1,10 · 5,577 · **57** · 3 · **La** · (Xe)5d¹6s² · **Lantano**	178,49 · 2.233 · 4.603 · 13,31 · 1,3 · 7,0 · **72** · 4 · **Hf** · (Xe)4f¹⁴5d²6s² · **Hafnio**	180,9479 · 3.017 · 5.458 · 16,6 · 1,5 · 7,89 · **73** · 5 · **Ta** · (Xe)4f¹⁴5d³6s² · **Tántalo**	183,84 · 3.422 · 5.555 · 19,35 · 2,36 · 7,98 · **74** · 2, 3, 4, 5, 6 · **W** · (Xe)4f¹⁴5d⁴6s² · **Tungsteno**	186,207 · 3.186 · 5.596 · 20,5 · 1,9 · 7,88 · **75** · -1, 2, 4, 6, 7 · **Re** · (Xe)4f¹⁴5d⁵6s² · **Renio**	190,23 · 3.033 · 5.012 · 22,61 · 2,2 · 8,7 · **76** · 2, 3, 4, 6, 8 · **Os** · (Xe)4f¹⁴5d⁶6s² · **Osmio**	192,22 · 2.446 · 4.428 · 22,65 · 2,20 · 9,1 · **77** · 2, 3, 4, 6 · **Ir** · (Xe)4f¹⁴5d⁷6s² · **Iridio**
(223,0197) · 27 · 677 · - · 0,7 · - · **87** · 1 · **Fr** · (Rn)7s¹ · **Francio**	226,0254 · 700 · <1.140 · 5,8 · 0,9 · 5,279 · **88** · 2 · **Ra** · (Rn)7s² · **Radio**	227,0278 · 1.051 · 3.198 · 10,07 · 1,1 · 6,9 · **89** · 3 · **Ac** · (Rn)6d¹7s² · **Actinio**	(261,11) · - · - · - · - · - · **104** · 4 · **Rf** · (Rn)5f¹⁴6d²7s² · **Ruterfordio**	(262,114) · - · - · - · - · - · **105** · - · **Ha** · (Rn)5f¹⁴6d³7s² · **Hahnio**	(263,118) · - · - · - · - · - · **106** · - · **Sg** · (Rn)5f¹⁴6d⁴7s² · **Seaborgio**	(262,12) · - · - · - · - · - · **107** · - · **Bh** · (Rn)5f¹⁴6d⁵7s² · **Borio**	(265) · - · - · - · - · - · **108** · - · **Hs** · (Rn)5f¹⁴6d⁶7s² · **Hasio**	266 · - · - · - · - · - · **109** · - · **Mt** · (Rn)5f¹⁴6d⁷7s² · **Meitnerio**

* Indica valores aproximados

•	140,115 · 799 · 3.424 · 6.770 · 1,12 · 5,466 · **58** · 3, 4 · **Ce** · (Xe)4f¹5d¹6s² · **Cerio**	140,90765 · 931 · 3.510 · 6,773 · 1,13 · 5,422 · **59** · 3, 4 · **Pr** · (Xe)4f³6s² · **Praseodimio**	144,24 · 1.016 · 3.066 · 7,00 · 1,14 · 5,489 · **60** · 3 · **Nd** · (Xe)4f⁴6s² · **Neodimio**	(144,9127) · 1.042 · 3.000 · 7,264 · 1,13 · 5,554 · **61** · 3 · **Pm** · (Xe)4f⁵6s² · **Prometio**	150,36 · 1.072 · 1.790 · 7,536 · 1,17 · 5,631 · **62** · 2, 3 · **Sm** · (Xe)4f⁶6s² · **Samario**
• •	232,0381 · 1.750 · 4.788 · 11,72 · 1,3 · 6,08 · **90** · 4 · **Th** · (Rn)6d²7s² · **Torio**	231,03588 · 1.572 · - · 15,37 · 1,5 · 5,89 · **91** · 4, 5 · **Pa** · (Rn)5f²6d¹7s² · **Protactinio**	238,0289 · 1.135 · 4.131 · 19.050,02 · 1,38 · 6,05 · **92** · 3, 4, 5, 6 · **U** · (Rn)5f³6d¹7s² · **Uranio**	(237,0482) · 644 · - · 20,45 · 1,36 · 6,19 · **93** · 3, 4, 5, 6 · **Np** · (Rn)5f⁴6d¹7s² · **Neptunio**	(244,0642) · 640 · 3.228 · 19,816 · 1,28 · 5,8 · **94** · 3, 4, 5, 6 · **Pu** · (Rn)5f⁶7s² · **Plutonio**

 © Santillana

DE LOS ELEMENTOS

10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0
								4,002602 · 2 · -272,2[26 atm] · -268,93 · 0,1785 · - · 24,587 · **He** · $1s^2$ · **Helio**
			10,811 · 5 · 2.075 · 4.000 · 2,31 · 2,04 · 8,298 · **B** · 3 · $(He)2s^2p^1$ · **Boro**	12,011 · 6 · 4.492[TP] · 3.825[SP] · 2,25 · 2,55 · 11,260 · **C** · 2, ±4 · $(He)2s^2p^2$ · **Carbono**	14,00674 · 7 · -210,00 · -195,79 · 1,25046 · 3,04 · 14,534 · **N** · 2, ±3, 4, 5 · $(He)2s^2p^3$ · **Nitrógeno**	15,9994 · 8 · -218,79 · -182,95 · 1,429 · 3,44 · 13,618 · **O** · -2 · $(He)2s^2p^4$ · **Oxígeno**	18,9984032 · 9 · -219,62 · -188,12 · 1,69 · 3,98 · 17,422 · **F** · -1 · $(He)2s^2p^5$ · **Flúor**	20,1797 · 10 · -248,59 · -246,08 · 0,9002 · - · 21,564 · **Ne** · $(He)2s^2p^6$ · **Neón**
			26,981539 · 13 · 660,32 · 2.519 · 2,702 · 1,61 · 5,986 · **Al** · 3 · $(Ne)3s^2p^1$ · **Aluminio**	28,0855 · 14 · 1.414 · 3.265 · 2,33 · 1,90 · 8,151 · **Si** · 4 · $(Ne)3s^2p^2$ · **Silicio**	30,973762 · 15 · 44,15 · 277 · 1,82 · 2,19 · 10,486 · **P** · ±3, 4, 5 · $(Ne)3s^2p^3$ · **Fósforo**	32,066 · 16 · 115,21 · 444,60 · 2,07 · 2,58 · 10,360 · **S** · ±2, 4, 6 · $(Ne)3s^2p^4$ · **Azufre**	35,4527 · 17 · -101,5 · -34,04 · 3,214 · 3,16 · 12,967 · **Cl** · ±1, 3, 5, 7 · $(Ne)3s^2p^5$ · **Cloro**	39,948 · 18 · -189,35 · -185,85 · 1.784 · - · 15,759 · **Ar** · $(Ne)3s^2p^6$ · **Argón**
58,6934 · 28 · 1.455 · 2.913 · 8,90 · 1,91 · 7,635 · **Ni** · 2, 3 · $(Ar)3d^8 4s^2$ · **Níquel**	63,546 · 29 · 1.084,62 · 1.562 · 8,94 · 1,90 · 7,726 · **Cu** · 1, 2 · $(Ar)3d^{10}4s^1$ · **Cobre**	65,39 · 30 · 419,53 · 907 · 7,14[25C] · 1,65 · 9,394 · **Zn** · 2 · $(Ar)3d^{10}4s^2$ · **Zinc**	69,723 · 31 · 29,76 · 2.204 · 6,095 · 1,81 · 5,999 · **Ga** · 3 · $(Ar)3d^{10}4s^2p^1$ · **Galio**	72,61 · 32 · 938,25 · 2.833 · 5,35 · 2,01 · 7,899 · **Ge** · 4 · $(Ar)3d^{10}4s^2p^2$ · **Germanio**	74,92159 · 33 · 817[TP] · 614[SP] · 5,727[25C] · 2,18 · 9,81 · **As** · ±3, 5 · $(Ar)3d^{10}4s^2p^3$ · **Arsénico**	78,96 · 34 · 221 · 685 · 4,81 · 2,55 · 9,752 · **Se** · -2, 4, 6 · $(Ar)3d^{10}4s^2p^4$ · **Selenio**	79,904 · 35 · -7,2 · 58,8 · 3,119 · 2,96 · 11,814 · **Br** · ±1, 5 · $(Ar)3d^{10}4s^2p^5$ · **Bromo**	83,80 · 36 · -157,36 · -153,22 · 3,74 · - · 13,999 · **Kr** · $(Ar)3d^{10}4s^2p^6$ · **Kriptón**
106,42 · 46 · 1.554,9 · 2.963 · 12,02 · 2,20 · 8,34 · **Pd** · 2, 4 · $(Kr)4d^{10}$ · **Paladio**	107,8682 · 47 · 961,78 · 2.162 · 10,5 · 1,93 · 7,576 · **Ag** · 1 · $(Kr)4d^{10}5s^1$ · **Plata**	112,411 · 48 · 321,07 · 767 · 8,642 · 1,69 · 8,993 · **Cd** · 2 · $(Kr)4d^{10}5s^2$ · **Cadmio**	114,818 · 49 · 156,60 · 2.072 · 7,30 · 1,78 · 5,786 · **In** · 3 · $(Kr)4d^{10}5s^2p^1$ · **Indio**	118,710 · 50 · 231,93 · 2.602 · 7,28 · 1,96 · 7,344 · **Sn** · 2, 4 · $(Kr)4d^{10}5s^2p^2$ · **Estaño**	121,757 · 51 · 630,63 · 1.587 · 6,684[25C] · 2,05 · 8,641 · **Sb** · ±3, 5 · $(Kr)4d^{10}5s^2p^3$ · **Antimonio**	127,60 · 52 · 449,51 · 988 · 6,25 · 2,1 · 9,009 · **Te** · -2, 4, 6 · $(Kr)4d^{10}5s^2p^4$ · **Telurio**	126,90447 · 53 · 113,7 · 184,4 · 4,93 · 2,66 · 10,451 · **I** · ±1, 5, 7 · $(Kr)4d^{10}5s^2p^5$ · **Yodo**	131,29 · 54 · -111,75 · -108,04 · 5,89 · - · 12,130 · **Xe** · $(Kr)4d^{10}5s^2p^6$ · **Xenón**
195,08 · 78 · 1.768,4 · 3.825 · 21,45 · 2,28 · 9,0 · **Pt** · 2, 4 · $(Xe)4f^{14}5d^9 6s^1$ · **Platino**	196,96654 · 79 · 1.064,18 · 2.856 · 19,31 · 2,54 · 9,225 · **Au** · 1, 3 · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^1$ · **Oro**	200,59 · 80 · -38,83 · 356,73 · 13,546 · 2,00 · 10,437 · **Hg** · 1, 2 · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2$ · **Mercurio**	204,3833 · 81 · 304 · 1.473 · 11,85 · 2,04 · 6,108 · **Tl** · 1, 3 · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^1$ · **Talio**	207,2 · 82 · 327,46 · 1.749 · 11,34 · 2,33 · 7,416 · **Pb** · 2, 4 · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^2$ · **Plomo**	208,98037 · 83 · 271,40 · 1.564 · 9,78 · 2,02 · 7,289 · **Bi** · 3, 5 · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^3$ · **Bismuto**	(208,9824) · 84 · 254 · 962 · 9,196 · 2,0 · 8,42 · **Po** · 2, 4 · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^4$ · **Polonio**	(209,9871) · 85 · 302 · 337 · - · 2,2 · - · **At** · 1, 3, 5, 7 · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^5$ · **Astato**	(222,0176) · 86 · -71 · -61,7 · 9,73 · - · 10,748 · **Rn** · $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^6$ · **Radón**
269 · 110 · - · - · - · - · - · Unn · - · 1994 · **Ununnilio**	272 · 111 · - · - · - · - · - · Uuu · - · 1994 · **Unununio**	277 · 112 · - · - · - · - · - · Uub · - · 1996 · **Ununbio**	· 113 · - · - · - · - · - · Uut · - · No ha sido descubierto · **Ununtrio**	285 · 114 · - · - · - · - · - · Uuq · - · 1999 · **Ununquadio**	· 115 · - · - · - · - · - · Uup · - · No ha sido descubierto · **Ununpentio**	289 · 116 · - · - · - · - · - · Uuh · - · 1999 · **Ununhexium**	· 117 · - · - · - · - · - · Uus · - · No ha sido descubierto · **Ununseptio**	293 · 118 · - · - · - · - · - · Uuo · - · 1999 · **Ununoctio**
151,965 · 63 · 822 · 1.596 · 5,244 · 1,2 · 5,666 · **Eu** · 2, 3 · $(Xe)4f^7 6s^2$ · **Europio**	157,25 · 64 · 1.314 · 3.264 · 7,901 · 1,20 · 6,141 · **Gd** · 3 · $(Xe)4f^7 5d^1 6s^2$ · **Gadolinio**	158,92534 · 65 · 1.359 · 3.221 · 8,230 · 1,2 · 5,842 · **Tb** · 3, 4 · $(Xe)4f^9 6s^2$ · **Terbio**	162,50 · 66 · 1.411 · 2.561 · 8,551 · 1,22 · 5,927 · **Dy** · 3 · $(Xe)4f^{10}6s^2$ · **Disprosio**	164,93032 · 67 · 1.472 · 2.694 · 8,80 · 1,23 · 6,018 · **Ho** · 3 · $(Xe)4f^{11}6s^2$ · **Holmio**	167,26 · 68 · 1.529 · 2.862 · 9,066 · 1,24 · 6,101 · **Er** · 3 · $(Xe)4f^{12}6s^2$ · **Erbio**	168,93421 · 69 · 1.545 · 1.946 · 9,321 · 1,25 · 6,18436 · **Tm** · 2, 3 · $(Xe)4f^{13}6s^2$ · **Tulio**	173,04 · 70 · 824 · 1.194 · 6,966 · 1,1 · 6,25394 · **Yb** · 2, 3 · $(Xe)4f^{14}6s^2$ · **Yterbio**	174,967 · 71 · 1.663 · 3.393 · 9,84 · 1,27 · 5,42589 · **Lu** · 3 · $(Xe)4f^{14}5d^1 6s^2$ · **Lutecio**
(243,0614) · 95 · 1.176 · 2.607 · 13,67 · 1,3 · 5,993 · Am · 3, 4, 5, 6 · $(Rn)5f^7 7s^2$ · **Americio**	(247,0703) · 96 · 1.345 · - · 13,51 · 1,3 · 6,02 · Cm · 3 · $(Rn)5f^7 6d^1 7s^2$ · **Curio**	(247,0703) · 97 · 1.050 · - · 14,78 · 1,3 · 6,23 · Bk · 3, 4 · $(Rn)5f^9 7s^2$ · **Berkelio**	(251,0796) · 98 · 900 · - · - · 1,3 · 6,30 · Cf · 3 · $(Rn)5f^{10}7s^2$ · **Californio**	(252,083) · 99 · 860 · - · - · 1,3 · 6,42 · Es · 3 · $(Rn)5f^{11}7s^2$ · **Einstenio**	(257,0951) · 100 · 1.527 · - · - · 1,3 · 6,50 · Fm · 3 · $(Rn)5f^{12}7s^2$ · **Fermio**	(258,10) · 101 · 827 · - · - · 1,3 · 6,58 · Md · 2, 3 · $(Rn)5f^{13}7s^2$ · **Mendelevio**	(259,1009) · 102 · 827 · - · - · 1,3 · 6,65 · No · 2, 3 · $(Rn)5f^{14}7s^2$ · **Nobelio**	(262,11) · 103 · 1.627 · - · - · - · - · Lr · 3 · $(Rn)5f^{14}6d^1 7s^2$ · **Laurencio**

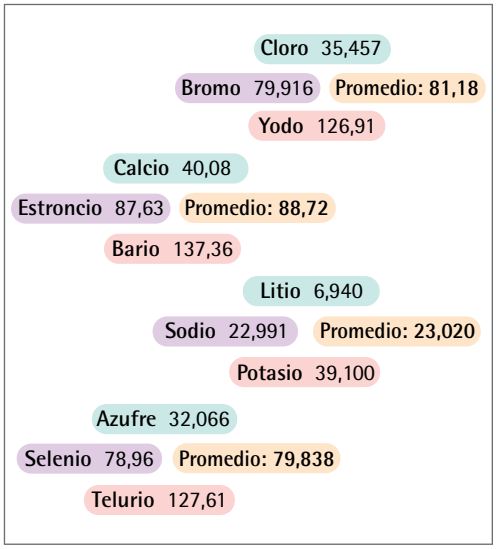


Figura 32. Tríadas propuestas por Johann Döbereiner.

3. Los átomos y la tabla periódica

En el año 1830 ya se habían descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos en la actualidad; sus propiedades físicas y químicas y sus combinaciones con otros elementos para formar compuestos habían sido estudiadas por muchos químicos. Sin embargo, era necesario organizar toda esta información de manera clara. A lo largo de este tema hablaremos de cómo se llegó a la clasificación actual basada en la periodicidad de algunas propiedades de los elementos químicos.

3.1 Primeras clasificaciones de los elementos

Desde finales del siglo XVIII, en la época de **Lavoisier** y **Berzelius**, se había intentado clasificar los elementos químicos conocidos buscando semejanzas en sus propiedades. Así, los elementos se clasificaban en **metales**, como el hierro, la plata o el cobre, y **no metales**, como el fósforo, el oxígeno y el azufre. Algunos elementos, como el arsénico o el germanio, no se ajustaban claramente a una de estas dos categorías, por lo que también se podía hablar de elementos **semimetálicos**.

Esta clasificación, sin embargo, era demasiado general, ya que existían considerables diferencias entre las propiedades de los elementos que pertenecían a la misma categoría. Utilizando un criterio más restringido que el anterior se hicieron las siguientes clasificaciones. Veamos.

3.1.1 Tríadas de Döbereiner

En 1829, el químico alemán **Johann W. Döbereiner** (1780-1849) observó que había grupos de tres elementos que tenían propiedades físicas y químicas muy parecidas o mostraban un cambio gradual en sus propiedades. Con base en sus observaciones clasificó los elementos en grupos de a tres y los llamó **tríadas** (figura 32). Mostró también que el peso atómico del elemento central de cada tríada era aproximadamente el promedio aritmético de los pesos de los otros dos.

3.1.2 Octavas de Newlands

En 1864, el inglés Johan Alexander Newlands (1838-1889) ordenó los elementos conocidos de acuerdo con sus pesos atómicos crecientes; observó que después de ubicar siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades químicas del primero (sin tener en cuenta el hidrógeno ni los gases nobles). Newlands llamó a esta organización la **ley de las octavas**; de esta manera quedaron en el mismo grupo (columna), el litio, el sodio y el potasio; el berilio, el magnesio y el calcio; el oxígeno y el azufre, etc., que tienen propiedades similares (figura 33).

Gracias a sus observaciones, Newlands ordenó los elementos en **grupos** y **períodos**, pero este ordenamiento presentó un problema: mientras algunos grupos tenían elementos con propiedades muy parecidas, otros tenían elementos con propiedades completamente diferentes.

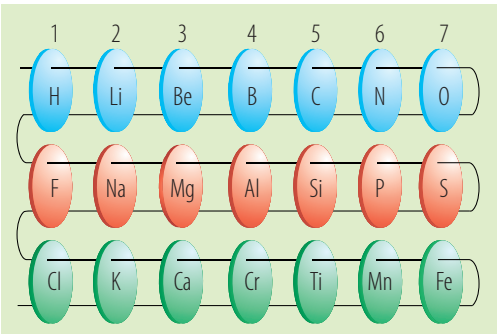


Figura 33. Octavas de Newlands.

 © Santillana



3.1.3 La tabla periódica de Mendeleiev

En 1869 los químicos **Ivanovich Dimitri Mendeleiev** (1834-1907) y **Lothar Meyer** (1830-1895), publicaron por separado tablas periódicas prácticamente coincidentes, en las que clasificaban los 63 elementos conocidos hasta esa fecha (entre 1830 y 1869 se descubrieron ocho nuevos elementos). La clasificación de Mendeleiev hacía especial énfasis en las propiedades químicas de los elementos; mientras que Meyer hacía hincapié en las propiedades físicas.

Mendeleiev, que fue el primero en dar a conocer su tabla periódica, organizó los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos en filas y columnas de modo que los elementos que quedaban en la misma fila tenían propiedades semejantes (figura 34). Lo ingenioso de la idea de este científico era que las filas no tenían todas la misma longitud pero en cada una de ellas existía una analogía gradual de las propiedades de los elementos. Por otro lado no dudó en dejar espacios en la tabla, en invertir elementos e incluso llegó a predecir con éxito las propiedades de los elementos que algún día ocuparían los espacios vacíos.

Mendeleiev resumió su descubrimiento estableciendo su **ley periódica**, que dice: *Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían con el peso atómico de una manera periódica.*

C \ F	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu
5	(Cu)	Zn			As	Se	Br	
6	Rb	Sr	?Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag
7	(Ag)	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Cs	Ba	?Di	?Ce				
9								
10			?Er	?La	Ta	W		Os, Ir, Pt, Au
11	(Au)	Hg	Tl	Pb	Bi			
12				Th		U		

C = columna **F = fila**

Figura 34. Primera tabla periódica elaborada por Dimitri Mendeleiev (1869).

El sistema periódico de Mendeleiev, no obstante, presentaba algunas fallas. Por ejemplo, cuando años más tarde empezaron a descubrirse los gases nobles y ubicarse en su sitio, resultó que el argón, Ar, tenía un peso atómico superior al del potasio, mientras que los restantes gases nobles tenían pesos atómicos inferiores a los elementos posteriores. Era evidente que no resultaba totalmente aceptable el aumento de peso atómico como referencia para ubicar los elementos en el sistema periódico.

3.2 Tabla periódica moderna

En 1913, **Henry G. J. Moseley** (1887-1915) sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente.

Esto trajo como consecuencia que la ley periódica de los elementos cambiara su enunciado de tal manera que desde entonces se enuncia como: *Las propiedades físicas y químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos.*

La tabla periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente, ordenándolos según su número atómico (**Z**). Los elementos se disponen en filas horizontales llamadas **períodos** y en columnas denominadas **grupos** o **familias** (figura 35).

Es de resaltar que existe una relación fuerte entre la configuración electrónica de los elementos y su ubicación en la tabla periódica. Cuando se realiza esta configuración se observa que los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en su último nivel. Por ejemplo, si observamos la configuración electrónica para los elementos Li y Na, tenemos: Li, $1s^2\ 2s^1$ y Na, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

1																	18
H	2											13	14	15	16	17	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Unn	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Figura 35. Tabla periódica moderna.



Figura 36. Elementos como el carbono se encuentran en diferentes formas en la naturaleza.

3.2.1 Los períodos

Los períodos se designan con **números arábigos** y corresponden a las **filas horizontales** de la tabla periódica.

Cada período indica la iniciación del llenado de un nuevo nivel energético y termina con aquellos elementos cuyos tres orbitales **p** del nivel principal más externo están llenos con 6 electrones. El primer período representa la ocupación del primer nivel energético (n = 1); el segundo período representa la ocupación del segundo nivel (n = 2) y así sucesivamente; por lo tanto, un período se caracteriza por el número cuántico principal (n).

La tabla periódica moderna consta de siete períodos:

- El **primer período**, comprende solo dos elementos: hidrógeno (Z =1) y helio (Z = 2), son los dos elementos gaseosos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.
- El **segundo período**, consta de ocho elementos; comienza con el litio (Z = 3) y termina con el neón (Z = 10). En este período se ubican el oxígeno y el nitrógeno, gases fundamentales en la composición del aire que respiramos, y el carbono, materia prima fundamental de los seres vivos (figura 36).

EJERCICIO

Elabora una lista con los elementos que conozcas y relaciónalos con productos que uses en la vida cotidiana.

- El **tercer período** tiene igualmente ocho elementos; se inicia con el sodio (Z = 11) y termina con el argón (Z = 18). En este período aparece el fósforo y el azufre, elementos importantes para la síntesis de los ácidos nucleicos y las proteínas.
- El **cuarto período** comprende un total de 18 elementos, comienza con el potasio (Z = 19) prolongándose hasta el kriptón (Z = 36). En este período se encuentran metales como el titanio, el cromo, el hierro, el cobalto, el níquel, el cobre y el zinc ampliamente utilizados en la industria (figura 37).
- El **quinto período**, también con 18 elementos, comienza con el rubidio (Z = 37) hasta el xenón (Z = 54). En esta serie se destaca el yodo por su valor biológico.
- El **sexto período** con 32 elementos, se inicia con el cesio (Z = 55) y termina en el radón (Z = 56). Se destacan el oro y el platino como metales preciosos y el mercurio que es el único metal líquido que existe en la naturaleza.

  Dentro de este período hay un conjunto particular de 14 elementos, comenzando por el cerio (Z = 58) y terminando con el lutecio (Z =71) llamados serie de los lantánidos, debido a que sus propiedades son semejantes a las del lantano (Z = 57). Se ubican generalmente al final de la tabla en una fila aparte; son metales que se hallan en minerales raros como la euxenita.
- El **séptimo período**, se extiende desde el francio (Z = 87) hasta el elemento 109, unilenio. Este período incluye como el anterior un conjunto de 14 elementos, desde el torio (Z = 90) hasta el unilenio (Z = 109), llamados **serie de los actínidos** porque sus propiedades son semejantes al actinio. Se ubican al igual que los lantánidos en la parte inferior de la tabla periódica.



Figura 37. Muchos de los elementos químicos que se conocen actualmente son usados en la industria farmacéutica.

3.2.2 Los grupos o familias

Los grupos son las **columnas** de la tabla periódica y se designan con los **números romanos I a VIII**.

 © Santillana

Los grupos se encuentran divididos en los subgrupos **A, B** y **tierras raras**, que no se numeran. El número romano representa **la valencia del grupo o el número de electrones en el último nivel**; así, por ejemplo, todos los elementos del grupo IA tienen valencia 1 mientras que los elementos del grupo IIIA tienen valencia 3. En el subgrupo A hay ocho familias llamadas también **elementos representativos**.

Los grupos indican el número de electrones que tienen los elementos en su capa más externa o nivel de valencia, por lo que presentan propiedades químicas similares.

- **Grupo IA o metales alcalinos**. Se caracterizan por presentar un electrón en su capa más externa (capa de valencia). Su notación es ns (n corresponde al número del nivel). Ejemplo: sodio (Z = 11) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

  Son blandos y su color es blanco plata. Tienen baja densidad, bajos puntos de fusión y ebullición, son buenos conductores del calor y la electricidad y reaccionan rápidamente al exponerlos al aire.

  Su gran reactividad química se debe a su baja energía de ionización y electronegatividad, su gran tamaño y su estructura electrónica (figura 38).

  Estos elementos no se encuentran libres en la naturaleza; cuando forman compuestos pierden su único electrón de valencia.

- **Grupo IIA o metales alcalinotérreos**. La distribución de los electrones en el nivel más externo corresponde a ns^2. Ejemplo: magnesio (Z = 12) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$. Son más duros que los del primer grupo; tienen las mismas propiedades metálicas, pero presentan mayor densidad y puntos de fusión y ebullición más elevados. Cuando forman compuestos pierden sus dos electrones de valencia. Su reactividad aumenta a medida que aumenta su tamaño. Del Ca hacia abajo reaccionan con el agua a temperatura ambiente. Se oxidan rápidamente con el aire para formar óxidos, hidróxidos o carbonatos, con excepción del Be y el Mg que forman una capa de óxido que protege el metal interior (figuras 39 y 40).

- **Grupo IIIA o elementos térreos**. Su notación más externa es $ns^2\ np^1$. Ejemplo: aluminio (Z = 13) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$.

  Su configuración externa los hace similares en algunos aspectos, pero en general presentan contrastes debido al pequeño tamaño del boro, a la aparición de los orbitales d en el galio y de los orbitales f en el indio.

MENTES BRILLANTES

Señala a qué grupo de la tabla periódica pertenecen los siguientes elementos y menciona algunas de sus aplicaciones más importantes: cobre (Cu), mercurio (Hg), aluminio (Al), platino (Pt) y titanio (Ti).



Figura 38. El potasio es un elemento que pertenece al grupo IA de la tabla periódica y reacciona violentamente con el agua.



Figura 39. Las estalactitas y estalagmitas son sales que contienen buenas cantidades de calcio o magnesio.



Figura 40. El magnesio arde con el aire y deja una ceniza blanca que corresponde al óxido de magnesio.

EJERCICIO

Menciona las propiedades físicas y químicas de los elementos del grupo de los halógenos.

- **Grupo IVA o familia del carbono**. Su notación externa es $ns^2\ np^2$. Ejemplo: carbono (Z = 6), $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$. Este grupo está constituido por carbono, silicio, germanio, estaño y plomo. El carbono es un no metal, el silicio en cambio siendo no metal, presenta propiedades eléctricas de semiconductor, el germanio es un metaloide y el estaño y el plomo tienen carácter metálico.
- **Grupo VA o familia del nitrógeno**. La distribución de su nivel más externo es $ns^2\ np^3$. Ejemplo: nitrógeno (Z = 7), $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. Todos los elementos de este grupo con excepción del nitrógeno, son sólidos a temperatura ambiente. El nitrógeno existe en forma de moléculas de N_2. El fósforo y el arsénico forman moléculas tetraatómicas P_4 y As_4.
- **Grupo VIA o familia del oxígeno**. La notación de su nivel externo es $ns^2\ np^4$. Ejemplo: azufre (Z = 16), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (figura 41). Este grupo está conformado por el oxígeno, el azufre, el selenio, el teluro y el polonio. El oxígeno posee propiedades muy diferentes a los demás elementos del grupo.

  Una característica de este grupo es alcanzar un estado de oxidación (2^-) al ganar dos electrones y conseguir configuración de gas noble.
- **Grupo VIIA o familia de los halógenos**. Su distribución electrónica externa es $ns^2\ np^5$. Ejemplo: cloro (Z = 17), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ (figura 42).

  Este grupo está conformado por el flúor, el cloro, el bromo y el yodo. Con excepción de los gases nobles, los halógenos tienen las energías de ionización más elevadas, en consecuencia son los elementos más electronegativos.

  Los halógenos reaccionan fácilmente con los metales formando sales.
- **Grupo VIIIA, gases nobles o inertes**. Tienen completo su nivel más externo; todos tienen ocho electrones en su último nivel de energía excepto el helio que tiene dos electrones. El helio se halla en este grupo porque el único nivel que contiene se encuentra completo.

  La notación del nivel más externo para este grupo es $ns^2\ np^6$. Ejemplo: argón (Z = 18), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (figura 43). Se caracterizan por su poca reactividad química por la razón anotada anteriormente. Se hallan al final de cada período en la tabla periódica. Existen como átomos simples en todos los estados físicos; difícilmente forman moléculas. Los pocos compuestos que se conocen de los gases nobles son fluoruros y óxidos de xenón y kriptón.



Figura 41. El azufre es un elemento que se encuentra en forma nativa en las cercanías de los volcanes.



Figura 42. El cloro es un elemento empleado en la industria de los detergentes.



Figura 43. En los avisos luminosos se utilizan diferentes gases nobles. El argón genera una luz roja y el neón, azul.

 © Santillana

3.2.3 Ventajas de la tabla periódica moderna

Esta organización periódica tiene muchas ventajas sobre las anteriores:

- De izquierda a derecha en un período las propiedades físicas cambian de metal a no metal, mientras que de arriba hacia abajo en un grupo principal los elementos aumentan su carácter metálico (figura 44).
- Todos los elementos de los subgrupos son metales.
- Los grupos de elementos similares son fáciles de localizar, así, por ejemplo: los no metales se localizan en el extremo superior derecho de la tabla, los metales ligeros se localizan en la parte superior izquierda, los metales pesados están en la parte inferior central de la tabla, los metales más activos se encuentran en la parte inferior izquierda, en los grupos IA, IIA y IIIB, y los no metales más activos se encuentran en el extremo derecho de la tabla en los grupos VA, VIA y VIIA.
- Los elementos de transición que son metales con más de una capacidad de combinación, se localizan en la parte central de la mitad inferior de la tabla, desde el grupo IIIB al VIII inclusive.
- Finalmente, las propiedades de un elemento pueden predecirse más fácilmente a partir de su posición en esta tabla que en las anteriores.



Figura 44. Los metales son buenos conductores del calor.

3.3 Algunas propiedades físicas y químicas de los elementos de la tabla periódica

Los elementos presentan propiedades según sea la posición que ocupen en la tabla periódica.



Figura 45. Los metales como el cobre son muy maleables propiedad que los hace ideales para la fabricación de implementos decorativos o de uso doméstico.

3.3.1 Metales

3.3.1.1 Localización en la tabla periódica

Los metales se encuentran localizados en la parte izquierda y en el centro de la tabla periódica. Están presentes en todos los grupos excepto en el VIIA y VIIIA. De los 118 elementos clasificados en la tabla periódica, un poco más de las tres cuartas partes son metales. En la actualidad, nuestra sociedad depende en gran parte de los metales (figura 45). Se cuenta con un gran número de aleaciones que tienen infinidad de usos (figura 46). También son indispensables para la vida del ser humano, por ejemplo, el hierro está en la hemoglobina y el calcio en los huesos (figura 47).



Figura 46. La principal aleación del hierro es el acero que es mucho más resistente a la corrosión.

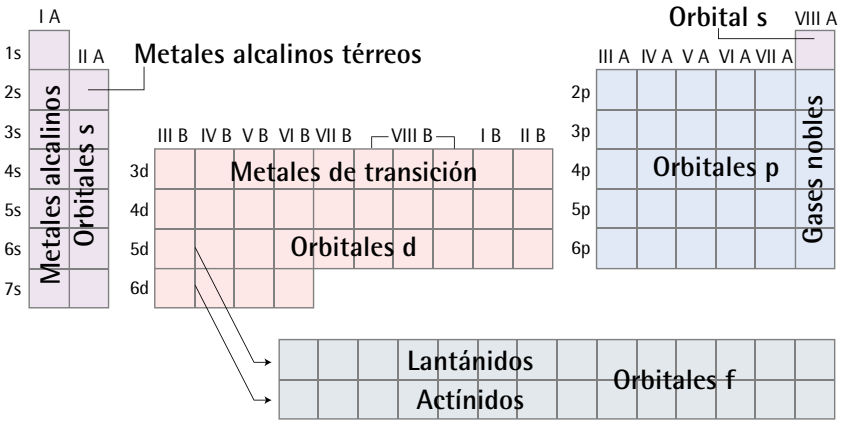


Figura 47. El esquema resalta la ubicación de los metales en la tabla periódica.

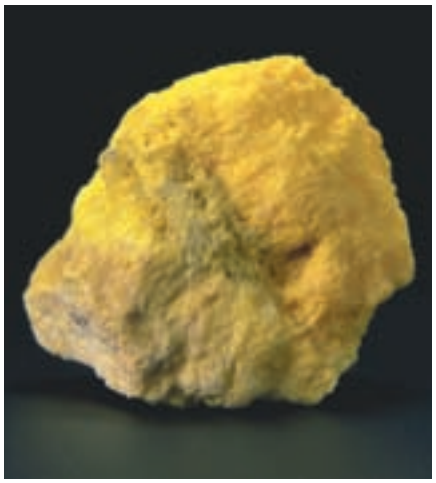


Figura 48. Los no metales como el azufre son malos conductores del calor y la electricidad.

3.3.1.2 Propiedades físicas

Los metales presentan algunas propiedades físicas comunes. Veamos.

- **Estado de agregación**. Los metales son sólidos a temperatura ambiente con excepción del mercurio que es líquido; el cesio, el galio y el francio tienen puntos de fusión muy bajos: 28,7 °C, 29,8 °C y 30 °C, respectivamente.
- **Conductividad**. Son buenos conductores de la energía calórica y eléctrica. Por ejemplo, los recipientes usados para cocinar son por lo general metálicos.
- **Apariencia**. Presentan un brillo característico llamado brillo metálico; éste sólo se aprecia cuando su superficie ha sido recientemente cortada o pulida, porque tienden a reaccionar de inmediato con el oxígeno del aire formando un óxido metálico opaco.
- **Ductilidad.** Se pueden convertir en hilos. Por ejemplo, el oro y la plata se usan en la elaboración de piezas de joyería.
- **Maleabilidad**. Se pueden extender fácilmente en láminas. Por ejemplo, las láminas de aluminio se emplean en construcción.
- **Elasticidad y tenacidad**. En general los metales son elásticos y presentan resistencia a la ruptura; por eso los metales se emplean en la elaboración de materiales que deben soportar gran tensión, como las varillas para la construcción.
- **Color**. El color en la mayoría de metales es parecido al de la plata, es decir, son argentíferos (plateados) a excepción del cobre que es rojo y el oro que es amarillo.

3.3.1.3 Propiedades químicas

- **Propiedades periódicas**. Los metales retienen débilmente los electrones de la capa más externa (capa de valencia), por ello los pierden en una reacción química.
- **Reactividad**. La mayoría de los metales reaccionan con los no metales, principalmente con el oxígeno para formar óxido y con los halógenos formando halogenuros. El grado de reactividad varía tanto para los elementos de un grupo como para los de diferente grupo. Por ejemplo, el litio y el sodio pertenecen al grupo IA, pero el sodio es mucho más reactivo; el calcio que pertenece al grupo IIA reacciona con más facilidad que el aluminio que pertenece al grupo IIIA.

3.3.2 No metales

Los no metales así como los metales cumplen funciones dentro del equilibrio que debe presentarse para la existencia de la vida en nuestro planeta. Así, por ejemplo, el oxígeno es indispensable para la respiración y el carbono constituye una parte fundamental dentro de la estructura de los seres vivos.

3.3.2.1 Localización en la tabla periódica

Los no metales se encuentran situados en la parte derecha de la tabla periódica; difieren de los metales, tanto por sus propiedades físicas como por sus propiedades químicas.

En la naturaleza se pueden encontrar unidos a los metales o a otros no metales para formar una amplia gama de compuestos. También se pueden encontrar libres en estado natural como el azufre (figura 48).

EJERCICIO

Menciona las propiedades físicas del mercurio (Hg).

 © Santillana

3.3.2.2 Propiedades físicas

Los no metales tienen propiedades físicas y químicas variadas. A continuación, se presentan algunas de estas.

- **Estado físico**: a temperatura ambiente pueden ser sólidos como el carbono, líquidos como el bromo y gaseosos como el oxígeno (figura 49).
- **Apariencia**: presentan variedad de colores. Por ejemplo: el bromo es rojo, el azufre es amarillo y otros son incoloros como el nitrógeno. No presentan brillo metálico.
- **Densidad**: por lo general es menor que la de los metales.
- **Conductibidad térmica y eléctrica**: son malos conductores del calor y de la electricidad, por ello se emplean como aislantes de la electricidad y del calor.
- **Ductilidad y maleabilidad**: no son dúctiles ni maleables; no se pueden convertir en láminas ni hilos, son duros pero cuando se les golpea se fragmentan con facilidad, es decir, son muy quebradizos.
- **Alotropía**: son formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado físico. Por ejemplo, el oxígeno gaseoso se puede presentar como molécula diatómica, O_2, y molécula triatómica, O_3, conocida como ozono. En los dos casos se trata de alótropos del oxígeno. Los sólidos no metálicos también pueden presentar el fenómeno de la alotropía. Los átomos de los alótropos sólidos se encuentran dispuestos en diferentes formas geométricas. Por ejemplo, el carbono comúnmente presenta dos formas alotrópicas: el diamante (tetraédrica) y el grafito (hexagonal).

	F	Cl	Br	I
Aspecto a temperatura ambiente	Gas	Gas	Líquido	Sólido
Fórmula molecular	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Punto de fusión, °C	−218	−101	−7	113
Punto de ebullición, °C	−188	−34	59	184

Figura 49. Propiedades físicas de los elementos del grupo VIIA.

3.3.2.3 Propiedades químicas

Los no metales presentan propiedades químicas comunes.

- **Propiedades periódicas**: retienen con fuerza los electrones de la capa externa (electrones de valencia) y tienden a atraer los electrones de otros elementos durante una reacción química.
- **Electrones en la capa externa o de valencia**: tienen en su capa de valencia cuatro electrones o más, por ejemplo, los elementos del grupo IVA tienen cuatro electrones y los del VIA, seis electrones.
- **Reactividad**: la facilidad con que los no metales reaccionan con otros elementos es variable; algunos son muy reactivos, por ejemplo el flúor y el oxígeno, pero otros prácticamente no se combinan con ningún otro elemento, estos son los gases nobles (grupo VIIIA). Los no metales pueden reaccionar con los metales o con otros no metales.

  El hidrógeno se localiza en el grupo IA, sin embargo, es un no metal; químicamente se comporta como los halógenos (grupo VIIA), se encuentra libre en la naturaleza, arde con mucha facilidad y reacciona con muchos metales y no metales.

  Muchos elementos no metálicos tales como el H_2 y el O_2 o elementos del grupo de los gases nobles, son gases a temperatura ambiente. Los que son sólidos se consideran aislantes; se combinan con el oxígeno para producir óxidos ácidos.



Figura 50. Jacob Berzelius (1779-1848) descubrió varios elementos entre ellos el torio, elemento radiactivo utilizado en la industria.

3.3.3 Elementos de transición

Son los elementos del grupo B, sus electrones de valencia se encuentran distribuidos en órbitas diferentes a las del grupo A. Tienen llenos o semillenos los orbitales **d**, están formados por ocho subgrupos y se hallan ubicados en el centro de la tabla periódica entre los grupos IIA y IIIA.

En la tabla se designan con **número romano** y la letra **B**. El número romano es el resultado de sumar los electrones de los últimos subniveles d y s del penúltimo y del último nivel respectivamente, si la suma es 3, 4, 5, 6 y 7 el grupo es IIIB, IVB, VB, VIB y VIIB, pero si el resultado de la suma es 8, 9 o 10, el grupo es el VIIIB, primera columna, segunda columna y tercera columna, respectivamente, y si la suma es 11 o 12, el grupo es IB o IIB, respectivamente.

El número del grupo no coincide con el número de electrones del nivel más externo. Ejemplo: cromo ($Z = 24$), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4$. Período: 4. Grupo: VIB.

La mayoría de las propiedades físicas de los elementos de transición dependen de la configuración electrónica.

3.3.4 Elementos de transición interna o tierras raras

Se hallan en la parte inferior de la tabla periódica. Se dividen en dos series:

- Los **lantánidos**. El descubrimiento de los elementos de las tierras raras es uno de los temas más importantes de la química.

  En 1794, **Gadolin** descubrió un nuevo mineral cerca de Estocolmo; encontró en él un óxido desconocido, una tierra que denominó itria y que después se halló en gran número de minerales. El mineral recibió el nombre de gadolinita.

  En 1803, **Klaproth** localizó otro óxido que se conoce como ceria, que es el óxido de un nuevo elemento llamado cerio. Este nombre proviene de Ceres, el primer asteroide descubierto dos años antes.

  En 1839, **Mosander** constató que una parte del cerio (lantana) se solubilizaba en ácido nítrico diluido y otra era insoluble (ceria). A partir de la lantana obtuvo una tierra de color rosado, la didimia, que era el óxido de didimio. Sin embargo, la didimia no era pura y Boisbaudran separó de ella la samaria (en honor de Samarsky), y en 1880, la gadolinia.

- Los **actínidos**. Los elementos de la familia de los actínidos son: torio, protoactinio, uranio y los diez elementos transuránicos (después del uranio) que son: neptunio, plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio y nobelio, todos ellos con propiedades radiactivas (figuras 50 y 51).

  Es muy curioso el origen del nombre de los elementos transuránicos. En general, derivan de los nombres de científicos famosos, de planetas o de lugares donde se descubrieron, por ejemplo:

  — **Neptunio**, se deriva del nombre del planeta Neptuno; fue descubierto por Mc Millan.

  — **Americio**, denominado así por Europa; fue descubierto por Seaborg.

  — **Curio**, recordando a Marie Curie, fue obtenido en 1944 por Seaborg.

  — **El einstenio** y **el fermio**, se obtuvieron en 1953, fueron nombrados así en honor de Albert Einstein y de Enrico Fermi.

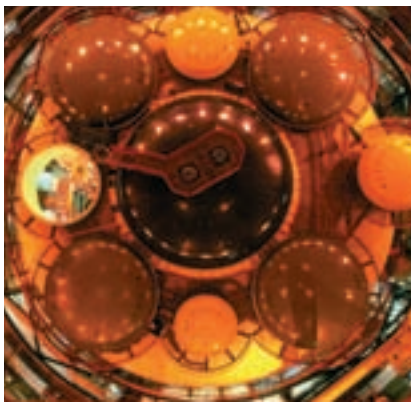


Figura 51. El uranio 235 se utiliza como combustible en los reactores nucleares.

 © Santillana

3.4 Algunas propiedades periódicas

Algunas propiedades de los elementos varían de manera regular por la posición que ocupan en la tabla periódica, a estas propiedades se les llama **propiedades periódicas**.

3.4.1 Radio atómico y radio iónico

El radio atómico

Como se puede deducir, los átomos son partículas tan diminutas que es imposible medirlos directamente. No obstante, los químicos han desarrollado técnicas que permiten estimar la distancia que hay entre los núcleos de dos átomos o dos iones contiguos. Si suponemos que el átomo tiene forma esférica, el radio atómico corresponde a la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos contiguos, tanto si se trata de un sólido metálico como de una molécula covalente.

En un mismo grupo o familia el radio atómico aumenta directamente con su número atómico y su número de niveles, por ejemplo: el potasio (Z = 19) tiene un radio atómico mayor que el litio (Z = 3) pero menor que el cesio (Z = 55), podemos concluir que en un grupo el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo (figura 52).

Por otra parte, se observa también que **el radio atómico decrece al desplazarnos hacia la derecha dentro de un período**. Esto es debido a que al no aumentar el número de niveles, los electrones que se incorporan a la estructura ocupan orbitales energéticamente muy próximos a los anteriores, y se ven atraídos con mayor fuerza por el núcleo, al ser mayor la carga nuclear. Debido a esta mayor fuerza de atracción se produce una disminución del tamaño del átomo. Si tenemos en cuenta esta variación a lo largo de los períodos y los grupos, el elemento con mayor radio atómico es el francio y el de menor radio el flúor.

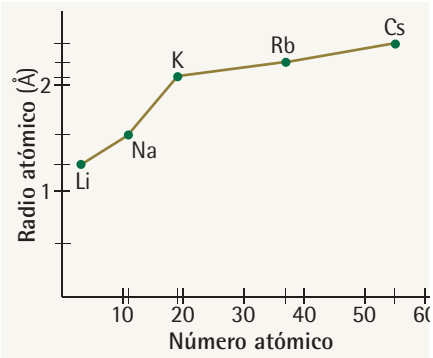


Figura 52. La ilustración indica la variación del radio atómico de los metales alcalinos en función del número atómico.

El radio iónico

Se define a partir de la estructura de los compuestos iónicos, de tal suerte que la suma de los radios iónicos es igual a la distancia que existe entre los núcleos. El radio del catión es menor que el radio atómico, siendo tanto menor la diferencia cuanto menor sea la carga positiva del ion. Por el contrario, el radio de los aniones es mayor que el radio atómico (figura 53).

Resumiendo se puede decir que:

- Cuando dos iones tienen la misma carga y pertenecen a elementos del mismo grupo, el radio iónico es mayor cuanto mayor es el número atómico.
- Cuando dos iones monoatómicos tienen el mismo número de electrones, el radio iónico menor corresponde al ion cuya carga nuclear es mayor.

  Observemos el siguiente ejemplo:

  Los iones K^{1+} y Ca^{2+} contienen el mismo número de electrones (18 en cada caso) y sus radios iónicos respectivos miden 1,33 y 0,99 Å. Como se puede ver, resulta menor el radio del ion calcio, debido a su mayor carga nuclear.

MENTES BRILLANTES

Con ayuda de la tabla periódica indica:

a) ¿Cómo es el tamaño del ion O^{2-} si se compara con el tamaño del átomo de Ne?

b) ¿Cómo es el tamaño del ion Na^{1+} si se compara con el tamaño del átomo de Ne?

	O	S	Se	Te
Aspecto a temperatura ambiente	Gas	Sólido	Sólido	Sólido
Fórmula molecular	O_2	S_2, S_4, S_6, S_8	Se_2, Se_8	Te_2, (Te_8?)
Punto de fusión, °C	−218,8	119,0	217	450
Punto de ebullición, °C	−183,0	444,6	685	1.087

Figura 53. Propiedades físicas de los elementos del grupo VIA.

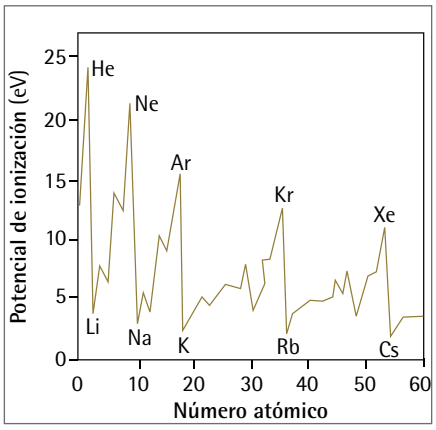


Figura 54. En cada período la energía de ionización presenta un valor mínimo para los elementos alcalinos y un valor máximo para los gases nobles.

3.4.2 Energía de ionización (Ei)

Es la mínima energía necesaria para liberar el electrón más externo de un átomo gaseoso en su estado neutro:

$$M_{(g)} + \text{energía} \longrightarrow M^+ + e^-$$

$M_{(g)}$ es el átomo gaseoso, M^+ el ion formado y e^- el electrón liberado.

La energía de ionización se mide en **electrón voltio** el cual se define como la cantidad de energía impartida a un electrón cuando es acelerado por medio de un potencial eléctrico de un voltio. Un electrón voltio es aproximadamente 100 kJ/mol. Numéricamente 1 eV = 96,5 kJ/mol

En un período, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha al aumentar el número atómico, alcanzando valores máximos en los gases nobles (figura 54). En un **grupo** o **familia**, la energía de ionización disminuye de arriba hacia abajo al aumentar el número atómico. Si la energía de ionización es elevada, la configuración electrónica es estable, tal como ocurre con los gases nobles. La energía de ionización influye en la formación del enlace químico y en las propiedades reductoras de los elementos químicos.

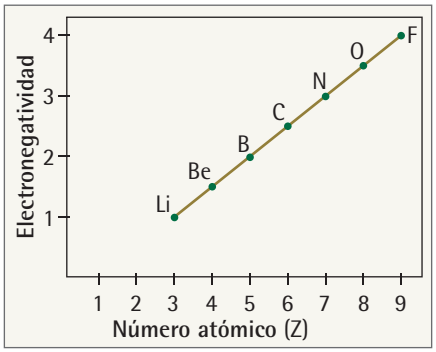


Figura 54. La gráfica ilustra la variación de la electronegatividad para los elementos del primer período.

3.4.3 Afinidad electrónica (AE)

Es la energía liberada cuando un electrón se agrega a un átomo gaseoso neutro. El proceso se representa:

$$X_{(g)} + 1e^- \longrightarrow X^-_{(g)} + AE$$

En los períodos, la afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha al aumentar el número atómico y en los **grupos**, los valores no varían notablemente, sin embargo, disminuye de arriba hacia abajo, cuando aumenta el número atómico. La importancia de esta propiedad radica en su utilidad para predecir el carácter oxidante de un elemento químico.

3.4.4 Electronegatividad

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a atraer electrones, cuando se forma un enlace químico. Es decir, mide la capacidad de un elemento para atraer hacia sí los electrones que lo enlazan con otro elemento. Los valores que corresponden a la electronegatividad de los elementos presentan variaciones regulares tanto en los grupos como en los períodos (figuras 55 y 56). La electronegatividad aumenta al desplazarnos hacia la derecha en la tabla periódica. Dentro de un mismo grupo disminuye a medida que aumenta el número atómico. Los átomos presentan una menor electronegatividad a medida que aumenta su tamaño.

Grupo I	Grupo IV	Grupo VI	Grupo VII
H: 2,1			
Li: 1,0	C: 2,5	O: 3,5	F: 4,0
Na: 0,9	Si: 1,8	S: 2,5	Cl: 3,0
K: 0,8	Ge: 1,8	Se: 2,4	Br: 2,8
Rb: 0,8	Sn: 1,8	Te: 2,1	I: 2,5
Fr: 0,7	Pb: 1,8	Po: 2,0	At: 2,2

Figura 56. La tabla muestra los valores para la electronegatividad de algunos elementos.

3.4.5 Carácter metálico

Al desplazarnos de izquierda a derecha por un período de la tabla periódica observamos que se produce una transición gradual en el carácter de los elementos. Si observamos por ejemplo el segundo período de la tabla periódica, veremos que se produce un cambio gradual en las propiedades de los elementos, desde el litio, típicamente metálico, hasta el flúor, cuyas propiedades son típicamente no metálicas.

En los períodos del cuarto al séptimo, llamados períodos largos, el intervalo para la transición metal-no metal es mayor. Así, en el cuarto período los dos primeros elementos, potasio y calcio, son metales; sin embargo, los elementos no metálicos no aparecen sino hasta el final del período.

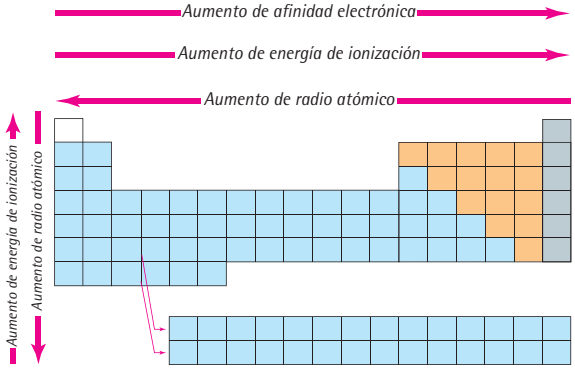
 © Santillana

Interpreta

1. En la tabla periódica, el arsénico ^{33}As tiene como vecinos más próximos los elementos cuyos números atómicos son: 15, 32, 34 y 51. ¿Cuáles de estos elementos presentan propiedades similares a las del arsénico? Justifica tu respuesta.

2. Teniendo en cuenta los siguientes iones: N^{-3}, O^{-2}, F^{-1}, Na^{+1} y Mg^{+2}:
   a) Responde, ¿qué características tienen en común?
   b) Dibuja un modelo que te permita representar adecuadamente la ubicación de sus electrones en los respectivos niveles de valencia.
   c) Ordena de manera ascendente los iones de acuerdo con su tamaño.

3. Utiliza la siguiente información sobre las propiedades periódicas de los elementos para responder las siguientes preguntas:



   a) ¿Por qué el radio atómico del sodio es menor que el del rubidio?
   b) ¿Por qué el selenio presenta mayor energía de ionización que el calcio?
   c) ¿Cuál de los siguientes elementos presenta menor energía de ionización: Bi, Ba, Re y Cs?
   d) ¿Cuál de los elementos del grupo IVA presenta menor afinidad electrónica?
   e) ¿Cuál de los elementos del grupo IIA es el más pequeño?

Argumenta

4. La construcción de la tabla periódica que conocemos en la actualidad es fruto de múltiples propuestas consolidadas a través de la historia. Mediante un esquema, explica algunas de estas propuestas justificando sus ventajas y desventajas en la organización periódica de los elementos químicos.

5. Al observar muestras de oxígeno y azufre puedes reconocer que son elementos con propiedades físicas diferentes: el primero es un gas incoloro y el segundo un sólido amarillo. Sin embargo, si analizas sus propiedades químicas puedes evidenciar similitudes entre ellos. ¿Por qué razones ocurre este fenómeno?

6. El aluminio es uno de los metales más utilizados en la industria para fabricar electrodomésticos.
   a) ¿Qué propiedades presenta este elemento para ser empleado en la construcción de aparatos?
   b) ¿Cuál es la configuración electrónica de este elemento?
   c) ¿En qué bloque s, p, d o f de la tabla periódica está ubicado? Justifica tu respuesta.

7. Los elementos conocidos como actínidos y lantánidos se encuentran ubicados en la parte inferior de la tabla periódica, bloque f.
   a) ¿Qué características generales presentan estos elementos?
   b) ¿Qué similitud existe en sus configuraciones electrónicas?
   c) ¿A qué períodos pertenecen estos elementos?

Propone

8. Imagina que eres un científico y has descubierto el elemento con Z = 120.
   a) ¿En qué lugar de la tabla periódica lo ubicarías?
   b) ¿Qué propiedades presentaría?
   c) ¿Qué nombre le asignarías?

9. Escribe qué opinas acerca de la afirmación "tanto en el universo, en el planeta Tierra, como en los seres vivos se encuentran los mismos elementos químicos". Justifica tu respuesta.

10. Responde las preguntas con base en las siguientes ecuaciones:

$$Ca + \text{energía} = Ca^{+2} + 2e^{-}$$

$$F + \text{electrón} = F^{-1} + \text{energía}$$

   a) ¿Qué propiedad periódica representa la primera ecuación? Justifica tu respuesta.
   b) ¿Por qué el calcio puede perder únicamente dos electrones?
   c) ¿Qué clase de ion forma este átomo al perder dos electrones y el flúor al ganar un electrón?
   d) ¿Qué propiedad periódica representa la segunda ecuación? Justifica tu respuesta.



Figura 57. Linus Pauling. Premio Nobel de Química en 1954. Se le conoce por sus aportes en el estudio de los enlaces químicos.

4. El enlace químico

Cuando dos o más átomos se unen forman una molécula, la cual, puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes. Surge entonces la pregunta:

¿Cómo se mantienen unidos los átomos?

Para responder a este interrogante, en este tema estudiaremos el modo en que se unen los átomos y la incidencia de esta unión en las propiedades que adquieren las sustancias químicas que originan.

4.1 ¿Qué mantiene unidos a los átomos?

La mayoría de los elementos forman compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro reaccionan entre sí formando la sal común o cloruro de sodio. Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado; este hecho demuestra la abundancia de sal en la naturaleza y la escasez de sodio y de cloro en estado libre (figura 57).

Se llama **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones y moléculas cuando forman distintas agrupaciones estables (figura 58).

4.1.1 Longitud de enlace y energía de enlace

La unión de dos átomos y la consecuente formación de un enlace es un proceso químico que va acompañado de cierta variación de energía potencial.

Al aproximarse dos átomos se pueden presentar dos situaciones:

- En la **primera situación**, las nubes electrónicas externas de los dos átomos se ven influenciadas mutuamente, lo que se traduce en un incremento de la fuerza de repulsión entre ambas a medida que la distancia disminuye. No se forma el enlace ya que no existe una distancia que permita la existencia de un estado estable. Este es el caso de los elementos del grupo VIIIA o gases nobles.
- En la **segunda situación** la energía potencial del sistema formado por los dos átomos decrece a medida que éstos se aproximan, al menos hasta cierta distancia. A partir de este momento, la energía potencial crece nuevamente cuando los átomos se aproximan.

  Existe entonces, una distancia **(d)** para la cual la energía es mínima y la estabilidad del sistema es máxima, lo que permite la formación de una molécula estable a partir de átomos aislados; dicha distancia se denomina **longitud de enlace** y suele expresarse en **angstrom (Å)**.

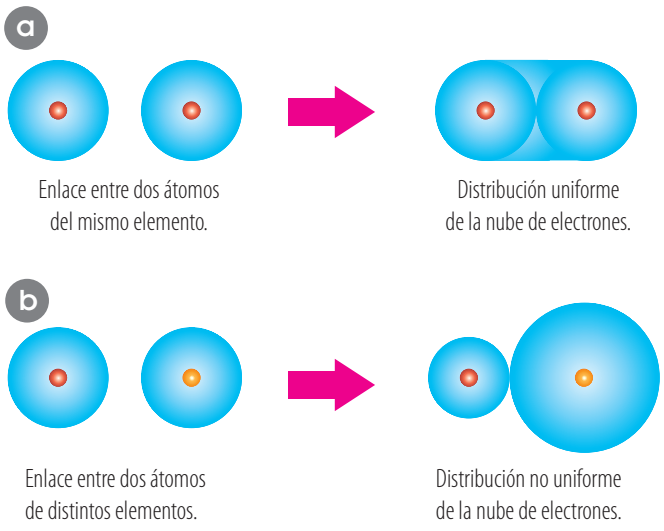


Figura 58. Formación de un enlace: a) entre átomos del mismo elemento y b) entre átomos de elementos distintos.

 © Santillana

En el proceso de formación de un enlace se desprende energía; de la misma forma, se requiere del suministro de una cantidad de energía igual o superior a la desprendida en la formación del enlace para separar los átomos que formaron el enlace. Podemos decir entonces, que la **energía de enlace (E_e)** (figura 59) es la cantidad de energía necesaria para romper el enlace entre dos átomos, separándolos a una distancia infinita. La energía de enlace se puede expresar en kilocalorías por mol (kcal/mol). Así, por ejemplo, la energía del enlace (H—O) es igual a 110 kcal/mol y la del enlace (H—C) es de 99,3 kcal/mol.

Es bueno aclarar que no todas las uniones teóricamente posibles entre átomos dan lugar a compuestos reales y estables, puesto que no siempre se dan las condiciones necesarias para ello.

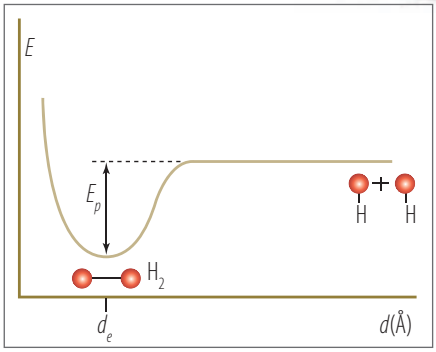


Figura 59. La energía de la molécula de hidrógeno es menor que la suma de las energías de los dos átomos que la forman. Esta diferencia de energías se conoce como energía de enlace.

4.1.2 Regla del octeto

Los gases nobles se encuentran en la naturaleza en forma atómica y no tienden a formar compuestos químicos. Esto ha hecho analizar la distribución de los electrones en los átomos de dichos elementos.

Como se ha comprobado, los átomos de los gases nobles se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos. La estabilidad de los gases nobles se asocia con la estructura electrónica de su última capa que queda completamente llena con ocho electrones.

Así se establece la **regla del octeto**, que permite explicar la formación de moléculas y compuestos químicos debido a la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo a ellos (completar con ocho electrones su última capa).

El octeto, ocho electrones de valencia, es una disposición electrónica muy estable que coincide con la de los gases nobles, que son elementos de una gran estabilidad.

Queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con dos electrones.

El hidrógeno tiene un electrón de valencia y le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del He.

En 1916, el alemán **A. Kössel** (1853-1927) y el norteamericano **Gilbert Lewis** (1875-1946), de forma independiente, fueron quienes sugirieron la teoría de que los compuestos químicos se pueden interpretar como consecuencia de la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo (figura 60).

Una manera sencilla de explicar que los átomos se unan para formar diversas sustancias es suponer que se combinan para alcanzar una estructura más estable. Por esto se puede considerar el enlace químico como un **incremento de estabilidad**.

La materia presenta aspectos y propiedades distintas por el tipo de átomos que la componen y por la forma de unión entre dichos átomos. La gran diversidad de sustancias puras que hay hace que sea difícil clasificarlas. No obstante, en función de cómo se realice el enlace químico podemos diferenciar tres grandes grupos: sustancias iónicas, sustancias covalentes y sustancias metálicas, según tengan **enlace iónico, enlace covalente** o **enlace metálico**.

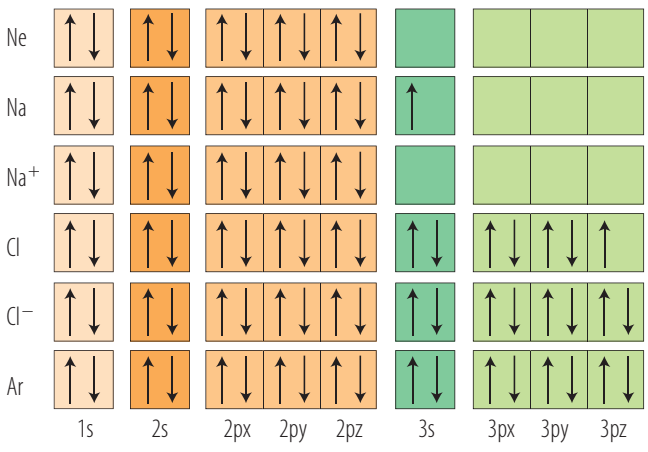


Figura 60. Configuración electrónica de los átomos de neón, sodio, cloro y argón, y de los iones sodio y cloruro.

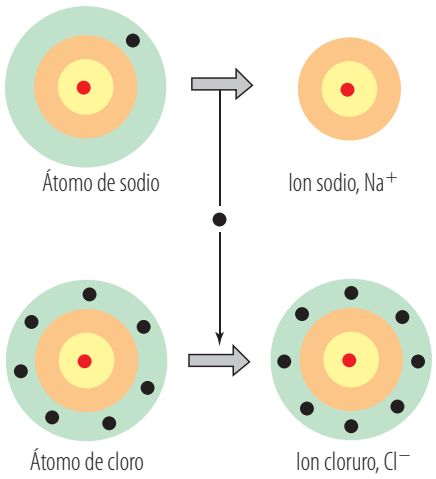


Figura 61. Enlace entre el ion Na^+ y el ion Cl^-.

4.2 El enlace iónico

La máxima estabilidad para un átomo se consigue cuando este adquiere la configuración del gas noble más próximo. Por ello, cuando les es posible, los átomos captan o ceden electrones a fin de conseguir su estabilidad. Como consecuencia resultan unas partículas que reciben el nombre de **iones**.

Un ion es la partícula que se obtiene cuando un átomo o un grupo de átomos capta o cede electrones con objeto de adquirir la configuración de un gas noble (figura 61). Si un átomo gana electrones queda cargado negativamente, y si los cede queda cargado positivamente. Por consiguiente, existen dos tipos de iones:

- **Anión** o ion cargado negativamente.
- **Catión** o ion cargado positivamente.

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento o los elementos y un superíndice colocado a la derecha indicando el número de cargas eléctricas y su signo. Por ejemplo, el ion sodio se representa como Na^{1+}; el ion sulfuro es S^{2-}, el ion amonio es NH_4^{1+}; el ion carbonato es CO_3^{2-}, etc.

El **enlace iónico** consiste en la unión de iones con cargas de signo contrario, mediante fuerzas de tipo electrostático.

4.2.1 Formación de compuestos iónicos

Cuando reaccionan elementos muy electronegativos (con mucha tendencia a ganar electrones) con elementos muy electropositivos (con tendencia a perder electrones), tiene lugar este tipo de enlace.

Kössel, mediante experiencias, determinó que los compuestos como el cloruro de sodio o sal común se caracterizan por un tipo de enlace químico llamado enlace iónico. En el proceso de formación del NaCl podemos distinguir las siguientes etapas:

1. El átomo de sodio ($Z = 11$; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$) tiene un electrón en su nivel de valencia, mientras que el átomo de cloro ($Z = 17$; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$) tiene siete electrones en dicho nivel. Cuando un átomo de sodio se encuentra en las proximidades de un átomo de cloro, cede su electrón de valencia y se convierte en un ion positivo y el de cloro se convierte en un ion negativo (figura 62).

$$Na - 1\ e^- \longrightarrow Na^+ \qquad\qquad Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$

2. El proceso de cesión de un electrón del átomo de sodio al de cloro se repite con muchos pares de átomos de sodio y cloro, porque en una reacción real intervienen incontables pares.
3. Una vez formados los iones, para aumentar las atracciones entre los iones de distinto signo y reducir al mínimo las repulsiones entre iones de igual signo, los iones Na^+ y Cl^- se colocan de forma ordenada, constituyendo una red cristalina (figura 62).
4. Los iones situados en la red cristalina están unidos por fuerzas de tipo electrostático que mantienen la estabilidad del compuesto. En los compuestos iónicos no existen moléculas propiamente dichas, sino agregados de iones en la proporción indicada por su fórmula, los cuales constituyen la red cristalina. La ruptura de esta red, por fusión, disolución, requiere del aporte de energía.

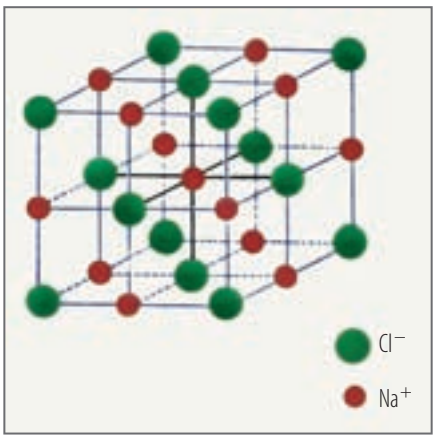


Figura 62. Red cristalina de cloruro de sodio.

 © Santillana

4.2.2 Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza.

Esta estructura confiere a todos ellos unas propiedades características, entre las que se destacan:

- **Son sólidos a temperatura ambiente**. Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son rígidos y funden a temperaturas elevadas.
- **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos**. Debido a que los sólidos que intervienen en el enlace están situados en los iones sin poderse mover dentro de la red, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Por el contrario, cuando se disuelven o funden, dejan iones libres que pueden transportar la corriente eléctrica.
- **Tienen altos puntos de fusión**. En general son superiores a 400 °C debido a la fuerte atracción entre los iones. Estos puntos son más altos cuanto mayor sea la carga de sus iones y menor sea su volumen. Por ello se pueden usar como material refractario.
- **Son duros pero frágiles**, pues un ligero desplazamiento en el cristal desordena la red cristalina enfrentando iones de igual carga, lo que produce fuertes repulsiones y, como consecuencia de ello, la ruptura del cristal.
- **Ofrecen mucha resistencia a la dilatación**, propiedad que indica expansión. Porque esta supone un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares o iónicas.
- **Son muy solubles en agua y en otros disolventes polares**. Cada ion del compuesto iónico atrae al polo de carga opuesta del disolvente y forma con él un pequeño enlace (débil) que libera una energía llamada de **solvatación** (**energía de hidratación**, si es agua el disolvente).

  Si esta energía de solvatación es mayor que la energía que mantiene unidos los iones en el cristal, el disolvente rompe el enlace iónico y el compuesto se disuelve. Los iones quedan separados y rodeados de moléculas de disolvente (**solvatados**) (figura 63).
- **Presentan gran diferencia de electronegatividad**. Entre más grande sea la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el compuesto, mayor será la atracción electrostática y más iónico será el enlace. Aproximadamente, si hay una diferencia de electronegatividad mayor de 1,7, se genera un enlace iónico.

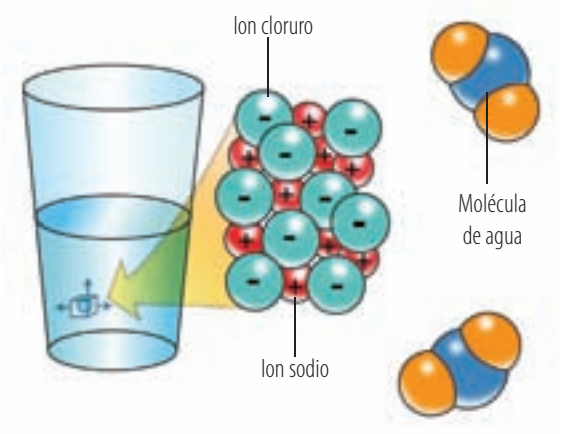


Figura 63. Las moléculas de agua, al interponerse entre los iones de sal, producen su disolución.

EJEMPLOS

Electronegatividad del Na = 0,93

Electronegatividad del Cl = 3,16

Diferencia de electronegatividad = 3,16 − 0,93 = 2,23

(mayor de 1,7, entonces el enlace es iónico).

EJERCICIO

Empleando un procedimiento similar al del ejemplo, indica cómo se formaría el enlace entre el magnesio (Mg) y el cloro (Cl). ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante?

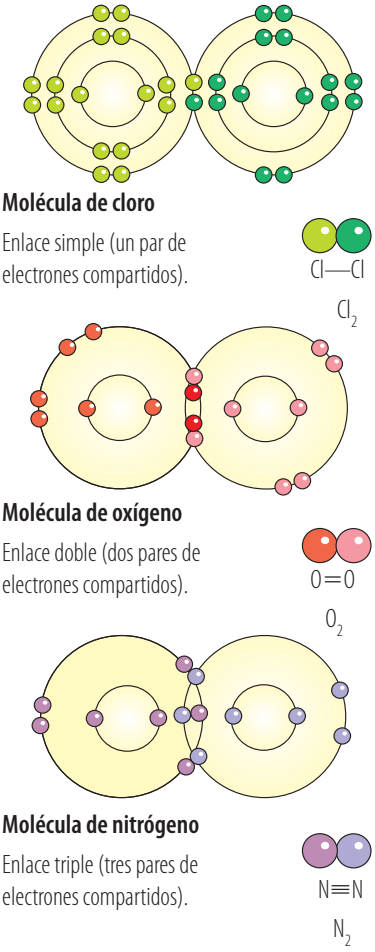


Figura 64. Representación de la formación de enlaces covalentes sencillo, doble y triple.

EJERCICIO

Indica mediante la representación de Lewis la formación del enlace entre:

a) El K y el Cl.

b) El N y el H.

4.3 El enlace covalente

El enlace entre átomos iguales o entre átomos que difieren poco en el carácter electronegativo no quedan explicados mediante el enlace iónico. Para explicar la formación de sustancias tales como Cl_2, H_2, NH_3, …, **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946), físico y químico norteamericano, sugirió en 1916 que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble compartiendo pares de electrones. Los enlaces que mantiene unidos a sus átomos para formar las moléculas se llaman **enlaces covalentes** y las sustancias obtenidas, **sustancias covalentes**.

4.3.1 Formación de sustancias covalentes

El enlace covalente consiste en la unión de átomos al compartir uno o varios pares de electrones. Por ejemplo, cuando se forma la molécula de hidrógeno H_2, cada átomo de H (con un electrón de valencia) se une a otro átomo de hidrógeno y sólo a uno para formar la molécula diatómica H_2. Es evidente que, siendo totalmente iguales los dos átomos, no puede suponerse que uno de ellos arranque el electrón al otro para conseguir la estructura electrónica del gas noble más próximo (He). Es más lógico suponer que ambos átomos comparten sus dos electrones, actuando dicho par de electrones como unión entre los dos átomos y consiguiendo así la estructura de gas noble.

4.3.2 Representación de un enlace covalente

Cuando intentamos representar un enlace o construir fórmulas de compuestos es de mucha utilidad la notación propuesta por Lewis. De acuerdo con este modelo, se escribe el símbolo del elemento y a su alrededor se coloca un punto (•) por cada electrón que exista en el último nivel de energía del átomo. Cada par de electrones compartidos se considera un enlace y se puede representar por una línea que une los dos átomos.

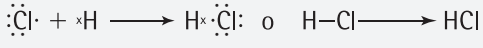
4.3.3 Clases de enlaces covalentes

4.3.3.1 Enlaces covalentes múltiples

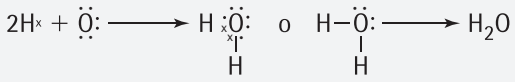
Cuando los átomos que intervienen en el enlace requieren solamente un electrón para completar su configuración de gas noble y por lo tanto, comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo), decimos que se forma un enlace covalente sencillo. Presentan este tipo de enlace las moléculas de flúor (F_2), F—F; cloro (Cl_2), Cl—Cl y bromo (Br_2) (figura 64).

EJEMPLOS

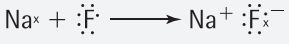
1. **Representación de Lewis para el enlace formado por el hidrógeno y el cloro.**



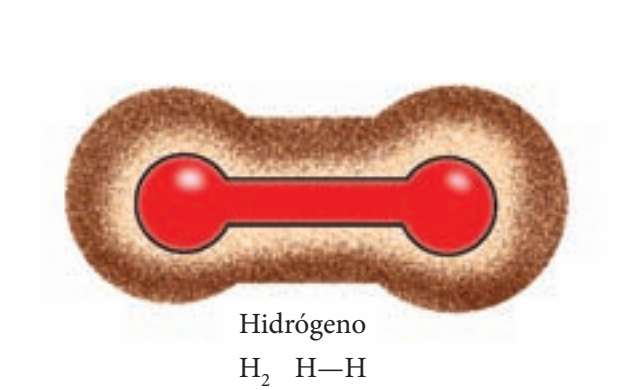
2. **Representación de Lewis para la molécula de agua.**



3. **La representación de Lewis se puede emplear también para ilustrar la transferencia de electrones que ocurre cuando se forma un enlace iónico.**

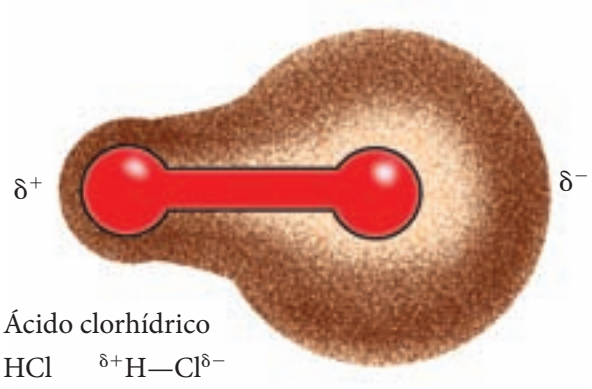


 © Santillana



Hidrógeno
H_2 H—H

Figura 65. Enlace covalente apolar.



Ácido clorhídrico
HCl $^{\delta+}H—Cl^{\delta-}$

Figura 66. Enlace covalente polar.

Sin embargo, es muy frecuente también que algunos átomos para saturar su capacidad de enlace tengan que compartir más de un par de electrones. Esta situación conduce a la formación del **enlace covalente múltiple**. Así, si los pares compartidos son dos, se obtiene un **enlace doble** y si los pares compartidos son tres, se obtiene un **enlace triple** (figura 64).

$$:\ddot{O}: + :\ddot{O}: \longrightarrow :\ddot{O}::\ddot{O}: \quad \text{o bien } O=O \text{ enlace doble}$$

$$:N\vdots + :N\vdots \longrightarrow :N\vdots\vdots N: \quad \text{o bien } N\equiv N \text{ enlace triple}$$

4.3.3.2 Enlace covalente polar y apolar

Enlace covalente apolar

Cuando las moléculas están formadas por átomos iguales, las moléculas no presentan diferencias en su electronegatividad, por lo cual son conocidas como moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos en estas moléculas son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad (figura 65). Es el caso de las moléculas de cloro (Cl_2), hidrógeno (H_2), etc. En estas moléculas se establece un enlace covalente apolar.

Enlace covalente polar

Cuando los átomos que se enlazan tienen una electronegatividad diferente, en la molécula se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo positivo y uno negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad será el polo negativo y la de menor electronegatividad será el polo positivo. A este tipo de molécula la llamamos polares y el enlace correspondiente, enlace covalente polar (figura 66). El agua (H_2O) (figura 67), el dióxido de carbono (CO_2), el ácido clorhídrico (HCl) y la totalidad de los compuestos orgánicos están formados por átomos de naturaleza diferente unidos por enlace covalente. Muchos de ellos con una elevada polaridad.

Observemos la siguiente representación para el caso de la molécula de HCl:

$$HCl \longrightarrow H^{+\delta}—Cl^{-\delta}$$

En el esquema se indican las cargas parciales (positiva y negativa) más no se representa la carga de cada ion. Recordemos que el átomo de cloro es mucho más electronegativo (3,1) que el hidrógeno (2,2); por lo tanto, se presenta un desplazamiento de cargas desde el átomo menos electronegativo (H) hasta el más electronegativo (Cl). Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos comprometidos en el enlace, mayor será el carácter polar del mismo.

EJERCICIO

1. En el enlace covalente, ¿existen moléculas o iones? Explica tu respuesta.
2. Representa mediante la notación de Lewis, los enlaces que se presentan en las siguientes moléculas: cloro, Cl_2; bromo, Br_2; metano, CH_4 y fluoruro de hidrógeno, HF.



Figura 67. La polaridad de los enlaces O—H le confiere al agua propiedades únicas, por ejemplo, su gran capacidad como disolvente.



Figura 68. El tipo de enlace del grafito posibilita que el lápiz deje sobre el papel una fina capa al escribir.

4.3.3.3 Enlace covalente coordinado

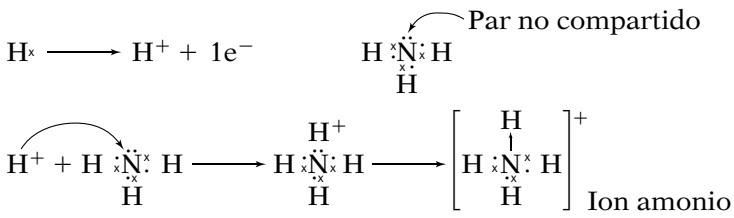
Este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina **dador** y el que lo recibe, **receptor**.

El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno.

Un ejemplo de enlace coordinado lo tenemos cuando se forma el catión amonio, NH_4^+, a partir del amoniaco, NH_3, y del ion de hidrógeno, H^+. Este enlace se lleva a cabo porque el nitrógeno tiene un par de electrones libres, los cuales puede compartir con el hidrogenion (H^+).

El hidrogenion resulta de extraer el único electrón que posee el átomo de hidrógeno; es decir, que el ion (H^+) quedó con capacidad para aceptar un par de electrones que en este caso provienen del átomo de nitrógeno y como consecuencia se formará un nuevo enlace en el cual los electrones provienen únicamente del nitrógeno.

Una forma de representar este fenómeno es la siguiente:



Un caso similar ocurre cuando una molécula de agua reacciona con un H^+ para formar el ion hidronio (H_3O^{1+}).

4.3.4 Propiedades de las sustancias covalentes

Las sustancias covalentes en general se caracterizan porque:

- Tienen **bajos puntos de fusión y de ebullición**.
- Cuando se trata de cuerpos sólidos, **son relativamente blandos y malos conductores del calor y de la electricidad** (figura 68).
- **Son bastante estables y de escasa reactividad** (el enlace covalente es fuerte y supone configuración electrónica de gas noble).
- **Algunos sólidos covalentes carecen de unidades moleculares**. El diamante carece de moléculas y está constituido por una gran cantidad de átomos iguales unidos mediante enlaces covalentes en las tres direcciones del espacio formando una red cristalina (figura 69). Estos enlaces son extraordinariamente fuertes, por esto las sustancias que los poseen son muy duras y tienen un punto de fusión elevado.
- Presentan baja diferencia de electronegatividad y en algunos casos es igual a cero. Por ejemplo, la diferencia es menor de 1,7 en el agua.

  Electronegatividad del H = 2,20

  Electronegatividad del O = 3,44

  Diferencia de electronegatividad = 3,44 − 2,20 = 1,24. Como la diferencia de electronegatividad es menor de 1,7, se deduce que el compuesto presenta enlace covalente polar.

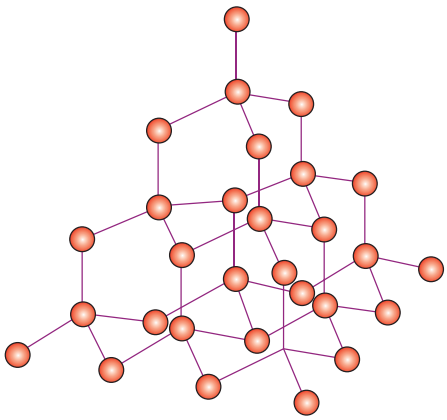


Figura 69. Estructura del diamante.

 © Santillana

4.4 Sólidos metálicos

Los metales tienen propiedades totalmente diferentes de las demás sustancias.

4.4.1 Naturaleza de las fuerzas de unión en los metales

Los átomos de los metales se caracterizan por tener pocos electrones en su último nivel, llamado también **nivel de valencia**. Como consecuencia, **no es posible la formación de moléculas** ya que los átomos no disponen de suficientes electrones en su capa externa para que la molécula cumpla con la regla del octeto. La unión entre los átomos de un metal no es covalente. Pensemos por ejemplo en el átomo de potasio (K) que tiene un solo electrón en su último nivel, lo cual nos hace presumir que sería muy difícil que el potasio cumpla con la regla del octeto.

Tampoco es posible pensar en la formación de iones, puesto que al ser átomos de un mismo elemento, no es imaginable que un átomo de potasio gane un electrón a expensas de otro igual a él. Por tanto, tampoco el enlace iónico permite explicar la unión existente entre los átomos de un metal.

Necesitamos pues, un modelo diferente que permita explicar el enlace existente entre átomos de un metal. Este modelo postula que los metales están formados por una red cristalina de iones metálicos; es decir, un sólido donde todos los átomos están fijos, excepto los electrones del nivel externo, los cuales pueden desplazarse fácilmente, aunque no con absoluta libertad, ya que existe una interacción entre ellos y los núcleos atómicos de la red (figura 70).

Este razonamiento nos lleva a describir un metal como un enrejado de iones positivos colocados en los nudos de la red cristalina y sumergidos en un mar de electrones móviles.

En los enlaces covalentes moleculares, los electrones están situados de modo que determinan rígidamente las posiciones de los átomos, es decir, tienen un carácter direccional; los electrones tienden a permanecer concentrados en ciertas regiones del espacio molecular. En cambio, en los metales, los electrones están distribuidos casi uniformemente por todo el cristal.

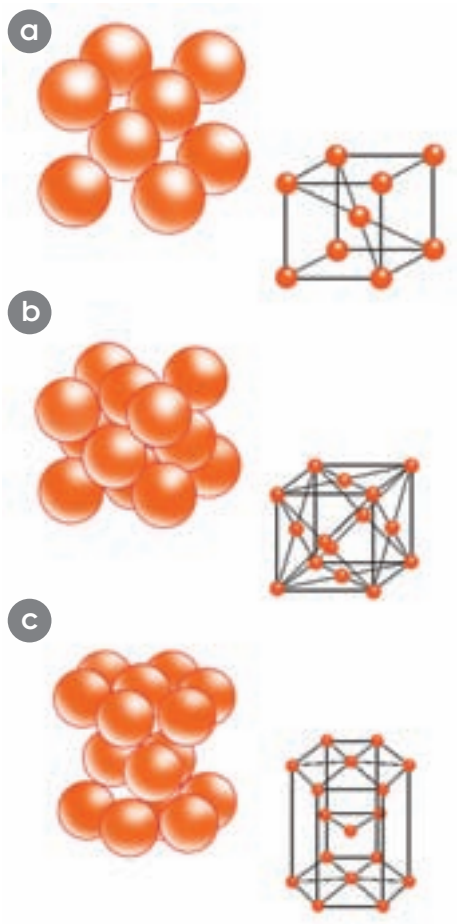


Figura 70. Redes cristalinas metálicas. a) red cúbica centrada en el cuerpo. b) red cúbica compacta, centrada en las caras. c) red hexagonal compacta.

4.4.2 Propiedades de los sólidos metálicos

Teniendo en cuenta el modelo anterior, podemos explicar muchas características específicas de los metales. Veamos.

- Los metales puedan ser **fácilmente deformados sin romper la estructura cristalina** (figura 71).
- Bajo presión, un plano de átomos puede resbalar sobre otro sin perder su estructura.
- Son **buenos conductores de la electricidad**, teniendo en cuenta que algunos electrones tienen libertad de movimiento a través del sólido.
- Tienen excelente conductividad térmica debida también a los electrones móviles. Los electrones que están en regiones de alta temperatura pueden adquirir grandes cantidades de energía; estos electrones se mueven rápidamente a través del metal y ceden parte de su energía para calentar la red cristalina de las regiones más frías.



Figura 71. La gran capacidad de los metales para ser moldeados depende en gran medida de su estructura de enlace.

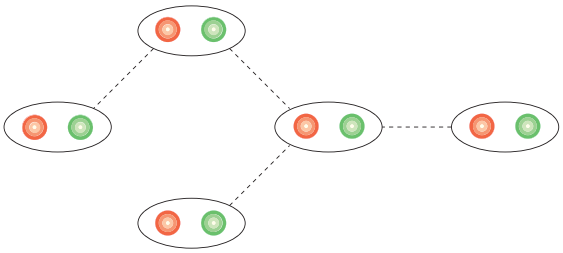


Figura 72. Representación de las interacciones dipolo-dipolo.

4.5 Fuerzas intermoleculares

Al describir la naturaleza del enlace covalente se ha dicho que los átomos comparten electrones con otros átomos, formando unidades perfectamente diferenciables llamadas moléculas. Los átomos de estas moléculas están unidos fuertemente por enlaces covalentes que determinan la reactividad química y por lo tanto, son responsables de sus propiedades químicas.

Existen también fuerzas de atracción entre las moléculas; estas fuerzas, conocidas como fuerzas intermoleculares, son muy débiles y son las responsables de las propiedades físicas de las sustancias moleculares.

Las principales fuerzas intermoleculares son: las **fuerzas dipolo-dipolo, los puentes de hidrógeno y las fuerzas de London**.

4.5.1 Interacciones dipolo-dipolo

Cuando las moléculas polares se aproximan, tienden a orientarse de tal manera que el polo positivo de una se dirige hacia el polo negativo de la otra, generando así, una atracción electrostática entre los dipolos.

Esta atracción es mucho más débil que la que ocurre entre iones de carga opuesta porque los dipolos son sólo cargas parciales. Las moléculas están en continuo movimiento lo que impide que los dipolos se alinien perfectamente y que se presenten fuerzas repulsivas cuando se acercan dipolos de igual carga (figura 72).

Estas interacciones dipolares tienen apenas el 1% de la fuerza que se genera a través de un enlace iónico o covalente. El grado de interacción de los dipolos explica los puntos de fusión y ebullición, así como la presión de vapor de las sustancias polares; propiedades que tienden a tener valores más altos a medida que el tamaño de la molécula aumenta.

4.5.2 Interacciones por puentes de hidrógeno

Cuando el hidrógeno se une en forma covalente a átomos muy electronegativos y muy pequeños como el flúor, el oxígeno y el nitrógeno se genera una fuerza de atracción muy fuerte. La elevada electronegatividad del flúor (4,0), del oxígeno (3,5), del nitrógeno (3,0) y el pequeño tamaño del hidrógeno hacen que el desbalance de la carga sea grande, originándose así, un dipolo permanente.

De esta forma, resulta una molécula muy polar en la cual el hidrógeno se carga positivamente. Este extremo positivo del dipolo se puede aproximar bastante al extremo negativo de un dipolo vecino produciéndose una unión fuerte entre ellos conocida como puente de hidrógeno o enlace hidrógeno (figura 73). Este dipolo tiene una fuerza que varía entre el 5 y 10% de la fuerza que existe en un enlace covalente ordinario.

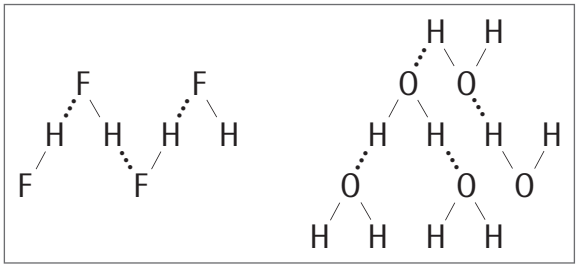


Figura 73. Algunas moléculas se atraen mediante puentes de hidrógeno.

 © Santillana

Los puentes de hidrógeno son los responsables de que el agua sea un líquido a temperatura ambiente, en vez de un gas, como también de la orientación de las moléculas de agua en el hielo, para dar una estructura cristalina muy abierta. Esta estructura abierta es la causa de que el hielo sea menos denso que el agua líquida (figura 74). Así mismo, las moléculas que están unidas por puentes de hidrógeno presentan puntos de fusión y ebullición más altos de lo esperado. Los puentes de hidrógeno también permiten explicar la elevada solubilidad de algunos líquidos como el agua y el alcohol etílico o el agua y el amoniaco (NH_3).



Figura 74. En el hielo coexisten las fuerzas generadas por los enlaces H—O y las fuerzas intermoleculares generadas entre moléculas por los puentes de hidrógeno.

4.5.3 Interacciones mediante las fuerzas de London

Así como las moléculas polares presentan algún tipo de fuerza intermolecular como las ya mencionadas, también las sustancias conformadas por moléculas no polares y los átomos que constituyen los gases nobles experimentan atracciones muy débiles llamadas fuerzas de London, cuyo origen se puede explicar recordando que los electrones de una molécula se mantienen en movimiento continuo, por lo tanto, en cualquier momento puede presentarse un desequilibrio en la distribución de la carga de la molécula. Esto quiere decir que la molécula se autopolariza momentáneamente debido a la distribución desigual de su carga eléctrica.

El extremo positivo del dipolo atraerá entonces a los electrones de un átomo vecino generando un momento dipolar momentáneo en la otra molécula. Estos pequeños dipolos inducidos de esta manera son los responsables de que las moléculas no polares se atraigan mutuamente. Debido a su corta duración son interacciones muy débiles, pero lo suficientemente reales para explicar algunas propiedades físicas de estas sustancias.

Las fuerzas de London dependen de varios factores, entre otros, del número de electrones, el tamaño molecular y la forma molecular. Mientras mayor sea el tamaño de la molécula y por lo tanto el peso molecular, mayor será la polarización de las nubes electrónicas involucradas; por esta razón, las fuerzas de London crecen.

Puesto que estas fuerzas se deben a la polarización de las nubes electrónicas, se encuentran presentes en todo tipo de sustancias (figura 75). Todas la sustancias gaseosas no polares, incluyendo los gases nobles, se pueden licuar gracias a las fuerzas de London.



Figura 75. El yodo está formado por moléculas apolares entre las que se dan fuerzas de London.

4.5.4 Interacciones por atracciones ion-dipolo

Los iones de una sustancia pueden interactuar con los polos de las moléculas covalentes polares. Así, el polo negativo de una molécula atrae al ion positivo y el polo positivo interactúa con el ion negativo; las partes de cada molécula se unen por fuerzas de atracción de carga opuesta (figura 76). Por ejemplo, en el proceso de disolución del cloruro de sodio (NaCl) en agua, cada ion Na^{1+} se rodea de varias moléculas de agua por el polo negativo (polo−) y cada ion Cl^- se rodea de varias moléculas de agua por el polo positivo (polo+).

Se dice entonces que estos iones están solvatados o hidratados siempre y cuando el solvente usado sea el agua.

Generalmente las sales iónicas con cationes de carga (+1) son fácilmente solubles en agua, pero las que tienen iones polivalentes (carga superior a +1) son insolubles o poco solubles, pues la interacción ion-dipolo no puede romper la red cristalina.

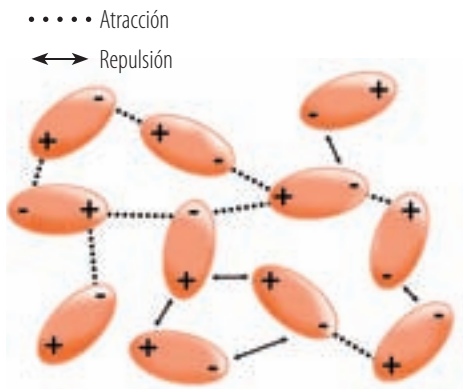


Figura 76. La hidratación de los compuestos iónicos se ve facilitada por las interacciones ion-dipolo.

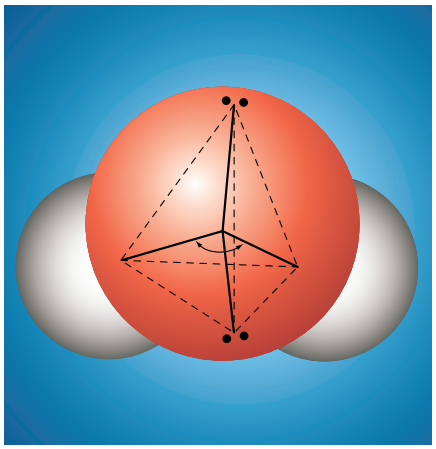


Figura 77. Forma geométrica en una molécula de agua. Nótese el ángulo de 104,5° entre los átomos de hidrógeno.

4.6 Arquitectura molecular: formas geométricas de las moléculas

Las propiedades de las moléculas quedan determinadas en primer lugar por los tipos de enlace presentes en ellas y en segundo lugar por su arquitectura molecular. Se entiende por arquitectura molecular la forma geométrica de la molécula.

Recordemos que los orbitales atómicos tienen formas geométricas determinadas y cuando se forman los orbitales moleculares estos presentan orientaciones espaciales con direcciones concretas. Esta orientación influye notoriamente en la forma tridimensional que adoptan algunas moléculas. A medida que aumenta el número de átomos en la molécula aumenta también el número de formas que podría adoptar la molécula.

- **Moléculas angulares**. Vamos a utilizar la molécula del agua (H_2O) para ilustrar este primer caso. Las representaciones orbitales de los enlaces del H_2O sugieren que dos orbitales (p) del oxígeno participan en el enlace, mientras que dos orbitales (1s) lo hacen por parte del hidrógeno. Si la distribución espacial persiste después de haberse formado los enlaces, la molécula de agua debería ser angular, con un ángulo próximo a 90°. Sin embargo, la cercanía de estos orbitales genera una ligera repulsión que hace que dicho ángulo sea superior a este valor ubicándose cerca de 104,5°. En general se puede afirmar que un átomo divalente con dos orbitales (p) como orbitales de valencia forma una molécula angular (figura 76).
- **Moléculas piramidales.** El nitrógeno es un átomo trivalente, esto quiere decir, que cuando este átomo forma enlaces, intervienen sus tres orbitales atómicos (p). Si suponemos una reacción con el hidrógeno éste aportaría su único orbital (s), lo cual significa que se necesitan tres átomos de hidrógeno para saturar la capacidad de enlace del nitrógeno. Una vez formado el enlace entre estos dos átomos debemos esperar que la molécula de amoniaco (NH_3) adopte una forma piramidal de base triangular con ángulos de enlace que deberían estar próximos a 90°. Sin embargo, nuevamente tal como se explicó en el caso anterior estos orbitales se reorientan espacialmente para vencer las fuerzas de repulsión generadas entre sus orbitales moleculares, ubicándose en posiciones energéticamente más estables; al hacerlo, sus ángulos de enlace varían ligeramente hasta tomar un valor de 107°. En general, se puede afirmar que un átomo trivalente con tres orbitales (p) como orbitales de valencia forma una molécula piramidal.
- **Moléculas tetraédricas**. El átomo de carbono resulta un caso especial. Al observar su distribución electrónica externa, $2s^2\ 2px^1\ 2py^1$ hace preveer un número de valencia igual a (2), lo cual querría decir que sus moléculas deben ser de tipo angular; sin embargo, por un proceso conocido con el nombre de hibridación (mezcla de orbitales s y p) amplía su capacidad de enlace a (4), de tal suerte que presenta una distribución electrónica del tipo $2s^1\ 2px^1\ 2py^1\ 2pz^1$. Esto además de permitir la formación de cuatro enlaces covalentes, facilita energéticamente la estabilidad de las moléculas (figura 78).

  Cuantos más átomos y enlaces se involucren en una molécula mucho más compleja resultará su estructura molecular.

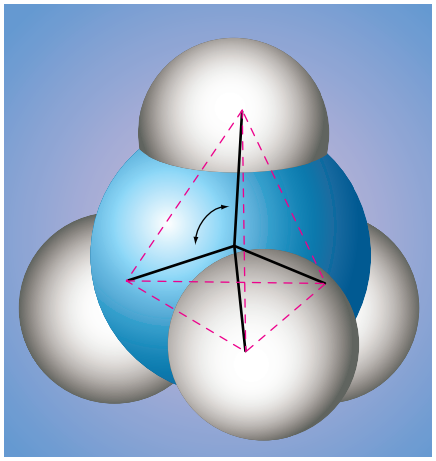


Figura 78. Molécula tetraédrica para el metano (CH_4). Nótese el ángulo de 109 grados entre los enlaces C—H.

 © Santillana

Interpreta

1. Define los siguientes términos y establece relaciones entre ellos:

   a) Átomos

   b) Elementos

   c) Moléculas

   d) Compuestos

   e) Fuerzas intramoleculares

   f) Fuerzas intermoleculares

   g) Configuración electrónica

   h) Enlace químico

2. Justifica, por medio de un modelo, los fundamentos del enlace químico que diferencian el enlace iónico del covalente.

3. Escribe la estructura de Lewis y determina si las siguientes sustancias son iónicas o moleculares.

   a) BCl_3 b) $SrCl_2$ c) $SnCl_4$ d) CaS

4. Organiza los siguientes enlaces en orden de polaridad creciente:

   a) B—Cl b) Be—Cl c) Ba—Cl d) Cl—Cl

5. Identifica el número de electrones ganados y perdidos por los átomos en los siguientes compuestos:

   a) $CaCl_2$ b) MgF_2 c) KCl

6. Con base en las respuestas del punto anterior, identifica los aniones y los cationes presentes.

7. La molécula de tetracloruro de carbono (CCl_4) es apolar y la molécula del agua (H_2O) es polar. Explica, a partir de la estructura molecular, la razón por la cual presentan esta característica.

8. Identifica el tipo de enlace presente en los siguientes compuestos:

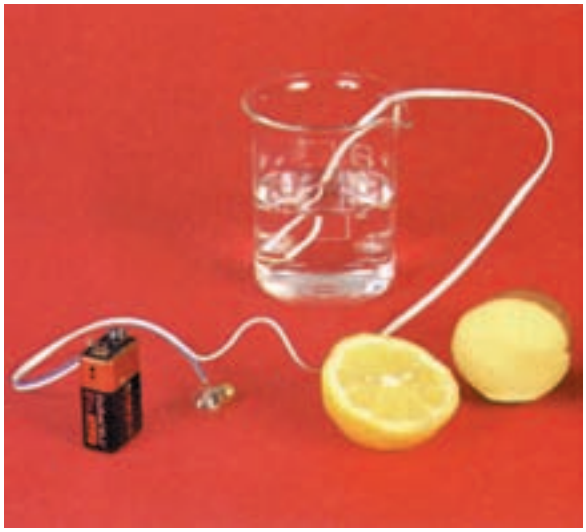
   a) RbCl b) NO_2 c) BeF_2 d) SO_3

9. Las sustancias que utilizamos diariamente y que constituyen el universo están formadas por átomos que están unidos entre sí. Los elementos se enlazan unos con otros para formar miles de compuestos. ¿Por qué los enlaces químicos se forman únicamente entre determinados elementos?

10. Las minas de los lápices que utilizas están formadas por una clase de carbono denominado grafito, el cual presenta enlaces covalentes puros. Sin embargo, es un excelente conductor de electricidad. Explica esta propiedad del carbono.

Argumenta

11. En la fotografía se observan algunas sustancias como agua con sal, limón y papa, las cuales permiten el paso de la corriente eléctrica.



   a) ¿Qué características tienen en común para permitir el paso de la corriente?

   b) Explica el fenómeno teniendo en cuenta el tipo de enlace que presenta cada una de las sustancias.

12. Gilbert N. Lewis realizó destacadas contribuciones a la química. Una de ellas consiste en las representaciones de los enlaces químicos, cuyas fórmulas llevan su nombre. Teniendo en cuenta los principios de estas representaciones, explica la estructura de la molécula del ácido nítrico.

Propone

13. ¿Qué procedimientos emplearías para determinar el tipo de enlace que presenta un compuesto?

14. El cloro es un gas verde-amarilloso de olor irritante, tóxico y el sodio es un metal plateado y blando que reacciona con el oxígeno fácilmente. Si estos dos elementos se unen, se presenta una reacción violenta y se forma un sólido estable que se llama cloruro de sodio (sal de cocina).

   a) ¿Crees que la sal formada tiene las mismas propiedades de los elementos que la conforman?

   b) ¿Qué sucede con los átomos cuando se forma el nuevo compuesto?

   c) ¿Por qué son empleadas las sales de cloro en el tratamiento del agua en las piscinas?

Actividades

Verifica conceptos

1 Escribe en el paréntesis la letra correspondiente a la descripción de cada modelo:

( ) Modelo atómico de Thomson

( ) Modelo atómico de Rutherford

( ) Modelo de Bohr

( ) Leucipo y Demócrito

( ) Primera teoría atómica

A. Los átomos son indivisibles e indestructibles.

B. Los electrones se mueven alrededor del núcleo en órbitas definidas.

C. La parte positiva del átomo se halla distribuida uniformemente y los electrones se encuentran incrustados en ella.

D. El núcleo es positivo y en él se encuentra la mayor parte de la masa del átomo.

E. La materia está constituida por pequeñas partículas a las que llamaron átomos.

2 Completa la información de la siguiente tabla, relacionada con las partículas fundamentales de la materia. Responde las preguntas:

Partícula	Carga	Masa
Protón (p^+)		
Neutrón (n^0)		
Electrón (e^-)		

a) ¿Qué relación puedes establecer entre la carga y la masa de cada partícula?

b) ¿Qué partículas se encuentran en el núcleo?

c) ¿Cuál partícula posee la mayor masa?

3 Determina la falsedad o la certeza de los siguientes enunciados escribiendo una F, si es falso o una V, si es verdadero.

☐ Rutherford descubrió la existencia del núcleo del átomo.

☐ Los rayos catódicos se caracterizan por presentar masa pero no carga.

☐ Los espectros fueron determinantes para que Bohr considerara la presencia de electrones.

☐ Bohr planteó la existencia de las órbitas en el átomo.

Marca con una ✗ la respuesta correcta en las preguntas 4 y 5.

4 Al bombardear con partículas alfa las láminas delgadas de oro, Rutherford pudo demostrar que prácticamente toda la masa de un átomo está concentrada en una zona que denominó:

a) Periferia

b) Niveles de energía

c) Orbitales

d) Subniveles de energía

5 Las líneas producidas por un espectro llevaron a establecer la existencia de unas zonas muy importantes en el átomo. Bohr denominó estas zonas como:

a) Órbitas b) Subniveles de energía

c) Orbitales d) Niveles de energía

Analiza y resuelve

6 En el año 380 a.C. Demócrito postuló que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas llamadas *átomos*. Por esta misma época, Platón y Aristóteles plantearon lo contrario: que la materia era algo continuo, que siempre se podrá dividir en partes más pequeñas hasta el infinito. Teniendo en cuenta los modelos atómicos, ¿cuál de estos planteamientos es verdadero?

7 El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos con un dispositivo llamado *tubo de rayos catódicos*, que consiste en un tubo de vidrio provisto de electrodos, herméticamente soldados en los extremos y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica.

a) ¿Qué partículas atómicas se descubrieron con este experimento?

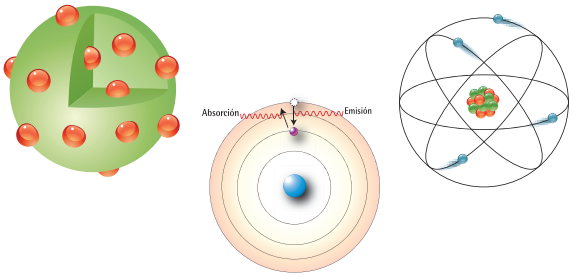
b) ¿Por qué los rayos catódicos poseen partículas de carga negativa?

c) ¿Qué diferencias existen entre el ánodo y el cátodo?

 © Santillana

Problemas básicos

8 Observa los siguientes dibujos relacionados con los modelos atómicos y responde las preguntas:



a) ¿Cuál dibujo representa el modelo atómico de Bohr? Justifica tu respuesta.

b) ¿Cuál dibujo representa el modelo atómico de Thomson? Justifica tu respuesta.

c) ¿Cuál dibujo representa el modelo atómico de Rutherford? Justifica tu respuesta.

9 Existen tres isótopos naturales del potasio ^{39}K, ^{40}K y ^{41}K. Con la información de la tabla determina el porcentaje de abundancia para el ^{40}K, la masa del isótopo ^{41}K y la masa del K.

Isótopo	Masa atómica	Porcentaje de abundancia
^{39}K	38,9637	93,5281
^{40}K	39,9639	?
^{41}K	?	6,7302

10 Determina para el isótopo $^{107}_{47}Ag$:

a) Número atómico

b) Número de neutrones

c) Número de electrones

d) Número de masa

11 El cloro en la naturaleza presenta dos isótopos: ^{35}Cl y ^{37}Cl. Consulta sus porcentajes de abundancia y sus masas atómicas, y determina la masa atómica promedio de este elemento.

12 Determina el número de átomos o moléculas presentes en:

a) 5 moles de CO_2

b) 250 g de Ca

c) 1,23 moles de $C_6H_{12}O_6$

d) 5,48 moles de Al

e) 1 kg de C

Problemas de profundización

13 El 26 de abril de 1986, hubo una gran explosión en la planta de energía de Chernóbil, Ucrania. Como resultado cerca de ocho toneladas de material fueron liberadas y esparcidas en la atmósfera. Los desechos incluían una mezcla de sustancias, la mayoría radiactivas. Una de estas sustancias radiactivas fue el estroncio 90.

En la tabla periódica puedes observar que el estroncio está ubicado en el grupo IIA, debajo del calcio. Los elementos de este grupo presentan propiedades químicas similares. Así el estroncio puede tomar el lugar del calcio en las reacciones químicas.

a) ¿Por qué el estroncio es radiactivo?

b) ¿Cuáles fueron las consecuencias de la liberación del estroncio 90?

c) ¿Cómo afecta la radiación a la naturaleza?

d) ¿Por qué se usan algunos isótopos radiactivos en la medicina y en la industria?

e) En la actualidad, todavía se evidencian las consecuencias de la catástrofe de Chernóbil. ¿Cuáles? Cita al menos dos de ellos.

f) ¿Qué otros tipos de radiación son perjudiciales para los seres vivos y los recursos naturales?



Actividades

Verifica conceptos

1 Establece la falsedad o la verdad de los siguientes enunciados. Escribe F o V, según corresponda:

- ☐ El científico Maxwell, en 1865, estableció que la luz era una onda electromagnética.
- ☐ Existen elementos químicos que presentan el mismo espectro electromagnético.
- ☐ Arnold Sommerfeld estableció que las órbitas del átomo presentan forma elíptica.
- ☐ Max Planck estableció que la energía se emite o se absorbe en cantidades discretas, a las que llamó *cuantos*.
- ☐ El número cuántico principal describe la forma de los orbitales.

2 Establece diferencias entre:

a) El principio de exclusión de Pauli y el principio de Aufbau. Da un ejemplo para cada caso.

b) La regla de Hund y el diagrama de orbitales. Da un ejemplo para cada caso.

c) Niveles, subniveles y orbitales.

d) Número cuántico principal y número cuántico secundario.

e) Número cuántico magnético y número cuántico de espín.

3 Completa los siguientes enunciados con el término adecuado.

a) La zona donde hay mayor probabilidad de encontrar un electrón se denomina _____.

b) Los _____ se refieren a la cantidad discreta y discontinua de energía que puede emitir o absorber un electrón.

c) El científico _____ considera al electrón con un comportamiento dual, es decir, como onda y como partícula.

d) Albert Einstein utilizó la teoría cuántica de Planck para explicar el _____.

e) El científico_____ describió el comportamiento del electrón en términos probabilísticos.

Analiza y resuelve

4 Los fuegos artificiales emiten colores como rojo, amarillo, verde, dependiendo de las frecuencias características del metal que se calienta.
Explica este fenómeno con base en la teoría atómica.

5 Responde: ¿cuál ha sido la utilidad de la espectroscopia en la construcción de los modelos atómicos?

6 Explica ¿por qué los elementos químicos se pueden identificar mediante el análisis de su espectro electromagnético.

7 Realiza las configuraciones electrónicas y el diagrama de espines para los siguientes elementos: tungsteno (W), platino (Pt), telurio (Te), molibdeno (Mo), oxígeno (O) y francio (Fr).

¿Qué información presenta la configuración electrónica con relación a las propiedades de las sustancias?

8 En su estado natural, los átomos presentan el mismo número de protones y de electrones, es decir, el átomo es eléctricamente neutro. Pero, si un átomo gana o pierde electrones, deja de ser neutro y adquiere una carga positiva o negativa. Los iones positivos se denominan *cationes* y los negativos se llaman *aniones*.
Observa los dibujos y contesta las siguientes preguntas:

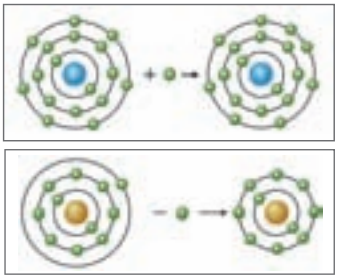
a) ¿Cuántos electrones posee el cloro, en estado neutro?

b) ¿Por qué el átomo de cloro, al adquirir un electrón, forma el ion Cl^{-1}?

c) ¿Cuántos electrones posee el átomo de sodio en estado neutro?

d) ¿Por qué el átomo de sodio, al perder un electrón, forma el ion Na^{+1}?

e) ¿Qué diferencias existen entre un catión, un anión y un átomo neutro?



 © Santillana

Problemas básicos

9 Establece los números cuánticos principal, secundario, magnético y de espín para los elementos cuya configuración electrónica aparece a continuación, a partir del número n de mayor valor:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

e) $1s^2$

10 Realiza las configuraciones electrónicas para los elementos de número atómico:

a) 56 b) 15 c) 42 d) 9 e) 80

11 El número de electrones que pueden existir en cada orbital es:

s^2 p^6 d^{10} f^{14}

12 Explica el fundamento teórico para que cada orbital pueda albergar un número máximo de electrones.

13 Realiza el diagrama de espines para los siguientes elementos, teniendo en cuenta la regla de Hund.

a) Fósforo (P)

b) Bario (Ba)

c) Cobalto (Co)

d) Argón (Ar)

e) Mercurio (Hg)

Problemas de profundización

14 Observa los siguientes diagramas de espines. Deduce el número atómico de cada elemento y su configuración electrónica:

a) ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↓
1s 2s 2p 2p

b) ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↓
1s 2s 2p 2p 2p 3s

c) ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↓
1s 2s 2p 2p 2p 3s 3p

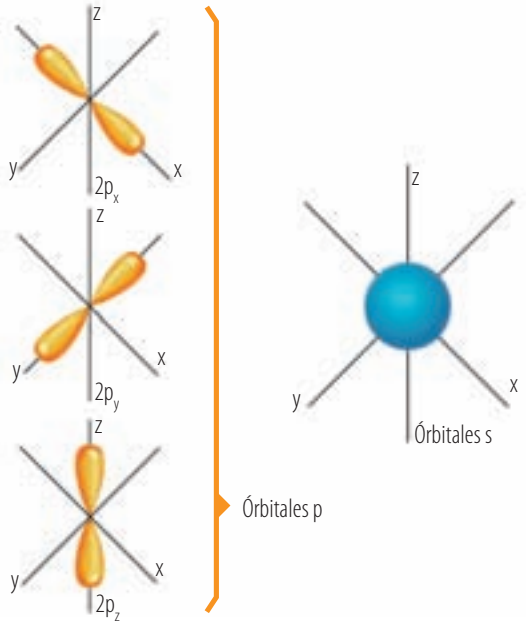
15 Averigua sobre otras partículas atómicas fundamentales, diferentes a los protones, los neutrones y los electrones, que constituyen la materia. ¿Cuáles son sus características?

16 Responde: ¿qué relación puedes establecer entre los aportes realizados por Louis de Broglie y Erwin Schrodinger sobre la constitución de la materia?

17 Mediante un esquema, maqueta o modelo, explica el principio de incertidumbre de Heisemberg. ¿Con qué situaciones de la vida diaria se puede comparar este principio?

18 Explica: ¿cómo influye el concepto de onda electromagnética en la construcción del modelo atómico actual?

19 Observa la forma de los orbitales s y p en los siguientes dibujos. Luego, contesta las preguntas.



a) ¿Qué diferencias existen entre los orbitales s y p?

b) ¿Cómo interpretas las formas de estos orbitales?

c) ¿Qué experimentos se hicieron para establecer las formas de estos orbitales?

20 A los orbitales se les asignaron las letras s, p, d y f para explicar la organización interna del átomo.

a) ¿Cuál es el origen de estas letras?

b) ¿Qué relación existe entre estas líneas y las líneas espectrales?

c) ¿Qué relación existe entre un espectro electromagnético y el efecto fotoeléctrico?

Actividades

Verifica conceptos

1. Explica, utilizando algunas series de elementos químicos:
   a) Las tríadas de Döbereiner
   b) Las octavas de Newlands
   c) La tabla de Mendeleiev
   d) La tabla periódica moderna

2. Los elementos químicos se clasifican en metales, no metales y semimetales.
   a) ¿Cuáles son las principales características de esos elementos?
   b) ¿Para qué se utilizan en la industria? Menciona tres ejemplos para cada caso.
   c) ¿Por qué los elementos de un mismo grupo o período presentan propiedades similares?

3. Menciona algunas propiedades físicas y químicas de los elementos que conforman los siguientes grupos de la tabla periódica y completa la información de la tabla.

Grupo	Propiedades físicas	Propiedades químicas
		Poseen siete electrones de valencia.
IA		
	Se encuentran en estado gaseoso y son muy estables.	
VIIIB		
IIIB		
		Poseen cuatro electrones de valencia.

4. Responde: ¿qué utilidad tiene para la ciencia la organización de los elementos en la tabla periódica?

5. Hacia el siglo XIX, ya se había descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos actualmente, sin embargo, no se encontraban organizados en el sistema periódico de los elementos. Actualmente se conocen 118. ¿Crees que en el universo se encuentran los mismos elementos químicos que en la Tierra y en los seres vivos? Explica por qué.

Analiza y resuelve

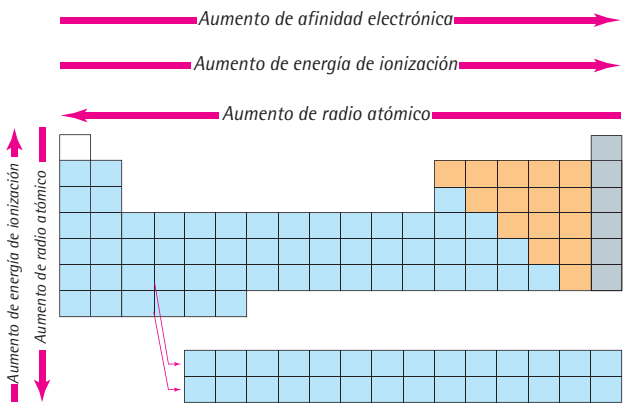
6. La mayoría de los metales reaccionan con los no metales, principalmente con el oxígeno para formar óxidos y con los halógenos para formar halogenuros. ¿De qué depende la reactividad de los elementos químicos?

7. Los elementos metálicos y no metálicos contribuyen al equilibrio de la naturaleza y de los seres vivos. ¿Cuáles elementos constituyen la atmósfera, el suelo y la hidrosfera? Justifica tu respuesta.

8. Explica: ¿qué propiedades periódicas se expresan en las siguientes ecuaciones?
   a) Potasio + energía $\longrightarrow K^{+1}$
   b) Flúor + electrón $\longrightarrow F^{-1}$ + energía
   c) Bario + energía $\longrightarrow Ba^{+2}$
   d) Oxígeno + $2e^{-} \longrightarrow O^{-2}$

9. En el esquema de la tabla periódica explica cómo es la variación de las siguiente propiedades periódicas:
   a) Afinidad electrónica
   b) Electronegatividad
   c) Potencial o energía de ionización
   d) Radio o tamaño atómico
   e) Carácter metálico

10. Responde:
    a) ¿Por qué los elementos de la parte derecha de la tabla son los más electronegativos?
    b) ¿Por qué los elementos del grupo VIIIA no presentan electronegatividad, energía de ionización, ni afinidad electrónica?



 © Santillana

Problemas básicos

11 Completa la información de la siguiente tabla:

Configuración	Grupo	Período
	VIIB	3
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$		
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 3d^1$		
	IA	7
	IIIB	5
	VIA	2

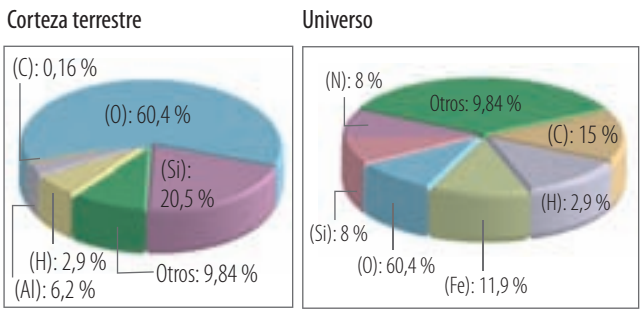
12 Realiza la configuración electrónica de los elementos del grupo IA y compara el número de electrones del último nivel de energía.

a) ¿Qué presentan en común? Justifica tu respuesta.

b) ¿Qué relación puedes establecer entre el número de los grupos de la tabla periódica y el número de electrones de valencia de los elementos que los conforman?

c) ¿Qué clase de iones forman para cumplir la ley del octeto?

13 Observa la siguiente gráfica sobre las abundancias relativas de los elementos que constituyen la corteza terrestre y el universo.



a) ¿Qué elementos comunes con el universo se encuentran en la corteza terrestre?

b) ¿Cómo es la abundancia de oxígeno en la corteza comparada con la del universo?

c) ¿Qué elementos diferencian la composición de estos dos sitios?

d) Si los seres vivos que habitan la Tierra necesitan del oxígeno presente en la atmósfera y disuelto en el agua, ¿habrá posibilidad de vida en otros sitios del universo? Justifica tu respuesta.

e) ¿Cuáles son los elementos que constituyen los seres vivos? Menciona algunas propiedades físicas de cada uno de ellos.

Problemas de profundización

14 Existen dos formas alotrópicas del fósforo: el rojo que es un polvo no cristalino y el blanco que es sólido cristalino y ceroso. ¿Podrían existir otras formas alotrópicas del fósforo que aún no se han descubierto? Justifica tu respuesta.

15 Teniendo en cuenta la variación de las propiedades periódicas en un grupo y en un período, explica las siguientes afirmaciones:

a) El átomo de menor tamaño del grupo IA es el hidrógeno.

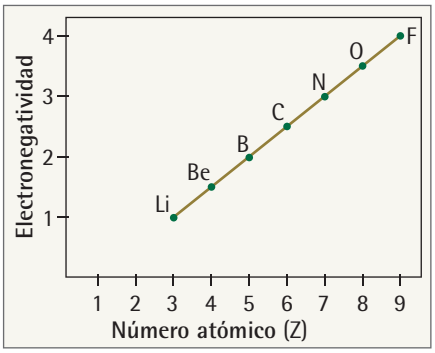
b) El elemento más electronegativo es el flúor.

c) El elemento de menor afinidad electrónica del período 3 es el sodio.

d) El fósforo presenta mayor energía de ionización que el silicio.

e) La electronegatividad del cloro es mayor que la del aluminio.

16 Observa la gráfica y contesta las siguientes preguntas:



a) ¿Qué relación existe entre la electronegatividad y el número atómico?

b) ¿Por qué la electronegatividad aumenta en un período de izquierda a derecha, y disminuye en un grupo de arriba hacia abajo?

17 El titanio es uno de los elementos que se utiliza para hacer implantes odontológicos. ¿Qué propiedades presenta el titanio para ser utilizado en esta rama de la medicina?

Actividades

Verifica conceptos

1 Determina cuáles de las siguientes propiedades se presentan en los compuestos iónicos:

a) Son sólidos a temperatura ambiente.

b) Tienen bajos puntos de fusión y de ebullición.

c) Son duros pero frágiles.

d) Son muy solubles en agua.

e) Son malos conductores de la electricidad.

2 Establece algunas diferencias entre:

a) Puentes de hidrógeno y fuerzas de London.

b) Atracciones ion-dipolo y dipolo-dipolo.

c) Catión y anión.

d) Moléculas angulares y moléculas piramidales.

e) Enlace covalente y enlace iónico.

3 Escribe dentro del paréntesis la letra correspondiente a cada definición:

( ) Agua

( ) Ley del octeto

( ) CO_2

( ) Cl_2

( ) H y He

( ) Sales

A. Grupo VIA.

B. Molécula no polar.

C. Ocho electrones en el nivel de valencia.

D. Excepciones de la regla del octeto.

E. Molécula polar.

F. Sustancias conductoras de la electricidad.

G. Presenta dos enlaces covalentes dobles.

H. Elementos con seis electrones de valencia.

4 Las propiedades de las moléculas se determinan por los tipos de enlace y la geometría molecular. ¿En qué se diferencian las moléculas angulares, piramidales y tetraédricas? Escribe tus respuestas en el siguiente cuadro.

Forma molecular	Ángulo	Ejemplo
Angular		
Piramidal		
Tetraédrica		

Analiza y resuelve

5 Las sustancias que utilizamos diariamente y que constituyen el universo están formadas por átomos que están unidos entre sí. Los elementos se enlazan unos con otros para formar miles de compuestos. ¿Por qué los enlaces químicos se forman únicamente entre determinados elementos?

6 Un grupo de estudiantes está realizando un trabajo sobre sustancias de uso cotidiano que conduzcan la corriente eléctrica. ¿Qué tipo de sustancias les sugerirías? Justifica tu respuesta.

Problemas básicos

7 Indica qué tipo de enlace se presenta entre los siguientes elementos.

a) Cl y H

b) N y N

c) F y Li

d) Ba y S

e) O y O

8 Completa la información de la siguiente tabla teniendo en cuenta el tipo de enlace que presenta cada sustancia.

Fórmula	Puntos de ebullición y de fusión	Conductor de la electricidad
NaBr	Altos	Sí
CCl_4		
CaO		
KF		
SO_3		

 © Santillana

9 Realiza las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias:

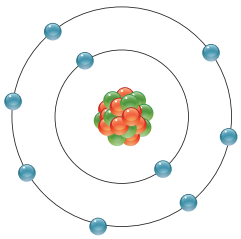
a) H_2S
b) $HClO_4$
c) CBr_4
d) Ar
e) K^{1+}

10 Utiliza los valores de la electronegatividad para predecir el tipo de enlace que se presenta entre los siguientes elementos:

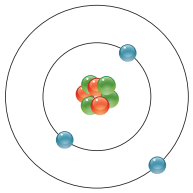
a) Rb y Cl
b) Fe y O
c) S y Li
d) H y H
e) Si y O

11 Observa los dibujos de los átomos de flúor, hidrógeno, calcio y litio, y predice el tipo de enlace que se puede formar entre:

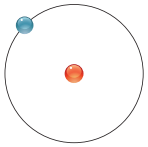
a) El flúor y el litio.
b) El calcio y el hidrógeno.
c) El flúor y el hidrógeno.
d) El calcio y el flúor.



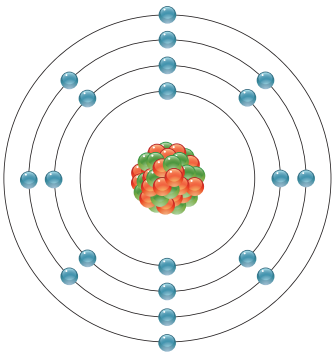
Flúor



Litio



Hidrógeno



Calcio

12 Clasifica las siguientes moléculas como polares o no polares:

a) F_2
b) $HClO_3$
c) O_2
d) HBr
e) N_2

Problemas de profundización

13 El agua se conoce como el solvente universal porque disuelve a cientos de sustancias; sin embargo, existen algunos compuestos como la glicerina, los aceites y las grasas que no se disuelven en ella. ¿Cómo influye el tipo de enlace en la solubilidad? Justifica tu respuesta.

14 En nuestro cuerpo el balance de electrólitos de sodio y potasio en la sangre y fluidos corporales, es indispensable para una buena salud. ¿Qué sucederá si se altera este balance en el organismo? ¿Cuáles son las causas que alteran el balance?

15 El cloruro de sodio, NaCl, conocido como sal común, presenta enlace iónico. El proceso de formación de este enlace se puede explicar así:

$Na - 1e^- \longrightarrow Na^{+1}$

$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^{-1}$

Una vez formados los iones, se organizan y forman una estructura cristalina como la siguiente:

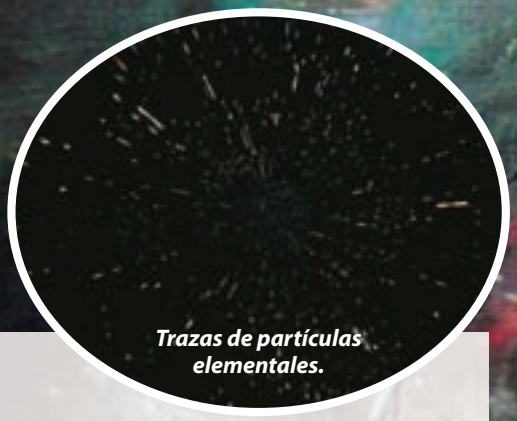
a) ¿Por qué los iones de sodio y de cloro forman una red cristalina?
b) ¿Qué tipo de fuerzas se presentan entre los iones que forman el NaCl?
c) ¿Cómo se podría lograr la ruptura de esta estructura?
d) ¿Por qué el cloruro de sodio y otras sales se disuelven en agua?
e) ¿Qué tipo de compuestos forman estructuras similares a la del NaCl?

16 Elabora las estructuras de Lewis para las siguientes sustancias:

a) $HClO_3$
b) C
c) H_3PO_3
d) CaO
e) H_2S

Del BIG BANG al origen de los elementos químicos

"En el principio creó Dios los cielos y la tierra. La tierra era caos y confusión y oscuridad".
Génesis 1: 1, 2



Trazas de partículas elementales.

Piensa: *¿De dónde venimos? ¿Cómo se originó todo lo que existe en el universo? ¿De qué estamos hechos?*

Estas son algunas preguntas que el ser humano siempre se ha hecho y aún sigue en la búsqueda de su respuesta, incluso formulando las más ingeniosas teorías al respecto. A continuación te presentamos un artículo que brinda información acerca de este tema y de lo que ha explorado la ciencia hasta el momento. Léelo con atención y resuelve las cuestiones que aparecen en la siguiente página.

DEL BIG BANG AL ORIGEN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

El famoso genio de finales del siglo XX y comienzos del siglo XXI, Stephen Hawking, físico inglés considerado el sucesor de Albert Einstein, reflexiona en su libro *Historia del tiempo* (una de sus más populares obras de divulgación científica): "Nos movemos en nuestro ambiente diario sin entender casi nada acerca del mundo. Dedicamos poco tiempo a pensar en el mecanismo que genera la luz solar que hace posible la vida, en la gravedad que nos ata a la Tierra y que de otra forma nos lanzaría al espacio, o en los átomos de los que estamos constituidos y de cuya estabilidad dependemos de manera fundamental. Excepto los niños (que no saben lo suficiente como para no preguntar las cuestiones importantes), pocos de nosotros dedicamos tiempo a preguntarnos por qué la naturaleza es de la forma que es, de dónde surgió el cosmos, o si siempre estuvo aquí…" Cuestiones que sin duda alguna han orientado a la filosofía y la ciencia desde sus orígenes y de las que hoy, a pesar de los avances logrados, aún no tenemos respuesta y quizá nunca lleguemos a tenerla.

Cuando pensamos sobre el origen y evolución del universo, seguramente recordamos la teoría del llamado **Big Bang** o **Gran Explosión** que por la fuerza de la evidencia experimental encontrada hasta el momento, resulta ser la más aceptada por toda la comunidad científica y que ha sido popularizada a través de diversos medios de divulgación científica. Pero en esencia, ¿qué nos dice esta teoría? ¿Cómo surgió?

Pues bien, hemos de considerar preliminarmente que la mayor parte de la gente consideraba que el universo era estático, inmóvil y que siempre había estado allí; la pregunta sobre su origen usualmente caía en el terreno de lo metafísico o teológico y desde esta concepción se podía explicar casi todo.

En 1929 Edwin Hubble hizo la observación crucial de que, dondequiera que uno mire, las galaxias se están alejando de nosotros; es decir, el universo se está expandiendo. Observación que por diversos métodos ha sido corroborada y que planteó la posibilidad de pensar que en un tiempo anterior todos los objetos del universo estaban más juntos entre sí. De hecho, parece ser que hace quince mil millones de años toda la materia del universo se encontraba condensada en un solo punto con densidad infinita. La observación de Hubble evidenció el hecho de que podía existir un momento inicial, llamado el Big Bang, en que el universo infinitamente pequeño e infinitamente denso había colapsado dando lugar al proceso de expansión del espacio.

Para entender un poco más el proceso, es necesario indicar que los científicos actuales describen el universo a través de dos teorías fundamentales postuladas durante el siglo XX: la teoría general de la relatividad, que describe la fuerza de la gravedad y la estructura a gran escala del universo, y la mecánica cuántica, centrada en los fenómenos a escalas extremadamente pequeñas.

Teorías que, infortunadamente, son inconsistentes entre sí, por lo que los esfuerzos se han concentrado en buscar una teoría que las incorpore en una sola (en este camino la teoría de cuerdas parece ser la posibilidad más cercana). Tarea que aún está lejos de ser alcanzada.

© Santillana

Durante los primeros segundos la temperatura era tan alta que no era posible la formación de núcleos atómicos, por lo que la materia primordial era una especie de sopa amorfa constituida por partículas elementales y luz, mucha luz.

La radiación era el componente fundamental del recién nacido universo. Pasados los tres primeros minutos se formaron los núcleos atómicos de los elementos primordiales más livianos, como el hidrógeno y el helio a partir de las partículas elementales, los quarks, que se combinaron entre sí para dar lugar a los protones y neutrones (constituidos por tres quarks cada uno). Simultáneamente, la fuerza por la que interactuaban los quarks se desdobló en dos fuerzas: la gravedad y la fuerza fuerte electrodébil. La que a su vez se transformaría en fuerza fuerte que mantiene unidas a las partículas constituyentes de los núcleos atómicos y que se libera en las explosiones termonucleares como las que permanentemente suceden en el Sol y la fuerza electrodébil, que al final se dividió en fuerza electromagnética y fuerza nuclear débil.

Todo esto tan sólo en una milmillonésima fracción de segundo.

El universo se expandía y enfriaba rápidamente. Y la nucleosíntesis permitió la formación de los elementos livianos y sus isótopos: ^{2}H, ^{3}H, ^{3}He, ^{4}He y ^{7}Be.

A pesar de lo anterior, la explicación de la formación de los elementos pesados no era posible por este proceso; fue sólo en 1957 cuando F. Hoyle, E. Margaret, G. Burbidge y W. Fowler, simultánea e independientemente con A.G. Cameron, describieron que estos elementos eran un producto de la composición química de las estrellas, en unas condiciones totalmente distintas a las del Big Bang inicial.

TRABAJO INDIVIDUAL

- Construye un cuadro en el que expliques la cronología del origen del universo desde el momento del Big Bang hasta el tiempo actual.
- Responde: ¿Cómo se formaron los elementos químicos? ¿Cuál fue el primer elemento químico que se formó? ¿Por qué? ¿Cuál siguió?
- Consulta: ¿Qué otras teorías se han formulado sobre el origen de los elementos químicos?
- Explica: ¿Cómo se descubrieron los electrones, los protones y los neutrones? ¿Cómo están constituidos?

TRABAJO GRUPAL

- En grupos de cinco estudiantes, elaboren una cartelera que explique con ejemplos la siguiente conclusión: "El universo no es estático sino que se expande, lo cual, además, es consistente con la idea de una explosión original".
- Elaboren un mapa de conceptos que sintetice la información de la lectura y con él, presenten una exposición.
- Investiguen los conceptos de "materia oscura" y "agujeros negros".
- Elaboren una reflexión sobre la siguiente frase de Stephen Hawking: "He estado inmerso en la ciencia toda mi vida, ahora estoy preparado para rezar".
- Cuando pensamos que en el origen del universo se formaron los elementos químicos de los cuales está constituido todo lo que existe, seguramente entendemos aquella expresión que dice que "somos polvo de estrellas". Piensa, individualmente o en grupo, una representación artística que explique dicha expresión. Utiliza en forma creativa materiales diversos y expón tu trabajo ante el grupo de compañeros de la clase.

Referencias

Seguramente en Internet podrás consultar muchas páginas que te ayudarán a profundizar tus conocimientos; sin embargo, te recomendamos leer los siguientes libros:

Craig, J.H. *El libro del Big Bang: introducción a la cosmología*, Madrid, Alianza Editorial, 2005.

Gangui, A. *El Big Bang. La génesis de nuestra cosmología actual*, Buenos Aires, Editorial Eudeba, 2005.

Hawking, Stephen. *Historia del tiempo. Del Big Bang a los agujeros negros*, Barcelona, Editorial Crítica, 1988.

¿Cómo evidenciar la naturaleza eléctrica de la materia?

La materia está constituida por átomos, los cuales están formados por partículas subatómicas tales como: los protones de carga eléctrica positiva (1), los electrones de carga eléctrica negativa (2) y los neutrones con carácter eléctrico neutro (0).

La siguiente práctica te permitirá evidenciar la presencia de los electrones en la materia a través de los fenómenos electrostáticos. Para ello, construirás un electroscopio sencillo.

Conocimientos previos

Teoría atómica básica y definición de electrostática.

Materiales

- Papel de aluminio
- Trozo de paño
- Tijeras
- 1 alambre de cobre, calibre de 2 mm
- 1 tapón de caucho con orificio
- 1 peinilla
- 3 globos
- 1 agitador de vidrio
- 1 Erlenmeyer de 250 mL
- 1 marcador borrable





Experimento 1: construcción de un electroscopio sencillo

Procedimiento

1. Corta dos láminas de papel de aluminio de 1 × 3 cm cada una.
2. Cuelga las láminas en el alambre de cobre.
3. Inserta el alambre de cobre en el tapón de caucho.
4. Arma el electroscopio, como se muestra en la figura.

Experimento 2: uso del electroscopio

Procedimiento

1. Frota la peinilla contra el trozo de paño y acércala a la punta del alambre de cobre. Observa lo que sucede con las láminas.
2. Toca con tus dedos la punta del alambre de cobre para descargar el electroscopio.
3. Repite los pasos 1 y 2 con diversos materiales como globos inflados y el agitador de vidrio. Con un marcador borrable, marca sobre el vidrio la distancia en la que se separan las láminas, mide esta distancia para cada material, regístrala en una tabla de resultados.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Por qué la materia presenta electricidad?
2. ¿Varían los resultados de la experiencia al remplazar el alambre de cobre por zinc?
3. ¿Por qué las láminas se separan al acercar la peinilla a la punta del alambre?
4. ¿En qué situaciones de la vida diaria has observado la naturaleza eléctrica de la materia?
5. ¿Por qué en ocasiones, al apagar o encender el televisor se observan unas pequeñas chispas en la pantalla?

© Santillana

¿Cómo obtener fuegos de colores?

Los elementos metálicos emiten luz de color cuando se les proporciona energía debido al salto de los electrones de un nivel de energía mayor a uno menor. En la siguiente práctica vas a observar la luz emitida al exponer algunas sales a la llama del mechero.

Conocimientos previos

Espectros de emisión, partes de la llama, análisis espectral de la llama, uso del espectroscopio.

Reactivos

- Carbonato de litio, Li_2CO_3
- Cloruro de estroncio, $SrCl_2$
- Nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2$
- Cloruro de calcio, $CaCl_2$
- Cloruro de sodio, NaCl
- Cloruro de potasio, KCl

Materiales

- Asas de platino
- Palos de pincho
- Fósforos
- Cinta de enmascarar
- 1 mechero de alcohol o Bunsen
- 1 gradilla
- 20 tubos de ensayo

Experimento

Procedimiento

1. Enciende el mechero con cuidado y observa las zonas de la llama (fotografía 1).
2. Coloca en una gradilla siete tubos de ensayo y márcalos. Deposita en ellos una pequeña cantidad de cada uno de los reactivos y adiciona 1 mL de agua.
3. Sumerge el asa de platino o el palo de pincho en uno de los tubos de ensayo y luego introduce la punta en la zona azul de la llama. Observa la coloración de la llama (fotografía 2).
4. Repite el experimento con cada una de las mezclas de los tubos de ensayo.
5. Prepara cuatro soluciones sin rotular y pídele a tus compañeros que descubran qué posibles elementos están presentes de acuerdo con el color de la llama.





Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Por qué es necesario elevar la temperatura de un compuesto para observar su espectro de emisión?
2. ¿Qué relación existe entre los espectros de emisión de un compuesto y su estructura atómica?
3. ¿Para qué se utilizan los espectros de emisión de las sustancias?
4. ¿Cómo se interpreta un espectro de emisión?
5. ¿Qué diferencias existen entre los espectros de emisión de los elementos químicos?

¿Cuánto es un mol de una sustancia?

Cuando tomas una pequeña cantidad de una sustancia y mides su masa en la balanza, estás manipulando un número enorme de partículas llamadas **átomos** o **moléculas**, debido a que la masa de estas partículas es muy pequeña. Para facilitar los cálculos a partir de números tan pequeños se utiliza una unidad llamada **mol**. En esta práctica determinarás la masa de un mol de varias sustancias.

Conocimientos previos

Mol, molécula, peso molecular y número de Avogadro.

Reactivos

- Cloruro de sodio, sal común, NaCl
- Glicerina pura, $C_3H_5(OH)_3$
- Azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Azufre en polvo, S
- Hierro en polvo, Fe
- Sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 . 5H_2O$

Materiales

- Tabla periódica
- 1 balanza
- 5 vidrios de reloj
- 1 espátula
- 2 vasos de precipitados de 50 mL

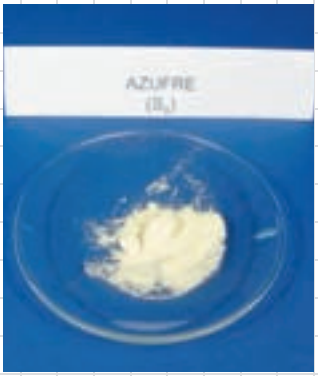
Experimento

Procedimiento

1. Escribe la fórmula química de cada una de las sustancias de la lista de reactivos.
2. Con ayuda de la tabla periódica, calcula la masa de 1 mol de cada una de estas sustancias.
3. Mide la masa de 1 mol de cada sustancia utilizando la balanza, la espátula y los vidrios de reloj.
4. Determina la masa de un mol de agua, midiendo el volumen de agua correspondiente en un vaso de precipitados de 50 mL.
5. Repite el paso 4, utilizando la glicerina pura.
6. Rotula cada recipiente con el número de gramos y de moles. Compara el volumen que ocupa cada sustancia.







Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Varía el volumen de un mol de una sustancia a otra?
2. ¿Qué aplicación tiene el número de Avogadro?
3. ¿Cuántos átomos hay presentes en un mol de azufre y en un mol de hierro?
4. ¿Cuántas moléculas están presentes en un mol de: agua, sal, glicerina, azúcar y sulfato de cobre pentahidratado? Justifica tu respuesta.

© Santillana



¿Cómo diferenciar compuestos iónicos de compuestos covalentes?

Reactivos

- Sal común, NaCl
- Azúcar en cubos, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Glicerina, $C_3H_5(OH)_3$
- Etanol al 98%, C_2H_5OH
- Agua destilada

Materiales

- 6 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 balanza
- 1 mechero Bunsen
- 3 cables de cobre con pinzas caimán de 30 cm de largo
- 1 bombilla de linterna de 3 voltios
- 1 porta bombilla de 3 voltios
- 3 probetas graduadas de 100 mL
- 2 pilas de 1,5 voltios
- 2 cucharas para combustión
- 1 fuente de alimentación de corriente continua
- Láminas de cobre de 2 × 10 cm de largo
- Fósforos
- Aceite de cocina
- Reloj



Los **enlaces** son uniones entre átomos. El **enlace iónico** se forma por la unión de cargas de signo contrario. Una sustancia conduce la corriente eléctrica en la medida que produce iones o posee electrones que se mueven a través del sólido. En esta práctica vas a identificar algunas sustancias iónicas y covalentes.

Conocimientos previos

Definición y conceptos básicos de enlace iónico y enlace covalente, circuito eléctrico y conductividad eléctrica.

Experimento 1: descomposición y fuerza de enlace

Procedimiento

1. Pon en la cuchara de combustión un cubo de azúcar. Introduce la cuchara en la zona azul de la llama del mechero Bunsen. Observa los cambios ocurridos después de 1 segundo, 5 segundos, 30 segundos y 60 segundos.
2. Realiza el paso 1 nuevamente, utilizando sal común.

Experimento 2: conductividad eléctrica y tipo de enlace

Procedimiento

1. Realiza el montaje del circuito eléctrico que se muestra en la figura.
2. Agrega 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados y adiciona 5 g de sal común. Agita la mezcla hasta que los cristales se disuelvan.
3. Repite el paso 2, utilizando cristales de azúcar.
4. Adiciona a cada probeta 100 mL de agua destilada, 100 mL de etanol al 98% y 100 mL de aceite de cocina, respectivamente. Vierte cada uno de los líquidos en tres vasos de precipitadoss diferentes.
5. Prueba la conductividad eléctrica de cada una de estas soluciones, sumergiendo las láminas de cobre en cada uno de los vasos. Si el bombillo se enciende, la sustancia es conductora. Registra los resultados en una tabla.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Cómo se relaciona el tipo de enlace con la conductividad eléctrica de las sustancias?
2. ¿Por qué las sustancias que presentan enlaces covalentes no son buenas conductoras de la electricidad?
3. ¿Por qué un ave parada en un cable de alta tensión no se electrocuta?
4. ¿Por qué el agua de mar es buena conductora de la electricidad?
5. ¿Por qué el agua pura no conduce la corriente eléctrica?



UNIDAD 3

El lenguaje de la química

Temas de la unidad

1. Nomenclatura química
2. Reacciones y ecuaciones químicas
3. Cálculos químicos

 © Santillana



Para pensar…

A medida que la química se fue consolidando como ciencia, desarrolló un lenguaje propio, dando origen a la **nomenclatura química**, tema que nos ocupará en las primeras páginas de esta unidad.

Con el pasar de los años, la variedad de fenómenos químicos conocidos se hizo mayor, por lo que hubo necesidad de ordenarlos. Así, se estableció un número limitado de clases generales de reacciones, dentro de los cuales se agruparon fenómenos, que aún cuando en apariencia fueran muy diferentes, guardaban ciertas regularidades. Los diferentes tipos de reacciones serán nuestra materia de estudio en el tema 2 de esta unidad.

Finalmente, la creciente aplicación de la química en procesos industriales hizo imperativo el desarrollo de métodos estandarizados para calcular cuánto se debía usar de una determinada sustancia para producir una cantidad dada de otra, sin desperdiciar recursos.

Fue así como surgió la **estequiometría**, palabra derivada de los términos griegos *estequio* (elemento) y *metria* (medida). La estequiometría es pues, la parte de la química que estudia las proporciones en que se combinan los materiales y da las pautas para la correcta escritura de las ecuaciones que representan las reacciones químicas, como veremos hacia el final de esta unidad.

Para responder…

- ¿Qué tienen en común el funcionamiento de una pila y la corrosión de un objeto metálico?
- Si bien el surgimiento de un lenguaje propio es importante para el desarrollo de las diferentes ramas de la ciencia, esto ha creado cada vez más dificultades para entablar comunicación entre estas. ¿Cómo crees que se puede salvar este obstáculo?



Figura 1. Algunos símbolos propuestos por los alquimistas para representar las sustancias químicas.

1. Nomenclatura química

Todos los días, podemos relacionarnos con las personas que nos rodean, gracias a que utilizamos el mismo idioma o lenguaje. De la misma manera, los químicos, sin importar qué idioma hablen en su lugar de origen, necesitan comunicarse entre sí, de manera muy específica. Para ello, han creado un lenguaje propio. Te invitamos a que lo conozcas.

1.1 Los símbolos y las fórmulas químicas a través de la historia

El desarrollo de la química como ciencia hizo necesario dar a cada sustancia conocida un nombre que pudiera representarse de forma abreviada, pero que al mismo tiempo incluyera información acerca de la composición molecular de las sustancias y de su naturaleza elemental.

Los alquimistas habían empleado ya símbolos para representar los elementos y compuestos hasta entonces conocidos (figura 1). Muchos de estos símbolos y fórmulas representaban cuerpos celestes, pues, los primeros químicos pensaban que las sustancias materiales estaban íntimamente relacionadas con el cosmos. **Dalton** fue el primero en utilizar un sistema de signos, desprovisto de misticismo, para los diferentes elementos y con base en estos, para algunos compuestos (figura 2).

Los símbolos modernos para representar los elementos químicos se deben a **Berzelius**, quien propuso utilizar, en vez de signos arbitrarios, la primera letra del nombre latino del elemento. Cuando varios elementos tuvieran la misma inicial, se representaban añadiendo la segunda letra del nombre. Así, por ejemplo, el carbono, el cobre y el calcio se representan: C, Cu y Ca, respectivamente. Observa que la primera letra del nombre se escribe siempre en mayúscula, mientras que la segunda, cuando está presente, se escribe en minúscula.

De la misma manera como estos **símbolos** representan elementos, las **fórmulas** indican la composición molecular de las sustancias, mediante la yuxtaposición de los símbolos de los elementos constituyentes. Para indicar el número de átomos presentes de cada elemento integrante de la molécula, se escribe tal cantidad como un subíndice al lado del correspondiente elemento. Por ejemplo, la fórmula del agua H_2O, indica que está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

Las fórmulas químicas se clasifican en: fórmula empírica, fórmula estructural, fórmula electrónica y fórmula molecular.

- La fórmula empírica llamada también fórmula mínima o condensada, indica la relación proporcional entre el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula, sin que esta relación señale exactamente la cantidad de átomos. Esta fórmula se puede determinar a partir del porcentaje en peso correspondiente a cada elemento. Por ejemplo, CO_2 corresponde a la fórmula empírica o mínima de la glucosa, pero su fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$.

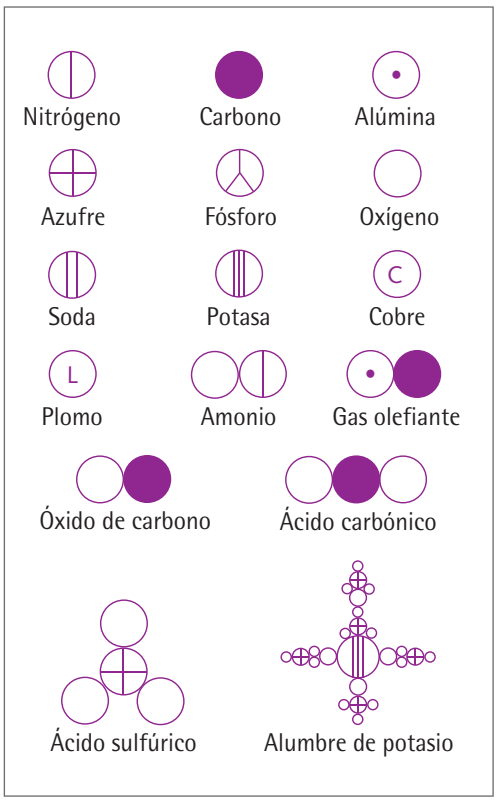


Figura 2. Símbolos propuestos por Dalton para representar algunos elementos y compuestos.

 © Santillana

- La **fórmula estructural** indica la proporción de átomos y la posición o estructura de la molécula. Por ejemplo, la fórmula para la molécula de agua es

$$\begin{array}{c} H{-}O \\ \quad | \\ \quad H \end{array}$$

- La **fórmula electrónica** (Lewis) indica los electrones de cada átomo y la unión o enlace que se presenta. Por ejemplo, la fórmula electrónica del cloruro de sodio es

$$Na \cdot \times \underset{\times\ \times}{\overset{\times\ \times}{Cl}} \times$$

- La **fórmula molecular** muestra con exactitud la relación entre los átomos que forman la molécula. Es múltiplo de la fórmula empírica, por lo tanto, se puede determinar conociendo el peso molecular del compuesto y el peso de la fórmula mínima.

  Por ejemplo, si el peso molecular de la glucosa $C_6H_{12}O_6$ es 180 g y el peso de la fórmula mínima CH_2O es de 30 g, entonces,

$$n = \frac{\text{Peso de la fórmula molecular}}{\text{Peso de la fórmula mínima}} = \frac{180\ \text{g}}{30\ \text{g}} = 6$$

  Como la fórmula mínima es CH_2O, al multiplicarla por 6 da como resultado $C_6H_{12}O_6$ que es la fórmula molecular.

Elemento	Símbolo	Valencia
Hidrógeno	H	1
Oxígeno	O	2
Sodio	Na	1
Potasio	K	1
Calcio	Ca	2
Zinc	Zn	2
Aluminio	Al	3
Hierro	Fe	2, 3
Cobre	Cu	2, 1
Carbono	C	4
Nitrógeno	N	3, 5, 4, 2
Azufre	S	2, 4, 6
Cloro	Cl	1, 3, 5, 7
Yodo	I	1, 5, 7

Figura 3. Números de valencia para algunos elementos químicos.

1.2 Valencia y número de oxidación

1.2.1 Valencia

Se denomina **capa de valencia** de un átomo a su capa más externa de electrones. Los electrones de esta capa reciben el nombre de **electrones de valencia** y determinan la capacidad que tienen los átomos para formar enlaces (figura 3). Existen dos tipos de valencia:

- **Valencia iónica**: es el número de electrones que un átomo gana o pierde al combinarse con otro átomo mediante un enlace iónico. Así, por ejemplo, cada átomo de calcio pierde dos electrones al formar enlaces iónicos, y por eso la valencia iónica del calcio es dos. Así mismo, cada átomo de oxígeno gana dos electrones al combinarse iónicamente con otro átomo, por lo tanto, su valencia iónica es dos.
- **Valencia covalente**: es el número de electrones que un átomo comparte con otro al combinarse mediante un enlace covalente. Por ejemplo, cada átomo de carbono comparte cuatro electrones al formar enlaces covalentes con otros átomos, y por eso su valencia covalente es cuatro.

Algunos elementos poseen más de un número de valencia, lo cual quiere decir que pueden formar más de un compuesto.

1.2.2 Número de oxidación

Se conoce como **número de oxidación** de un elemento a la carga que posee un átomo de dicho elemento, cuando se encuentra en forma de ion.

Los números de oxidación pueden ser positivos o negativos según la tendencia del átomo a perder o ganar electrones. Los elementos metálicos siempre tienen números de oxidación positivos, mientras que los elementos no-metálicos pueden tenerlos positivos o negativos. Similar a lo que ocurre con la valencia, un mismo átomo puede tener uno o varios números de oxidación para formar compuestos (figura 4).



Figura 4. La gran variedad de compuestos que se conocen está relacionada con la capacidad de enlace de los átomos.



Figura 5. El cobre arde en presencia de oxígeno formando el óxido de cobre.

1.2.3 Normas para calcular el número de oxidación en compuestos

En la formulación de un compuesto conviene tener en cuenta las siguientes normas:

- El número de oxidación de cualquier elemento en estado libre (no combinado) siempre es cero, no importa cuan complicada sea su molécula.
- Un compuesto siempre está formado por unos elementos que actúan con número de oxidación positivo y otros con número de oxidación negativo.
- Al escribir la fórmula del compuesto se coloca primero el o los elementos que actúen con número de oxidación positivo.
- En todo compuesto, la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos multiplicados por los subíndices correspondientes de los mismos, debe ser igual a cero. Por ejemplo, en la fórmula del óxido de aluminio: Al_2O_3, el aluminio tiene número de oxidación $3+$ y el oxígeno $2-$, de manera que: $2\,(3+) + 3\,(2-) = 0$.
- Cuando todos los subíndices de una fórmula son múltiplos de un mismo número, se pueden dividir entre este número, obteniéndose así la fórmula simplificada del compuesto. Por ejemplo, $H_2N_2O_6$ se debe escribir HNO_3.
- La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos en un ion debe ser igual a la carga del ion. Por ejemplo, en el ion carbonato, CO_3^{2-}, llamamos X al número de oxidación del carbono. Como el oxígeno actúa con número de oxidación 2^-, se debe cumplir que $(X+) + 3(2-) = 2-$, donde X debe ser igual a 4; así, el carbono actúa con 4^+.

1.2.4 Número de oxidación de algunos elementos comunes

- El oxígeno actúa con número de oxidación $2-$, excepto en los peróxidos donde presenta $1-$ y en el fluoruro de oxígeno (F_2O) donde tiene un número de oxidación atípico de $1+$, debido a la gran electronegatividad del flúor (4,0).
- El hidrógeno actúa con número de oxidación $1+$, excepto en los hidruros, donde presenta un número de oxidación de $1-$.
- Los metales de los grupos I, II y III siempre tienen números de oxidación de $1+$, $2+$ y $3+$, respectivamente.
- Los metales de transición presentan, por lo regular dos o más números de oxidación positivos, según el número de electrones que entreguen. Por ejemplo, el cobre tiene dos números de oxidación $1+$ y $2+$, mientras que el cromo tiene tres números de oxidación: $6+$, $3+$ y $2+$.

1.3 Función química y grupo funcional

Se llama función química a un conjunto de compuestos o sustancias con características y comportamiento comunes. Las funciones químicas se describen a través de la identificación de grupos funcionales que las identifican. Un **grupo funcional es un átomo o grupo de átomos que le confieren a los compuestos pertenecientes a una función química, sus propiedades principales**.

Por ejemplo, la función ácido se reconoce porque en su estructura está presente el grupo funcional H^+ (hidrogenion) y la función hidróxido se caracteriza por la presencia del grupo funcional OH^- (hidroxilo). Así, la fórmula del ácido clorhídrico es HCl y la del hidróxido de sodio Na**OH**.

En la química inorgánica las funciones más importantes son: **óxido**, **ácido**, **base** y **sal**. A continuación profundizaremos en cada una de ellas, centrándonos especialmente en los aspectos de nomenclatura de cada una de las funciones.



Figura 6. Óxido de calcio, CaO, y óxido de manganeso (IV), MnO_2.

1.3.1 Función óxido

Los óxidos son compuestos inorgánicos binarios, es decir, constituidos por dos elementos, que resultan de la combinación entre el oxígeno y cualquier otro elemento. Por ejemplo, el cobre arde en presencia del oxígeno (figuras 5 y 6).

Cuando el elemento unido al oxígeno es un metal, el compuesto se llama **óxido básico**, mientras que si se trata de un no metal, se le denomina **óxido ácido**. Para nombrar este tipo de compuestos basta recordar las siguientes reglas:

— El oxígeno en la gran mayoría de sus compuestos actúa con número de oxidación 2^-.

— En todo compuesto la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos debe ser igual a cero.

Al nombrar o escribir las fórmulas de los óxidos se pueden presentar tres situaciones:

- **Elementos con un único número de oxidación**: se incluyen en esta categoría los elementos de los grupos IA, IIA y IIIA. En este caso para expresar la fórmula del compuesto basta con escribir los símbolos de los elementos involucrados dejando un espacio entre ellos para anotar los subíndices numéricos que permiten equilibrar el número de cargas positivas y negativas del compuesto de tal manera que se cumpla la segunda regla (figura 7).



Figura 7. El magnesio arde en el aire dejando una ceniza que corresponde al óxido de magnesio.

EJEMPLOS

1. **Tomemos un elemento del grupo IA, como el sodio.** Recordemos que el número de oxidación del Na es 1+ y que el del oxígeno es 2−. Debemos escribir ahora los subíndices correspondientes para equilibrar las cargas positivas y negativas de los dos elementos. Sabemos que existe una carga positiva correspondiente al Na (1+) y dos cargas negativas provenientes del oxígeno O (2−), por lo tanto, debe haber dos átomos de sodio para contrarrestar las cargas negativas del oxígeno. Con ello, la fórmula del compuesto es: Na_2O. Como solamente se puede formar un óxido, este recibirá el nombre de **óxido de sodio**. Se puede decir entonces que la proporción en que se combinan estos elementos con el oxígeno es de 2:1.
2. **Veamos ahora un ejemplo con un elemento del grupo IIA, como el calcio:**
   - Número de oxidación del calcio, Ca: 2+.
   - Número de oxidación del oxígeno, O: 2−.
   - Fórmula del óxido: CaO.
   - Nombre del óxido: óxido de calcio.

   De lo anterior podemos deducir que los elementos del grupo IIA se combinan con el oxígeno e la proporción de 1:1.



Figura 8. La combinación del hierro y el oxígeno forma el óxido de hierro (herrumbre).

- **Elementos que presentan dos números de oxidación:** en este caso, estos elementos pueden combinarse con el oxígeno para dar lugar a dos tipos de óxidos, con propiedades químicas y físicas propias y que de igual forma reciben nombres y fórmulas distintos. Dentro de la nomenclatura tradicional se emplean **sufijos** (terminaciones) que permiten diferenciar las dos clases de óxidos. Veamos el siguiente ejemplo:

  El hierro es un elemento metálico que actúa con dos números de oxidación: 2+, 3+. Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es 2−, las fórmulas para los respectivos óxidos serán: FeO cuando el número de oxidación es 2+ y Fe_2O_3 cuando el número de oxidación es 31. Nótese que en la primera fórmula la proporción es 1:1, mientras que en la segunda es 2:3. De esta manera las cargas positivas y negativas se equilibran y se cumple la segunda regla (figura 8).

  Para diferenciar el primer óxido del segundo se emplea el sufijo **oso** para el óxido formado con el menor número de oxidación (2+), e **ico** para el óxido formado con el mayor número de oxidación (3+). Los nombres serán entonces **óxido ferroso** (FeO) y **óxido férrico** (Fe_2O_3).

  Otro ejemplo puede ser el cobre. Este elemento actúa con los números de oxidación 1+ y 2+. El procedimiento es el mismo del caso anterior: números de oxidación del cobre: Cu^{1+} y Cu^{2+} y número de oxidación del oxígeno O^{2-}.

  La fórmula de los óxidos es: Cu_2O para el óxido formado cuando el cobre actúa con número de oxidación 1+, y CuO cuando el cobre actúa con número de oxidación 2+.

Existe otro sistema de nomenclatura denominado **stock** en el cual se nombra el óxido incluyendo en el nombre el número de oxidación del elemento. Dicho número se escribe dentro de un paréntesis en números romanos. Por ejemplo, el FeO es óxido de hierro (II) y el Fe_2O_3, óxido de hierro (III). En ocasiones se emplea otro sistema de nomenclatura para óxidos ácidos (no metal y oxígeno) denominado **nomenclatura sistemática**. Según este sistema los óxidos se nombran con la palabra genérica óxido anteponiéndole prefijos de origen griego, como mono, di, tri, tetra, penta, etc., para indicar la cantidad de átomos de oxígeno presentes en la molécula. Algunos ejemplos son: CO: **monó**xido de carbono, NO_2: **dió**xido de nitrógeno y SO_3: **tri**óxido de azufre (figura 9).

- **Elementos con tres o cuatro números de oxidación:** en este caso se forman tres o cuatro óxidos con fórmulas, nombres y propiedades distintas, según el caso (figura 9).

  — Vamos a ilustrar en primer lugar el caso de un elemento que actúa con tres números de oxidación, como el azufre: S^{2+}, S^{4+} y S^{6+}. Las fórmulas de los tres óxidos son: SO, cuando el azufre actúa con número de oxidación 2+; SO_2, cuando actúa con 4+, y SO_3, cuando su número de oxidación es 6+. Para nombrar el segundo y tercer óxido basta con aplicar la misma norma del caso anterior. Es decir, el SO_2 recibirá el nombre de óxido sulfur**oso**, mientras el SO_3 se llamará óxido sulfúr**ico**. Para nombrar el óxido que tiene el menor número de oxidación de los tres, es decir, S^{2+}, es necesario anteponer al nombre del óxido el prefijo **hipo**, que quiere decir "por debajo de", seguido de la raíz del nombre del elemento con la terminación **oso**. En este caso el nombre del SO será óxido **hipo**sulfur**oso**.

Prefijo/ Sufijo IUPAC	Número de oxidación	Nomenclatura stock
hipo … oso	Menor	I
… oso	Intermedio menor	III
… ico	Intermedio mayor	V
per … ico	Mayor	VII

Figura 9. Prefijos y sufijos empleados para nombrar los óxidos formados por elementos que presentan más de dos números de oxidación.

 © Santillana

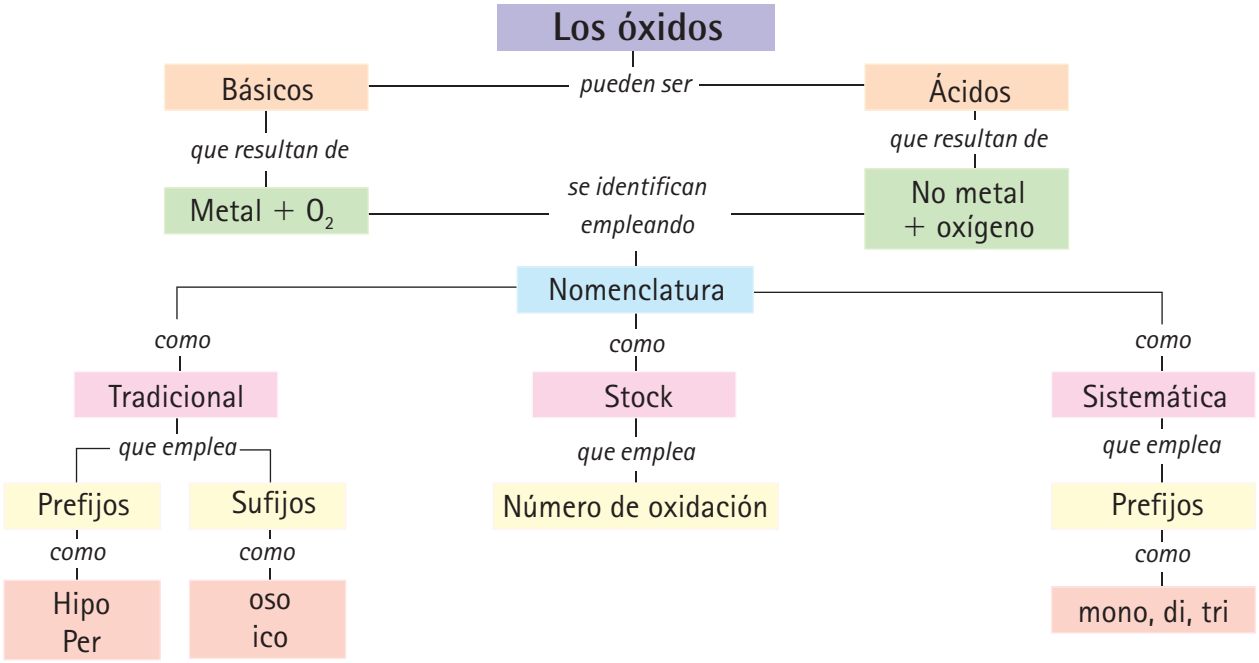


Figura 10. Cuadro resumen de la nomenclatura de óxidos.

Otros elementos con comportamiento similar son el selenio y el yodo.

— Veamos a continuación el caso de un elemento que actúa con **cuatro números de oxidación**, como el cloro: Cl^{1+}, Cl^{3+}, Cl^{5+} y Cl^{7+}.

Las fórmulas de los diferentes óxidos son: Cl_2O para el primer caso (Cl^{1+}); Cl_2O_3 para el segundo (Cl^{3+}); Cl_2O_5 para el tercero (Cl^{5+}) y Cl_2O_7 para el cuarto (Cl^{7+}).

Para nombrar estos óxidos empleamos la misma regla del caso anterior pero añadimos el prefijo **per** o **hiper** ("por encima de") para el óxido formado cuando el cloro actúa con el mayor número de oxidación, en este caso, siete. Los nombres son: óxido **hipo**cloro**oso** (Cl_2O), óxido cloro**oso** (Cl_2O_3), óxido clór**ico** (Cl_2O_5) y óxido **per**clór**ico** (Cl_2O_7) (figura 10).

1.3.2 Función hidróxido

Los hidróxidos, también llamados **bases**, se caracterizan por liberar iones OH^-, en solución acuosa (figura 11). Esto le confiere pH alcalino o básico a las soluciones. Se caracterizan también por tener sabor amargo. Son compuestos ternarios formados por un metal, hidrógeno y oxígeno (figura 11). Todos los hidróxidos se ajustan a la fórmula general $\mathbf{M(OH)_x}$, donde **M** es el símbolo del metal y **x** corresponde al valor absoluto de su número de oxidación, ya que el ion OH tiene una carga negativa.

Se denominan con la palabra **hidróxido** seguida del elemento correspondiente. Si se trata de un metal con más de un número de oxidación, se adiciona el sufijo **oso** al nombre, para el menor, e ico para el mayor.



Figura 11. El hidróxido de sodio se forma cuando el sodio reacciona con el oxígeno dando lugar al óxido de sodio y luego con agua para formar la base (NaOH). El óxido de sodio es un ejemplo de óxido básico.

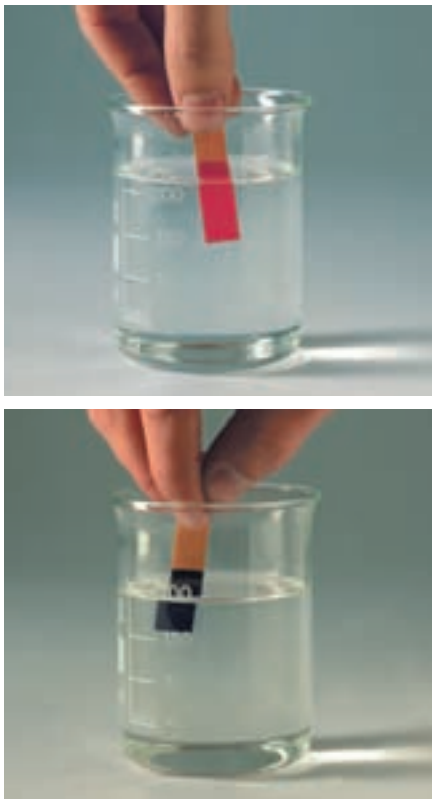


Figura 12. Los ácidos y las bases se pueden diferenciar porque modifican el pH de las soluciones acuosas. a) Se muestra un ácido, que colorea de rojo el papel de tornasol. b) Se muestra un hidróxido, coloreando de azul el papel de tornasol.

Empleando la nomenclatura stock se escribe el número de oxidación entre paréntesis como en el caso de los óxidos. Veamos.

— Hidróxido de sodio: se forma por la reacción,

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

— Hidróxidos de cromo: dado que el cromo puede formar dos óxidos, se tienen las siguientes reacciones que dan lugar a los correspondientes hidróxidos:

$$CrO + H_2O \longrightarrow Cr(OH)_2 \text{ hidróxido de cromo (II)}$$

$$Cr_2O_3 + H_2O \longrightarrow Cr(OH)_3 \text{ hidróxido de cromo (III)}$$

— Hidróxidos de hierro: similar a lo que ocurre con el cromo, tenemos:

$$FeO + H_2O \longrightarrow Fe(OH)_2 \text{ hidróxido ferroso}$$

$$Fe_2O_3 + H_2O \longrightarrow Fe(OH)_3 \text{ hidróxido férrico}$$

Las bases son importantes para la industria puesto que son reactivos indispensables en la fabricación de jabones, detergentes y cosméticos.

1.3.3 Función ácido

Los ácidos son sustancias que se caracterizan por liberar iones H^+, cuando se encuentran en solución acuosa. Además, presentan sabor agrio (figura 12). Existen dos clases de ácidos inorgánicos:

- **Ácidos hidrácidos**: son compuestos binarios que contienen solamente hidrógeno y un no-metal, en estado gaseoso se nombran como haluros. En solución acuosa se comportan como ácidos y para nombrarlos se antepone la palabra **ácido** seguida de la raíz del elemento con la terminación **hídrico** (figura 13). Veamos algunos ejemplos:
  — $F_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)}$ fluoruro de hidrógeno
  — $HF_{(ac)}$ se llama **ácido** fluor**hídrico**

El hidrógeno trabaja con número de oxidación positivo +1, en estos ácidos el no metal debe tener número de oxidación negativo. Ejemplo $H^{+1}Cl^{-1}$.

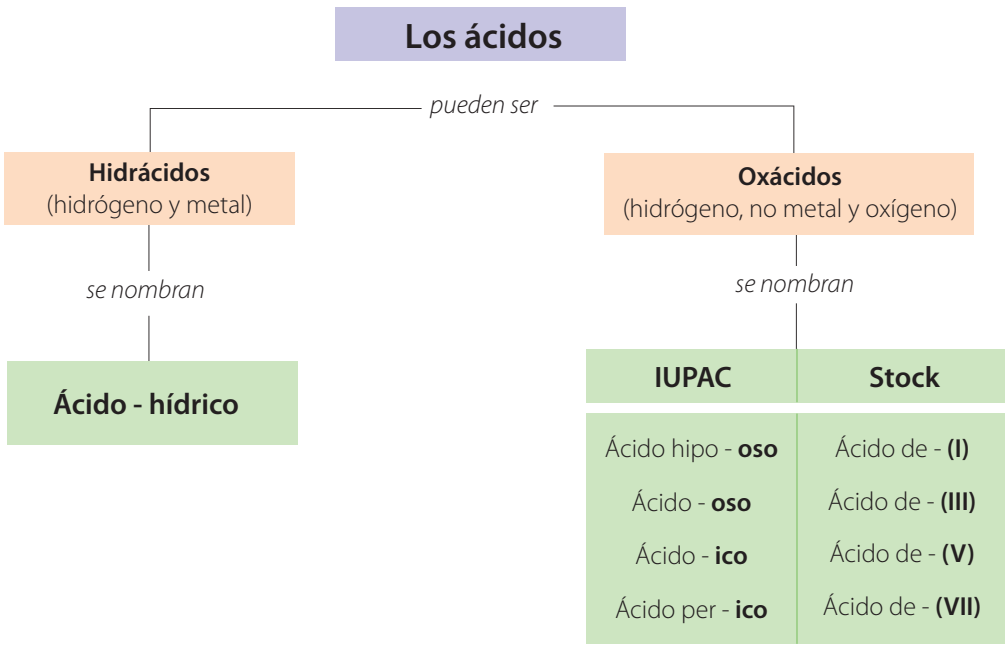


Figura 13. Cuadro resumen de la nomenclatura de ácidos.

- **Ácidos oxácidos**: son compuestos ternarios que contienen hidrógeno, oxígeno y un no-metal en su molécula. Se obtienen de la reacción entre un óxido ácido, es decir, formado por un no-metal y el agua. En la fórmula se coloca en primer lugar el hidrógeno, luego el no-metal y por último el oxígeno. En la nomenclatura de los ácidos oxácidos se utilizan los mismos prefijos y sufijos empleados con los óxidos. Veamos.

  — Del óxido nítrico: $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_6 \longrightarrow 2HNO_3$
  Ácido de nitrógeno (V)

  — Del óxido hipocloroso: $Cl_2O + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_2 \longrightarrow 2HClO$
  Ácido de cloro (I)

  — Del óxido carbónico: $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$ *Ácido de carbono (IV)*

  — Del óxido sulfúrico: $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ *Ácido de azufre (VI)*

  Cuando reaccionan el óxido bórico, el óxido hipofosforoso, el óxido fosforoso y el óxido fosfórico con el agua, se obtienen varios ácidos dependiendo del número de moléculas de agua que se añadan al óxido.

  Sin embargo, la forma más estable de los ácidos obtenidos, corresponde a la reacción del óxido con tres moléculas de agua:

  — Del óxido fosforoso: $P_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow H_6P_2O_6 \longrightarrow H_3PO_3$
  Ácido de fósforo (III)

  — Del óxido fosfórico: $P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow H_6P_2O_8 \longrightarrow H_3PO_4$
  Ácido de fósforo (V)

1.3.4 Función sal

Las sales se definen como las sustancias resultantes de la reacción entre los ácidos y las bases. También pueden resultar de combinaciones entre un metal y un no-metal, con el oxígeno.

Las sales son compuestos binarios, ternarios o cuaternarios, que resultan de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica, las cuales provienen del ácido y la base involucradas. El catión es, por lo general, un ion metálico, aunque también existen sales de iones como el amonio (NH_4^{1+}). El anión proviene normalmente del ácido. En consecuencia, puede ser un anión simple o monoatómico (Cl^{1-}, S^{2-}, etc.) o un ion poliatómico (SO_4^{2-}, NO_3^{1-}, ClO^{1-}, etc.). Por ejemplo: el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio reaccionan para formar el cloruro de sodio o sal común, según la ecuación:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Ácido clorhídrico — *Hidróxido de sodio* — *Cloruro de sodio* — *Agua*

Para nombrar las sales es necesario saber qué catión y qué anión intervienen en su formación. Veamos.

- **Los cationes**: reciben el nombre del elemento del cual provienen (figura 14). Por ejemplo, el ion sodio es Na^{1+} y el ion aluminio es Al^{3+}. Si se trata de un metal, con capacidad para formar dos iones, éstos se distinguen por las terminaciones **oso**, para el menor, e **ico**, para el mayor. Si se usa el sistema stock, la valencia del metal se indica entre paréntesis. Por ejemplo:

  — Fe^{2+} es el ion ferroso o hierro (II).

  — Fe^{3+} es el ion férrico o hierro (III).

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
NH_4^+	Amonio	Pd^{2+}	Paladio (II) o paladioso
Ag^+	Plata	Cu^{2+}	Cobre (II) o cúprico
Cu^{1+}	Cobre (I) o cuproso	Hg^{2+}	Mercurio (II) o mercúrico
Hg^{1+}	Mercurio (I) o mercurioso	Au^{3+}	Oro (II) o áurico
Au^{1+}	Oro (I) o auroso	Fe^{3+}	Hierro (III) o férrico
Fe^{2+}	Hierro (II) o ferroso	Ni^{3+}	Níquel (III) o niquélico
Ni^{2+}	Níquel (II) o niqueloso	Co^{3+}	Cobalto (III) o cobáltico
Co^{2+}	Cobalto (II) o cobaltoso	Sn^{3+}	Estaño (III) o estánnico
Sn^{2+}	Estaño (II) o estannoso	Pb^{4+}	Plomo (IV) o plúmbico
Pb^{2+}	Plomo (II) o plumboso	Pt^{4+}	Platino (IV) o platínico
Pt^{2+}	Platino (II) o platinoso	Pd^{4+}	Paladio (IV) o palúdico

Figura 14. Cationes más comunes.

Símbolo	Nombre
F^-	Fluoruro
Cl^-	Cloruro
Br^-	Bromuro
I^-	Yoduro
S^{2-}	Sulfuro
CN^-	Cianuro
ClO^-	Hipoclorito
ClO_2^-	Clorito
ClO_3^-	Clorato
ClO_4^-	Perclorato
MnO_4^-	Permanganato
HCO_3^-	Bicarbonato
NO_2^-	Nitrito
NO_3^-	Nitrato
SO_3^{2-}	Sulfito
SO_4^{2-}	Sulfato
CO_2^{2-}	Carbonito
CO_3^{2-}	Carbonato
PO_3^{3-}	Fosfito
PO_4^{3-}	Fosfato
CrO_4^{2-}	Cromato
$Cr_2O_7^{2-}$	Bicromato

Figura 15. Aniones más comunes.

- **Los aniones**: cuando los ácidos se encuentran en solución acuosa, se disocian o separan, en iones con carga positiva y negativa, en razón a la fuerte atracción que ejercen las moléculas del agua sobre las del ácido.

  Como vimos, los ácidos se caracterizan porque siempre presentan hidrógeno, así, al disociarse, se forman iones H^+, además de iones negativos, cuya composición depende de los demás elementos presentes.

  Por ejemplo:

  — $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

  — $HNO_3 \longrightarrow H^{1+} + NO_3^{1-}$

  — $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^{1+} + SO_4^{2-}$

  Para nombrar los aniones se considera el nombre del ácido del cual provienen (figura 15) y se procede de la siguiente manera:

  Si el ácido termina en **hídrico**, el anión terminará en **uro**.

  Si el ácido termina en **oso**, el anión terminará en **ito**.

  Si el ácido termina en **ico**, el anión terminará en **ato** (figura 16).

  Para los ejemplos anteriores tenemos:

  — Del ácido clor**hídrico**, según la reacción $HCl \rightleftharpoons H^{1+} + Cl^{1-}$, se obtiene el anión clor**uro**.

  — Del ácido nítr**ico**, $HNO_3 \rightleftharpoons H^{1+} + NO_3^{1-}$, se obtiene el anión nitr**ato**.

  — Del ácido sulfur**ico**, $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^{1+}\ SO_4^{2-}$, se forma el anión sulf**ato**.

  — Del ácido carbón**ico**, $H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^{1+} + CO_3^{2-}$, se forma el anión carbon**ato**.

Sales neutras, ácidas, básicas y dobles

- **Sales neutras**. Son las sales que hemos estudiado hasta ahora. Al formarse, todos los hidrógenos del ácido y todos los hidroxilos de la base reaccionan completamente, hasta neutralizarse.

- **Sales ácidas**. Los ácidos que contienen más de un hidrógeno en sus moléculas pueden dar origen a más de un anión. Por ejemplo, el ácido carbónico, H_2CO_3, da origen a los iones CO_3^{2-} y HCO_3^{2-}. Este último es un **anión hidrogenado** y tiene carácter ácido, puesto que está en capacidad de suministrar iones H^+. Cuando estos aniones se unen con un catión, forman sales, conocidas como **sales ácidas**.

  La nomenclatura de los aniones hidrogenados es similar a la empleada para otros aniones, solo que se especifica el número de hidrógenos presentes.

  Para el ejemplo anterior, el HCO_3^-, se llama anión hidrogenocarbonato o carbonato ácido. Otros ejemplos son el HSO_4^{1-}, llamado hidrogenosulfato o sulfato ácido, el HPO_4^{2-}, denominado hidrógeno fosfato o fosfato monoácido y el $H_2PO_4^{1-}$ conocido como dihidrógeno fosfato o fosfato diácido.

 © Santillana

La nomenclatura de las sales ácidas se realiza de la misma manera que para las sales neutras, con el nombre del anión hidrogenado. También se acostumbra colocar a las sales ácidas provenientes de ácidos de dos hidrógenos el prefijo **bi** para indicar la presencia del hidrógeno, aunque, el prefijo bi, en este caso, no quiere decir dos.

En algunos casos se nombra como la sal neutra, indicando que se trata de una sal ácida. Por ejemplo: el $NaHCO_3$ es el hidrogenocarbonato de sodio o bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio y el KH_2PO_4 es el dihidrogenofosfato de potasio o fosfato diácido de potasio.

— **Sales básicas**. Se forman cuando la base de la cual provienen contiene más de un OH^-, dando origen a cationes que aún contienen iones OH^-. Para nombrarlas, se procede de igual manera que para las sales neutras, colocando la palabra "básico" o "dibásico" al nombre, según si contiene uno o dos OH^-. Por ejemplo: el $Ca(OH)Cl$ es el cloruro básico de calcio, el $AlOH(NO_3)_2$ es el nitrato básico de aluminio y el $Al(OH)_2NO_2$ es el nitrito dibásico de aluminio.

— **Sales dobles**. Son las que se obtienen cuando un ácido reacciona con dos bases de diferentes metales. Por ejemplo:

$$H_2SO_4 + NaOH + KOH \longrightarrow KNaSO_4$$

(sulfato de potasio y sodio)

$$H_3PO_3 + Ca(OH)_2 + NaOH \longrightarrow CaNaPO_3$$

(fosfito de sodio y calcio)

La mayor parte de las sales conocidas son sales neutras, es decir, no contienen átomos de hidrógeno unidos al anión ni iones hidróxido.

En el cuadro de la figura 17 se resumen las principales características de los diferentes tipos de sales.

Nombre del ácido	Nombre de la sal
_____hídrico	_____uro
Hipo_____oso	Hipo_____ito
_____oso	_____ito
_____ico	_____ato
Per_____ico	Per_____ato

Figura 16. Nomenclatura de las sales oxácidas. Se deriva del ácido que las produzca.

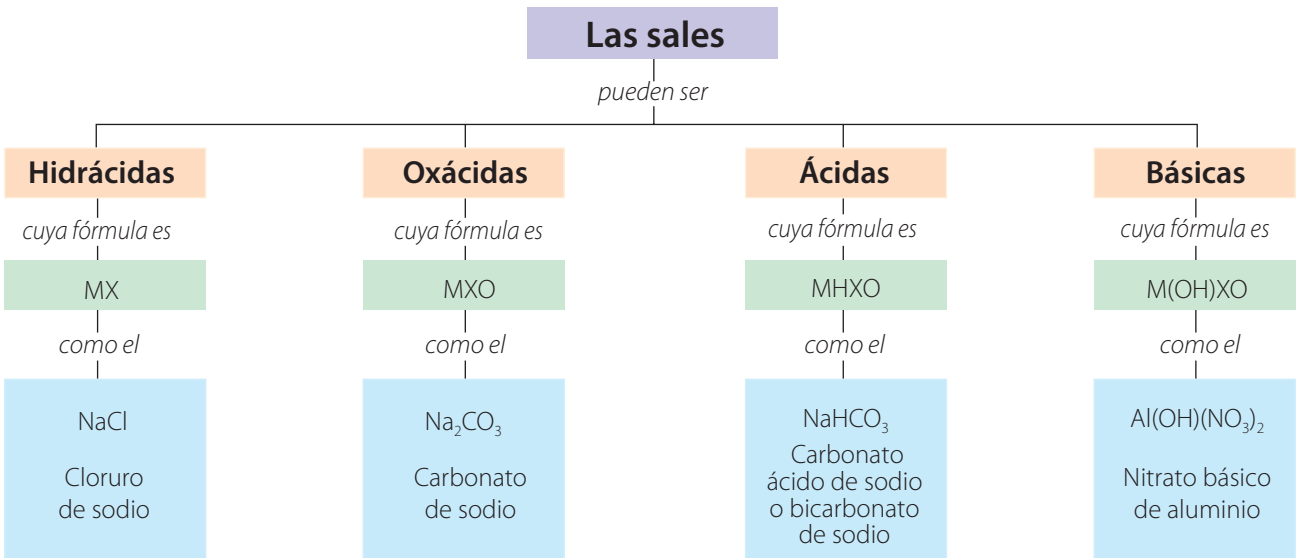


Figura 17. Cuadro resumen de la nomenclatura de sales.



Figura 18. Fábrica de amoniaco, un hidruro de gran importancia industrial.

1.3.5 Función hidruro

Los **hidruros** son compuestos binarios formados por hidrógeno y cualquier otro elemento menos electronegativo que el hidrógeno. Los hidruros son una excepción, en la cual el hidrógeno actúa con número de oxidación 1−.

Responden a la fórmula $\mathbf{EH_x}$, donde **E** es el símbolo del elemento que se combina con el hidrógeno (H) y **x** es el número de oxidación con el que actúa dicho elemento. Algunos ejemplos de hidruros son: NaH, CaH_2, NH_3 y SiH_4.

Los hidruros se nombran como **hidruro de**…, indicando a continuación el nombre del elemento que acompaña al hidrógeno. De este modo, NaH es el hidruro de sodio y CaH_2 es el hidruro de calcio.

En algunos casos, especialmente cuando se trata de hidruros de elementos no-metálicos, como el $N^{3-}H_3^{1+}$, se acostumbra llamarlos con nombres comunes. Por ejemplo, el trihidruro de nitrógeno es más conocido como amoniaco, el PH_3 es la fosfamina y el AsH_3 es la arsina (figura 18).

1.3.6 Peróxidos y fluoruros

En ocasiones, el oxígeno puede presentar estado de oxidación −1. Los compuestos donde ocurre esto se llaman **peróxidos** y responden a la fórmula **M—O—O—M**, donde **M** es un metal. Se caracterizan por presentar el enlace **O—O**, porque se descomponen en agua y muestran un alto poder oxidante. Por ejemplo: Na_2O_2 es el peróxido de sodio y BaO_2 es el peróxido de bario (figura 19).

Aunque en la mayoría de sus compuestos el oxígeno presenta estado de oxidación de 2−, recibiendo 2 electrones, en presencia de elementos altamente electronegativos, actúa con número de oxidación positivo, entregando electrones. Por ejemplo, en los fluoruros de oxígeno O_2F_2 y OF_2, el oxígeno presenta números de oxidación 1+ y 2+, respectivamente.

1.4 Radicales



Figura 19. El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada es muy empleado como antiséptico y decolorante.

Reciben este nombre los **átomos o grupos de átomos no cargados eléctricamente**. Se presentan en un gran número de compuestos, son muy reactivos, confiriéndole a los compuestos propiedades características. Normalmente no existen en estado libre.

Se originan por rompimiento simétrico (homolítico) de una molécula.

En forma general el proceso se representa así:

$$A:B \longrightarrow A\,\dot{}\,\dot{}\,B \longrightarrow A\cdot \;+\; B\cdot$$

Rompimiento homolítico — *Radical 1* — *Radical 2*

Se representan con los símbolos respectivos a los elementos involucrados, añadiendo un punto para indicar que son radicales y se nombran adicionando el sufijo **ilo**. Por ejemplo:

CO· Radical carbonilo, presente en compuestos como el cloruro de carbonilo (COCl).

OH· Radical hidroxilo, presente en compuestos como el etanol (C_2H_5OH).

SO· Radical tionilo, presente en compuestos como el bromuro de tionilo ($SOBr_2$).

PO· Radical fosforilo, presente en compuestos como el nitruro de fosforilo (PON).

 © Santillana

Interpreta

1 El número de oxidación de un elemento se refiere a la carga que posee un átomo cuando se encuentra como ion. Establece el número de oxidación del azufre, S, en los siguientes compuestos:

a) H_2S

b) Na_2SO_4

c) $CaSO_3$

d) CaS

e) $KHSO_3$

2 Identifica la función química a la que pertenece cada una de las siguientes sustancias:

a) Óxido mercúrico

b) Ácido fluorhídrico

c) Hidróxido de níquel (II)

d) Sulfato de bario

e) Ácido bórico

f) Carbonato de sodio

3 Indica cuáles de los siguientes óxidos son óxidos ácidos. Justifica tu respuesta.

a) CO

b) Fe_2O_3

c) BeO

d) N_2O_5

e) P_2O_3

f) Cl_2O_7

4 Completa la información de la siguiente tabla relacionada con la clasificación de los compuestos inorgánicos:

Función	Grupo funcional
Óxidos	
Ácidos oxácidos	
Ácidos hidrácidos	
Hidróxidos o bases	
Sales neutras	
Sales ácidas	
Sales básicas	
Hidruros	
Peróxidos	

Argumenta

5 En el laboratorio encuentras dos frascos con las siguientes etiquetas:



¿Se trata de la misma sustancia? Explica tu respuesta.

6 Los abonos químicos, como el nitrato de amonio, NH_4NO_3, se utilizan para mejorar el rendimiento de algunos cultivos. Plantea la reacción para la obtención de este compuesto. ¿Qué clase de sustancia es? Explica tu respuesta.

7 El lenguaje propio de la química denominado *nomenclatura*, permite comunicarse de una manera muy específica. Según el siguiente texto: "la lluvia ácida se forma, porque los óxidos del nitrógeno, de azufre y de carbono producen, con la humedad del aire, ácido nítrico, ácido carbónico y ácido sulfúrico"…

a) ¿Qué clase de sustancias se forman en este proceso? Justifica tu respuesta.

b) ¿Qué reacciones se llevan a cabo?

c) ¿Qué similitudes en cuanto a la composición química presentan los óxidos de los elementos mencionados?

d) ¿Qué similitudes en cuanto a la composición química presenta los ácidos mencionados?

Propone

8 Algunas sustancias utilizadas como combustibles en centrales térmicas, fábricas de automóviles y otras industrias contienen azufre. El azufre, por la acción del oxígeno atmosférico en las combustiones, se transforma en trióxido de azufre y este, con el vapor de agua de la atmósfera, en ácido sulfúrico.

a) ¿Cuál es la secuencia de las reacciones para producir el ácido sulfúrico?

b) ¿Qué clase de ácido es este?

c) ¿Qué otros ácidos puede formar el azufre?

9 Existen diversos sistemas para nombrar los compuestos: *stock*, *común* y *sistemática*. Diseña otro sistema mediante el cual se puedan nombrar las sustancias químicas. ¿Podrán otras personas entender este nuevo lenguaje?



Figura 20. El zinc en virutas (izquierda) y en polvo (derecha) y el ácido clorhídrico (reactivos) reaccionan para formar cloruro de zinc (producto).

2. Reacciones y ecuaciones químicas

Los cambios químicos que observamos en la materia se relacionan siempre con reacciones químicas. En este capítulo veremos los diferentes tipos de reacciones químicas que se pueden presentar en la naturaleza, así como la manera de representarlas por medio de ecuaciones químicas.

2.1 Representación de los fenómenos químicos

Una **reacción química** es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias llamadas **productos** (figura 20). Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**, en las cuales se emplean diversidad de símbolos para indicar los procesos y sustancias involucrados.

Toda ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha, que indica el sentido de la reacción. Las fórmulas correspondientes a los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha, mientras que las fórmulas de los productos se escriben a la derecha. La flecha se interpreta como "se convierte(n) en…".

$$\text{Reactivos} \xrightarrow{\textit{se convierten en}} \text{Productos}$$

Si hay más de un reactivo o se forma más de un producto, las fórmulas de cada miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición. Por ejemplo,

$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + E$$

Propano + oxígeno produce gas carbónico + agua + energía

En algunas ocasiones es necesario especificar en la ecuación el estado de agregación en el que se encuentran tanto los reactivos como los productos. Así, si se trata de un gas se usa (g), un líquido (l), un sólido (s), una solución (sol) y una disolución acuosa (ac). Por ejemplo,

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

El número que va antes de la fórmula química se llama **coeficiente estequiométrico**, y nos indica el número de moles de ese elemento o compuesto que intervienen en la reacción. En la reacción anterior, 1 mol de zinc, sólido, reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico, en solución acuosa, para producir 1 mol de cloruro de zinc, en solución, y 1 mol de hidrógeno, gaseoso.

Frecuentemente es necesario especificar que ha ocurrido un cambio de estado, para lo cual se emplean flechas. Así, una flecha hacia arriba (↑) junto al elemento o al compuesto, indica desprendimiento de gas, una flecha hacia abajo (↓) simboliza formación de un precipitado. Por ejemplo,

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + \uparrow O_2$$

$$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNO_3\downarrow$$

EJERCICIO

Indica cuáles de los siguientes cambios son reacciones químicas. Explica tu respuesta.

- Se evapora agua.
- Un trozo de hierro se oxida.
- Se disuelve azúcar en agua.
- Se comprime el gas que hay dentro de una jeringa.

2.2 Clases de reacciones químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar desde varios puntos de vista.

- Teniendo en cuenta los **procesos químicos ocurridos**, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de desplazamiento, doble descomposición, óxido-reducción y neutralización.
- Teniendo en cuenta **el sentido en el que se lleva a cabo** una reacción, se clasifican en reacciones reversibles o irreversibles.
- Teniendo en cuenta los **cambios energéticos producidos**, se clasifican en exotérmicas o endotérmicas.



Figura 21. Reacción de $HCl_{(g)}$ y $NH_{3(g)}$ para formar $NH_4Cl_{(s)}$.

2.2.1 Reacciones de composición o de síntesis

Son las reacciones en las cuales dos o más sustancias se combinan para formar una sustancia nueva, como se observa en los siguientes ejemplos.

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$
$$HCl_{(g)} + NH_{3(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)} \quad \text{(figura 21)}$$
$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

2.2.2 Reacciones de descomposición o de disociación térmica

En estas reacciones los reactivos o reactantes se dividen en sustancias más sencillas, con lo cual el número de moléculas presentes en los productos es mayor que el número de moléculas en los reactivos. Así ocurre en la descomposición térmica del clorato de potasio, según la siguiente reacción:

$$2KClO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

Otros ejemplos son:

$$CaCO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$
$$2Cu(NO_3)_{2(s)} + \text{calor} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2CuO_{(s)}$$

2.2.3 Reacciones de sustitución o de desplazamiento

Son aquellas en las cuales una sustancia simple reacciona con una más completa, desplazando o sustituyendo a uno de sus componentes. En la siguiente reacción:

$$2HCl_{(g)} + Zn_{(s)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)},$$

se observa cómo el zinc desplaza al hidrógeno del ácido clorhídrico, produciéndose cloruro de zinc e hidrógeno gaseoso (figura 22).

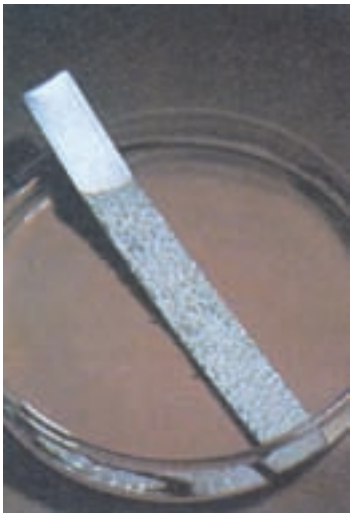


Figura 22. Reacción de desplazamiento del zinc metálico y el ácido clorhídrico. El hidrógeno gaseoso que se forma en la reacción burbujea en la superficie del zinc metálico introducido en el ácido.

2.2.4 Reacciones de doble descomposición

Se presentan cuando las sustancias reaccionantes se disocian en solución acuosa, dando lugar a pares de iones, los cuales a su vez, reaccionan entre sí para formar sustancias nuevas, más estables.

Veamos la siguiente reacción:

$$2NaCl_{(ac)} + CaSO_{4(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)}$$

En este proceso ocurren simultáneamente dos reacciones:

a) $NaCl_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$, y

b) $CaSO_{4(ac)} \longrightarrow Ca^{2+}{}_{(ac)}{}^{+} + SO_{4(ac)}$

Luego, se realiza el intercambio de especies, resultando las especies señaladas en la primera ecuación.



Figura 23. La reacción de una lámina de zinc en una disolución de sulfato de cobre es un ejemplo de reacción de óxido-reducción.

2.2.5 Reacciones de oxidación-reducción (redox)

Las reacciones de oxidación–reducción se pueden considerar como la suma de dos procesos independientes de oxidación y reducción. La **oxidación** es el proceso por el cual una especie química **pierde electrones**, como resultado su número de oxidación se hace más positivo. Por el contrario, la **reducción** es el proceso mediante el cual una especie química **gana electrones**, con lo cual el número de oxidación de los átomos o grupos de átomos involucrados se hace más negativo. La oxidación y la reducción son procesos simultáneos, que denominamos conjuntamente procesos **redox**.

Para ilustrar estos conceptos veamos el siguiente ejemplo. Cuando se introduce una lámina de zinc en una disolución concentrada de sulfato de cobre (II), se observa que, pasados unos minutos, la lámina se recubre de una capa delgada de cobre (figura 23). La ecuación química que describe lo ocurrido es:

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4(sol)} \longrightarrow Cu_{(s)} + ZnSO_{4(sol)}$$

Tanto el sulfato de cobre (II) como el sulfato de zinc son compuestos iónicos que, al estar en solución acuosa, se disocian formando iones:

$$CuSO_{4(sol)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + SO^{2-}_{4(ac)}$$
$$ZnSO_{4(sol)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + SOO^{2-}_{4(ac)}$$

Teniendo en cuenta este hecho, podemos escribir la anterior ecuación partiendo de los iones, como sigue:

$$Zn + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Cu + Zn^{2+} + SO_4^{2-}$$

Zn + *Sulfato de cobre (II)* $\qquad$ Cu + *Sulfato de zinc*

Como el ion sulfato aparece en ambos miembros de la ecuación, esta se puede escribir de manera más sencilla así:

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$$

Esta ecuación nos indica que durante la reacción, el átomo de zinc, eléctricamente neutro, se ha transformado en un ion Zn^{2+}, para lo cual ha tenido que ceder dos electrones. En otras palabras, ha experimentado un proceso de oxidación. Por el contrario, el ion Cu^{2+} se ha transformado en un átomo de cobre eléctricamente neutro, para lo cual ha tenido que ganar dos electrones, es decir, ha experimentado un proceso de reducción.

$$Zn^0 \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$$
$$Cu^{2+} + 2^{e-} \longrightarrow Cu^0$$



Figura 24. Una aplicación común de la reacción ácido-base se presenta en los medicamentos que eliminan los ácidos estomacales, por medio de la neutralización de éstos por parte de un compuesto básico.

2.2.6 Reacciones de neutralización

Son reacciones entre ácidos y bases, en las cuales se produce una sal y agua (figura 24). El ejemplo típico de este tipo de reacciones es la interacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH) para producir cloruro de sodio y agua, como se muestra en la siguiente reacción:

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O$$

Otros ejemplos son:

$$H_2SO_{4(ac)} + 2KOH_{(ac)} \longrightarrow K_2SO_{4(ac)} + 2H_2O$$

Ácido sulfúrico + *Hidróxido de potasio* $\quad$ *Sulfato de potasio* + *Agua*

$$HNO_{3(ac)} + AgOH_{(ac)} \longrightarrow AgNO_{3(ac)} + H_2O$$

Ácido nítrico $\quad$ *Hidróxido de plata* $\quad$ *Nitrato de plata* $\quad$ *Agua*

 © Santillana

2.2.7 Reacciones reversibles

Son aquellas reacciones que se realizan simultáneamente en los dos sentidos. Es decir, a medida que se forman los productos, estos reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos (figura 25). Con ello, se crea una situación de **equilibrio químico** en la cual el flujo de sustancia en ambos sentidos es similar. Este tipo de reacciones se representa con dos medias flechas, que separan los reactivos de los productos. Por ejemplo:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$$

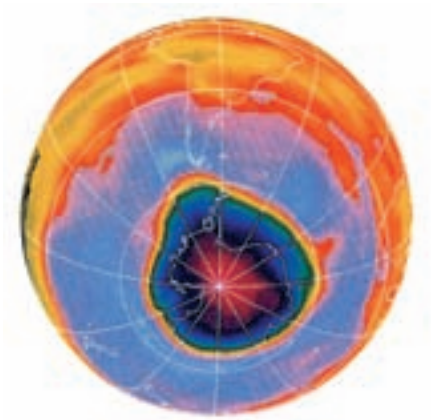


Figura 25. Un ejemplo de reacción reversible se presenta durante la formación de la capa de ozono que protege la tierra de la intensidad de los rayos UV del sol.

2.2.8 Reacciones irreversibles

En este caso, los reactivos reaccionan completamente para convertirse en los productos, sin la posibilidad de que estos originen nuevamente los reactivos (figura 7). La reacción se termina cuando se agota al menos uno de los reactivos. Ejemplo:

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

En estas reacciones los reactivos se encuentran separados de los productos por una flecha que nos indica que el sentido en que se desplaza la reacción es único.

2.3 Balanceo de ecuaciones

El químico francés **Lavoisier**, empleando sistemáticamente la balanza comprobó que la cantidad de materia que interviene en una reacción química permanece constante, antes, durante y después de producida la transformación. Esto quiere decir que en un sistema en reacción, la *suma de las masas de las sustancias que intervienen como reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos*. Este enunciado se conoce como la **ley de la conservación de la masa**.

Cómo se balancea una ecuación

Para balancear o equilibrar una ecuación es necesario colocar coeficientes numéricos que antecedan a las fórmulas correspondientes a los reactivos y productos involucrados, de tal manera que al hacer el conteo de los átomos, este número sea igual a ambos lados de la ecuación (figura 26). Por ejemplo, se tiene la reacción,

$$HgO(s) \longrightarrow Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$

a partir de la cual se establece la siguiente relación de masas:

Peso atómico del Hg: 200,5 g

Peso molecular O_2: $2 \cdot 16\ g = 32\ g$

Peso molecular del reactante, HgO: $200,5\ g + 16\ g = 216,5\ g$

Peso de los productos: $200,5\ g + 32,0\ g = 232,5\ g$

Como se puede observar, la masa al inicio de la reacción es de 200,5 g, y al final es de 232,5 g. Esto indica que la ecuación no está balanceada. Luego, para tener el mismo número de átomos de cada clase a ambos lados de la ecuación, debemos tener dos moléculas de HgO y dos átomos de mercurio (Hg). De ahí que la ecuación correcta sea:

$$2HgO_{(s)} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$



Figura 26. Los fuegos artificiales son un ejemplo de reacción irreversible, pues una vez que la pólvora se ha quemado, no es posible revertir el proceso.

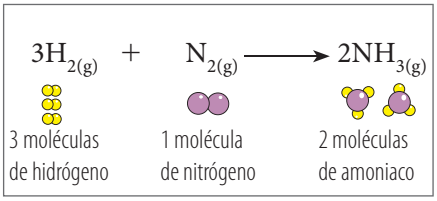


Figura 27. Aun cuando en las reacciones químicas se pueden producir efectos sorprendentes, la ley de la conservación de la masa siempre se cumple.

2.4 Métodos para balancear ecuaciones

Existen varios métodos para llegar a este resultado. Veamos.

2.4.1 Método de inspección simple o de tanteo

Para ilustrar paso a paso el procedimiento a seguir, analizaremos la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio, con producción de óxido de calcio y agua.

Paso 1. Plantear la ecuación para los reactivos y productos:

$$HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

Paso 2. Comprobar si la ecuación química está balanceada. Para ello se verifica si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos. En nuestro ejemplo tenemos:

- Reactivos: 3 átomos de H, 1 átomo de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
- Productos: 2 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 1 átomo de O.

Vemos que la ecuación química no está balanceada.

Paso 3. Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos. Como existen dos átomos de cloro en los productos y solo uno en los reactivos, se coloca un dos como coeficiente del HCl. Ahora, hay cuatro átomos de hidrógeno en los reactivos y solo dos en los productos, por lo que es necesario colocar un dos delante de la molécula de agua. Con estos coeficientes la ecuación queda:

$$2HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

Es importante tener presente que por ningún motivo se pueden variar los valores de los subíndices en las fórmulas, pues de lo contrario estaríamos alterando la constitución química de las sustancias y por consiguiente,

los materiales involucrados en la reacción perderían su identidad. Observa que para balancear los átomos de H se coloca un dos delante de la molécula de agua: $2H_2O$, y no H_4O_2.

Paso 4. Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada (figura 27). Para ello se comprueba si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos, de forma similar a como se procedió en el paso 2.

- Reactivos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
- Productos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.

Paso 5. Escribir la ecuación química balanceada:

$$2HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

EJEMPLOS

Balancear la siguiente ecuación por simple inspección:

$KClO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow KCl + O_{2(g)}$

Primero colocamos coeficientes antes de $KClO_3$, KCl y O_2, así:

$2KClO_3 + \text{calor} \longrightarrow 2KCl + 3O_2$

Luego contamos los átomos y observamos que la ecuación está equilibrada.

2.4.2 Balanceo de ecuaciones por óxido-reducción

Como ya vimos, en las reacciones de óxido-reducción, hay pérdida o ganancia de electrones. En consecuencia, los conceptos de oxidación y de reducción pueden expresarse en función del cambio del número de oxidación. Se considera que un elemento se **oxida** cuando aumenta su estado de oxidación, o sea, hay una pérdida de electrones, mientras que en la **reducción** hay una disminución en el estado de oxidación, luego hay ganancia de electrones (figura 28).

 © Santillana

Desde el punto de vista de transferencia de electrones, un agente oxidante es aquel que es capaz de captar electrones, provocando la **oxidación** de una sustancia, mientras que un agente reductor es aquel que es capaz de ceder electrones, provocando que otras especies se **reduzcan** (figura 29). Así, en la reacción:

$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$, que expresada más detalladamente es:

$$Fe_2^{3+}O_3^{2-} + C^{2+}O^{2-} \longrightarrow Fe^0 + C^{4+}O_2^{2-}$$

Se observan los siguientes cambios en los números de oxidación de los elementos involucrados:

$$Fe^{3+} + 3e^- \longrightarrow Fe^0, \text{ es decir, se redujo}$$

$$C^{2+} - 2e^- \longrightarrow C^{4+}, \text{ es decir, se oxidó.}$$

El Fe_2O_3 actuó como agente oxidante, mientras que el CO fue el agente reductor.

Para balancear una ecuación química por el método de óxido-reducción seguimos los siguientes pasos:

Paso 1. Determinar el número de oxidación para cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos. Analicemos la siguiente reacción, encima de la cual hemos escrito los números de oxidación correspondientes:

$$H^{1+}N^{5+}O_3^{2-} + H_2^{1+}S^{2-} \longrightarrow N^{2+}O^{2-} + S^0 + H_2^{1+}O^{2-}$$

Paso 2. Observar cuáles fueron los elementos que experimentaron cambios en su estado de oxidación y con ellos plantear semirreacciones. Según el ejemplo anterior, estas son:

$$N^{5+} + 3e^- \longrightarrow N^{2+}, \text{ se redujo (1)}$$

$$S^{2-} \longrightarrow S^0 + 2e^-, \text{ se oxidó (2)}$$

Paso 3. Igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados. Para ello, se multiplica la ecuación (1) por el número de electrones perdidos en la ecuación (2), y la ecuación (2) por el número de electrones ganados en la ecuación (1). Veamos:

$$2(N^{5+} + 3e^- \longrightarrow N^{2+})$$

$$3(S^{2-} \longrightarrow S^0 + 2s^-)$$

Estos números no solo sirven para igualar los electrones sino como coeficientes en la ecuación balanceada. Por lo tanto, el coeficiente del HNO_3 y del NO será dos y el de H_2S y S será tres. De donde obtenemos la ecuación:

$$2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 2NO + 3S$$

Paso 4. Verificar los coeficientes para las especies no contempladas en el paso anterior, es decir, H y O. En caso de estar desbalanceados, se procede según el método de tanteo explicado antes. Así, vemos que en la parte izquierda hay ocho átomos de hidrógeno, por lo que deberán formarse igualmente cuatro moléculas de agua en el lado derecho.

La ecuación final será:

$$2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 2NO + 3S + 4H_2O$$

Por último, se observa si es posible simplificar los coeficientes para las diferentes especies presentes.

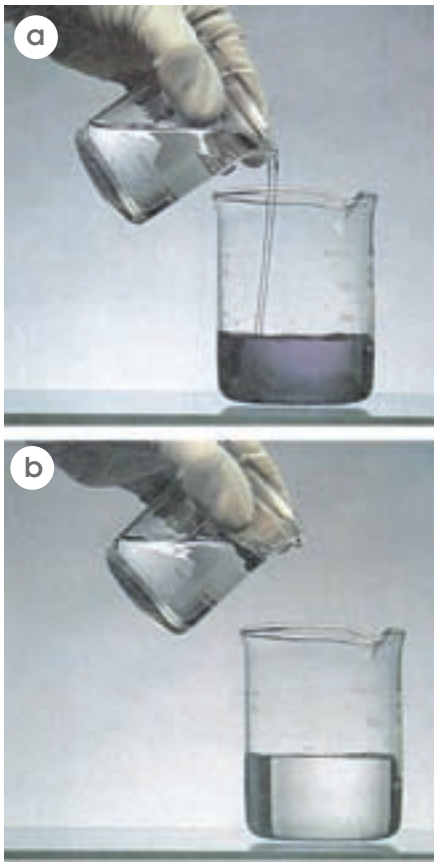


Figura 28. Al adicionar una solución de peróxido de hidrógeno a una solución ácida de permanganato de potasio a), desaparece el color púrpura del permanganato de potasio al ser reducido el ion permanganato a ion manganeso b).

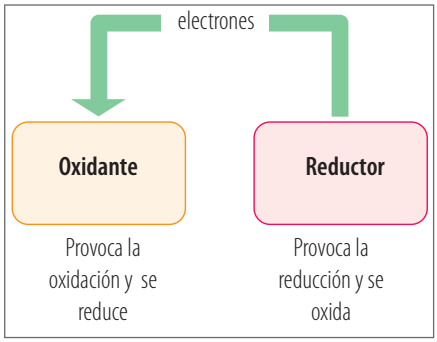


Figura 29. Interpretación electrónica de las reacciones redox.

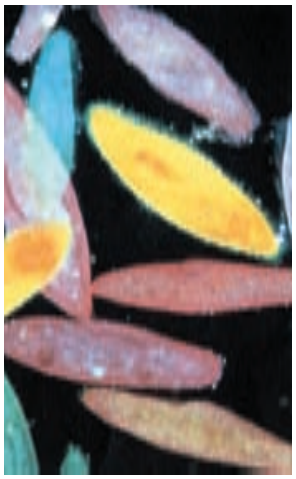


Figura 30. En los seres vivos unicelulares se realizan procesos de oxidación y reducción.

2.4.3 Balanceo de ecuaciones por el método del ion-electrón

Este método es utilizado particularmente para hallar los coeficientes en una ecuación redox (figura 30). Para balancear una reacción por este método se procede así:

Paso 1. Escribir una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que hayan experimentado cambios en su estado de oxidación.

Paso 2. Escribir semirreacciones para el agente oxidante y el agente reductor.

Paso 3. Igualar cada semirreacción en cuanto al número de átomos de cada elemento. Si se trata de soluciones ácidas o neutras, se añade H_2O y H^+ para balancear el oxígeno y el hidrógeno. Por cada átomo de oxígeno que se encuentra en exceso, en un lado de la ecuación, se agrega una molécula de H_2O en el otro lado. De la misma forma, se añaden iones H^+ para igualar los átomos de hidrógeno. Si la solución es básica, por cada oxígeno en exceso en un lado de la ecuación se añade una molécula de H_2O en el mismo lado y $2OH^-$ en el otro lado.

Paso 4. Igualar cada semirreacción en cuanto al número de cargas añadiendo electrones en el primer o segundo miembro de la ecuación.

Paso 5. Igualar la pérdida y ganancia de electrones en ambos lados, multiplicando cada semirreacción por los mínimos coeficientes.

Paso 6. Sumar las dos semirreacciones y simplificar todos los términos comunes en ambos lados de la ecuación resultante.

Paso 7. Simplificar los coeficientes, en caso de ser posible.

EJEMPLOS

Se tiene la ecuación:

$H_2SO_3 + MnO_4^- \longrightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+}$, en medio ácido.

De acuerdo con el paso 2 se escriben las dos semirreacciones:

$\overset{4+}{H_2SO_3} \longrightarrow \overset{6+}{SO_4^{2-}}$ $\qquad$ $\overset{7+}{MnO_4^-} \longrightarrow Mn^{2+}$

El agente oxidante es el ion MnO_4^- porque contiene el Mn que se reduce al cambiar su estado de oxidación de 7+ a 2+.

El agente reductor es el H_2SO_3 porque contiene el S, que se oxida al aumentar su estado de oxidación de 4+ a 6+.

Luego se balancea cada semirreacción (paso 3).

Para balancear el oxígeno, se adicionan moléculas de H_2O:

$$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-}$$
$$MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Para balancear el hidrógeno, se añaden iones H^+:

$$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+$$
$$MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Se igualan las cargas (paso 4):

$\overset{4+}{H_2SO_3} + H_2O \longrightarrow \overset{6+}{SO_4^{2-}} + 4H^+$ $\qquad$ (1)

$\overset{7+}{MnO_4^-} + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ $\qquad$ (2)

Para balancear las cargas agregamos electrones donde sea necesario. La carga en el segundo miembro de la ecuación (1) es 2+; por tanto debemos añadir 2 electrones en el lado izquierdo. La carga en la ecuación (2) es 5+ por tanto, debemos agregar $5e^-$ en el lado derecho.

$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$ (se oxidó)

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ (se redujo)

Se procede ahora a igualar el número de electrones, multiplicando por el entero más pequeño. De esta manera, multiplicamos la ecuación (1) por 5 y la (2) por 2:

$$5(H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-)$$
$$2(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$$

Finalmente, sumamos las dos semirreacciones para obtener una reacción balanceada:

$$5H_2SO_3 + 5H_2O \longrightarrow 5SO_4^{2-} + 2OH^+ + 10e^-$$
$$2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \longrightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$$
$$5H_2SO_3 + 5H_2O + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow$$
$$5SO_4^{2-} + 2OH^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

Y reducimos términos semejantes, para obtener la ecuación final así:

$$5H_2SO_3 + 2MnO_4^- \longrightarrow 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O + 4H^+$$

 © Santillana

2.5 Las reacciones químicas y la energía

En general los procesos físicos y químicos van acompañados de cambios de energía que pueden manifestarse de diferentes maneras. Veamos.

- $2C_4H_{10(g)} + 13O_{2(g)} \longrightarrow 8CO_{2(g)} + 10H_2O_{(l)} + \text{Energía}$

  El gas butano arde en el aire. Produce el calor necesario para calentar agua o cocinar.

- $2N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)} \longrightarrow 3N_{2(g)} + 4H_2O_{(l)} + \text{Energía}$

  La reacción entre la hidracina, N_2H_4, y el tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4, produce la energía mecánica necesaria para elevar un cohete y su carga desde la superficie de la Tierra (figura 32).

- $2H_2O_{(l)} \xrightarrow[Corriente]{} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

  Para descomponer el agua en sus elementos, hidrógeno y oxígeno, es necesario suministrar energía, ya sea eléctrica o de otro tipo. Al realizar el proceso opuesto, es decir, la reacción de combustión de hidrógeno gaseoso en presencia de oxígeno para formar agua líquida, ocurre desprendimiento de enormes cantidades de energía en forma de luz y calor.

- $P_4S_{3(s)} + 8O_{2(g)} \longrightarrow P_4O_{10(s)} + SO_{2(g)} + \text{Energía}$

  En esta reacción se describe el proceso químico que ocurre cuando arden en el aire las cerillas o fósforos, que contienen trisulfuro de tetrafósforo P_4S_3, generando energía calórica y luminosa.

- $Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 2PbSO_{4(ac)} + 2H_2O_{(l)} + \text{Energía}$

  En esta reacción química de las baterías de plomo se produce energía eléctrica (figura 31).

La idea fundamental que se debe obtener de los ejemplos anteriores es que, cuando se produce una reacción química, no solo hay una transformación de unas sustancias en otras, sino que también ocurre un cambio energético (figura 32).



Figura 31. Dentro de las baterías que usamos habitualmente se llevan a cabo reacciones en las cuales se produce energía eléctrica.

2.5.1 Calor de reacción

Siempre que se produce una reacción química se produce un intercambio de energía entre los reactivos, los productos y el medio ambiente. Esta energía se presenta generalmente en forma de calor (energía calórica o calorífica), aunque también puede ser luminosa, eléctrica, mecánica, etc.

El calor liberado o absorbido durante una reacción química se denomina **calor de reacción** y se refiere siempre a una cierta cantidad de reactivo o de producto. En los laboratorios de química es posible medir el calor de reacción, controlando ciertos parámetros como volumen y presión, por lo que el valor medido para el calor de reacción suele referenciarse a una cierta presión, que se mantiene constante.



Figura 32. La energía necesaria para impulsar un cohete hasta el espacio exterior es proporcionada por la reacción entre la hidracina, N_2H_4, y el tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4.

2.5.2 Unidades para expresar la energía en una reacción

Como ya se mencionó, la energía que entra en juego en una reacción química se halla, por lo general, en forma de energía calorífica y en menor medida como energía lumínica o de otro tipo. El calor es una forma de energía asociada con el movimiento de las moléculas. Es el resultado tangible de la energía cinética total de los átomos, moléculas o iones que se encuentran en movimiento dentro de un sistema.



Figura 33. Una explosión constituye un ejemplo de reacción exotérmica.

En el Sistema Internacional (SI), el calor de reacción se mide en julios, J. No obstante, tradicionalmente se usa la kilocaloría (kcal), definida como la cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °C la temperatura de 1 kg de agua. Para expresar cantidades de calor menores se usa la caloría, entendida como la cantidad de calor requerida para elevar en 1 °C la temperatura de 1 g de agua. Otra unidad de calor, menos común es el BTU o unidad técnica británica, que representa la cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °F la temperatura de 1 libra de agua. Equivalencias:

1 kcal = 4.184 kJ

1 cal = 4,184 J

1 kcal = 1.000 cal

1 BTU = 252 cal

2.5.3 Intercambios de calor en las reacciones

Durante una reacción química puede producirse o liberarse energía. En este caso se habla de reacciones **exotérmicas**. Cuando, por el contrario, el sistema químico absorbe energía del medio para que una reacción pueda llevarse a término, se habla de reacciones **endotérmicas**.

Reacciones exotérmicas

Estas reacciones reciben este nombre debido a que esta energía casi siempre se presenta como calor. La combustión, la fermentación, así como un gran número de reacciones de formación de compuestos a partir de sus elementos son ejemplos de reacciones exotérmicas.

Frecuentemente, las reacciones exotérmicas necesitan un pequeño aporte inicial de energía para producirse, aporte que puede ser suministrado por una pequeña llama o una chispa eléctrica. Una vez iniciada la reacción, la cantidad de energía que se desprende es muy superior a la que se suministró al comienzo de la reacción (figura 33).

Un ejemplo de reacción exotérmica es la combustión. Las reacciones de **combustión** son muy utilizadas en la vida diaria para obtener energía. En nuestras casas hacemos uso de éstas cuando empleamos estufas de gas butano o propano. Los automóviles también obtienen energía de la combustión, en este caso de la gasolina.

Las reacciones de combustión son más importantes por la energía que se libera cuando se producen, que por las nuevas sustancias que se forman. La cantidad de energía que se libera en una reacción de combustión depende del tipo de sustancia que se quema. Hay sustancias que, cuando se queman, desprenden más energía que otras (figura 34).

Reacciones endotérmicas

Se denominan así porque en ellas es necesario suministrar energía al sistema de reacción para hacer que ocurran las transformaciones químicas. Esta energía se suministra en la mayoría de los casos, en forma de calor. Reacciones como estas,

$$3C_{(s)} + 2Fe_2O_{3(s)} + 467{,}47\ kJ/mol \longrightarrow 4Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$$

$$2HgO_{(s)} + calor \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$

$$2KClO_{3(s)} + calor \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)},$$

en las que ocurre descomposición de compuestos, son ejemplos de reacciones endotérmicas.

 © Santillana

Otro ejemplo lo encontramos en la **fotosíntesis**, proceso en el que se da una serie de reacciones de síntesis (formación de glucosa a partir de dióxido de carbono y agua) con absorción de energía en forma de luz solar (figura 35). La ecuación que resume este proceso es:

$$6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} + \text{energía} \longrightarrow C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)}$$

2.5.4 Contenido calorífico o entalpía

La ganancia o la pérdida de calor ocurrida durante una reacción química se puede atribuir a un cambio en el **contenido calorífico** de las sustancias involucradas en el proceso. El contenido calórico total de una sustancia se llama **entalpía**, y se simboliza con la letra **H**.

La entalpía no se puede medir directamente. Sin embago, es posible medir el calor producido o consumido en una reacción química, que equivale a la diferencia entre la entalpía de los productos y la entalpía de los reaccionantes. Este cambio en la entalpía se simboliza con ΔH (Δ significa cambio en), y se define como:

ΔH reacción = H productos − H reactantes = calor de reacción

En una reacción donde se absorbe calor, el contenido de calor o entalpía de los productos es mayor que el de las sustancias reaccionantes; en consecuencia, ΔH es positivo. Cuando ΔH tiene signo negativo significa que la entalpía de los productos es menor que la de los reaccionantes y por lo tanto, se libera calor. Resumiendo, cuando $\Delta H > 0$, se absorbe calor y se tiene una reacción endotérmica, mientras que cuando $\Delta H < 0$, se libera calor y se produce una reacción exotérmica.

Asociado al concepto de entalpía, está el **calor de formación** de una sustancia, que es la variación de entalpía (ΔH) que acompaña a la formación de 1 mol de sustancia a partir de sus elementos, medida a 25 °C y 1 atmósfera de presión (figura 36).

Tipos de combustibles		Poder calorífico
Combustibles sólidos	Hulla	7.500
	Lignito	3.900
Combustibles líquidos	Alcohol etílico	6.400
	Petróleo bruto	9.300
Combustibles gaseosos	Metano, CH_4	11.924
	Hidrógeno, H_2	28.555
	Propano, C_3H_8	9.363
	Butano, C_4H_{10}	10.357
	Gas natural	11.180

Figura 34. Poder calorífico (en kilocalorías/kilogramo) de diversos combustibles.



Figura 35. La fotosíntesis es una reacción endotérmica. Las plantas utilizan la energía solar para sintetizar glucosa.

EJEMPLOS

Calcular la entalpía de descomposición del $CaCO_3$ en CaO y CO_2.

Si la entalpía de formación a 25 °C de $CaCO_3$ es igual a −1.207,1 kJ/mol, la del CaO es −635,5 kJ/mol y la del CO_2 es −393,7 kJ/mol.

Primero, se escribe la ecuación de descomposición.

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

ΔH reacción = $\Sigma\Delta H$ (productos) − $\Sigma\Delta H$ (reaccionantes)

ΔH reacción = (−635,5 − 393,7) − (−1.207,1) = +177,9 kJ/mol

El valor positivo de la entalpía de reacción indica que la reacción es endotérmica y que la descomposición del $CaCO_3$ requiere de 177,9 kJ/mol.

Sustancias	kcal/mol	kJ/mol
$H_2O_{(l)}$	−68,3	−286,1
$H_2O_{(g)}$	−57,8	−242,1
$CO_{(g)}$	−26,4	−110,5
$CO_{2(g)}$	−94,0	−393,5
$NO_{(g)}$	+21,6	+90,5
$NO_{2(g)}$	+8,0	+33,5
$NH_{3(g)}$	−11,0	−46,2
$HCOOH_{(l)}$	−97,8	−409,8
$C_2H_4O_{2(g)}$	−39,8	166,7

Figura 36. Calor de formación para algunas sustancias.

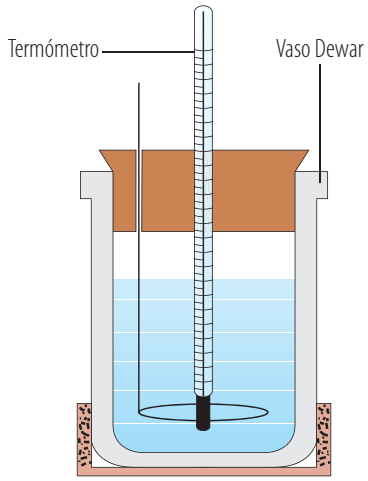


Figura 37. Con el calorímetro se mide el calor desprendido en una reacción de combustión.

2.6 Ecuaciones termoquímicas

Para determinar la variación de entalpía ΔH de una reacción química se necesita medir el calor absorbido o desprendido cuando la reacción tiene lugar en un recipiente abierto, es decir, a presión atmosférica. Vamos a considerar como ejemplo, la reacción de combustión del metano (CH_4). Supongamos que la reacción transcurre en un calorímetro (figura 37), con lo cual, todo el calor desprendido en la reacción es absorbido por el agua. Supongamos también que al quemar 1 mol de metano, la temperatura de $4{,}0 \cdot 10^3$ g de agua se eleva de 25 a 78,2 °C.

Antes de realizar el cálculo que nos proponemos, debemos tener en cuenta que para un determinado cambio de temperatura, el flujo de calor necesario es proporcional a la masa de la sustancia. Mientras que, para una masa fija, el flujo de calor es proporcional al cambio de temperatura. Estas proporcionalidades se pueden expresar de la siguiente manera:

$$Q \propto m \cdot \Delta t,$$

de donde Q es el flujo de calor (en calorías o julios), m es la masa (en gramos) y Δt es el cambio de temperatura (temperatura final − temperatura inicial) expresado en grados centígrados. Introduciendo una **constante de proporcionalidad**, c, la expresión anterior se convierte en:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

La constante de proporcionalidad c, es una propiedad de las sustancias puras, conocida como **calor específico** (figura 38).

El calor específico se define como el **calor necesario para elevar la temperatura de un gramo de sustancia, un grado centígrado**. Se expresa como calorías/gramo · grado.

Volviendo a nuestro ejemplo, tenemos que:

Q = calor absorbido por el agua

c = calor específico del agua = 1,00 (cal/g) · °C

m = masa del agua = $4{,}0 \cdot 10^3$ g

$\Delta t = 78{,}2 - 25{,}0$ °C = 53,2 °C

Sustituyendo los diferentes términos, se obtiene:

$Q = 4{,}0 \cdot 10^3$ g · 1,00 cal/g · °C · 53,2 °C = $212{,}8 \cdot 10^3$ calorías

Por lo tanto, la combustión de un mol de metano proporciona $212{,}8 \cdot 10^3$ calorías al agua, es decir, ΔH por mol de metano quemado es −212,8 kcal, por lo tanto, la reacción es exotérmica.

Los resultados de estos cálculos se pueden resumir por medio de una **ecuación termoquímica**. Este tipo de ecuación especifica el flujo de calor de una reacción con el valor y signo de ΔH en calorías, a la derecha de la ecuación. Así la ecuación termoquímica de la combustión del metano es:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)},\ \Delta H = -212{,}8 \text{ kcal.}$$

Esta ecuación nos indica que se desprenden −212,8 kilocalorías cuando un mol de metano reacciona con dos moles de oxígeno para dar un mol de gas carbónico y dos moles de agua.

Veamos ahora la ecuación termoquímica de la descomposición del agua.

$$H_2O_{(l)} \longrightarrow H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)},\ \Delta H = +68373{,}20 \text{ cal}$$

Esta ecuación nos indica que para descomponer 1 mol de H_2O en H_2 y O_2, es necesario que esta absorba 68.373,20 cal (reacción endotérmica).

Sustancia	Calor específico	
	cal/g · °C	J/g · °C
$H_2O_{(s)}$	0,49	2,10
$H_2O_{(l)}$	1,00	4,18
$H_2O_{(g)}$	0,48	2,01
Na	0,29	1,21
NaCl	0,21	0,88
Cu	0,092	0,38
Zn	0,092	0,38
Bi	0,029	0,12
Pb	0,031	0,13
Hg	0,033	0,14
Fe (α)	0,107	0,45

Figura 38. Calor específico de algunas sustancias.

 © Santillana

Interpreta

1 Escribe V, si el enunciado es verdadero y F, si es falso:

- ☐ La electrólisis es una reacción de descomposición.
- ☐ En toda ecuación química siempre hay ganancia y pérdida de electrones.
- ☐ El agente reductor es la sustancia que produce la reducción.
- ☐ Las reacciones de neutralización producen sales y agua.
- ☐ Una reacción de sustitución es el proceso inverso de una reacción de síntesis.
- ☐ Las reacciones donde el oxígeno es un reactante se denominan oxidaciones.
- ☐ Las reacciones exotérmicas liberan energía.

2 La ley de conservación de la masa establece que la suma de las masas que intervienen como reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos. Comprueba esta ley en las siguientes ecuaciones químicas:

a) $2HCl + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaCl_2 + 2H_2O$

b) $H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$

c) $2Na + S \longrightarrow Na_2S$

d) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

e) $2Fe + O_2 \longrightarrow 2FeO$

3 Escribe un ejemplo para las siguientes clases de reacciones químicas:

a) Síntesis

b) Descomposición

c) Doble descomposición

d) Oxidación-reducción

e) Exotérmicas

f) Endotérmicas

Argumenta

4 Algunos fenómenos se aprovechan para producir energía, otros se utilizan para fabricar productos de consumo diario. ¿Por qué se afirma que estos procesos son cambios químicos?

5 Responde: ¿El agua pura y el agua oxigenada son la misma sustancia? Justifica tu respuesta.



6 Para realizar una combustión se necesita de un combustible, un comburente y una fuente de calor. ¿Qué función cumple cada una de estas sustancias?

7 El hidrógeno y el oxígeno gaseosos son moléculas diatómicas, es decir, están formados por dos átomos y presentan una estructura lineal. Al combinarse entre sí, forman la molécula del agua que presenta forma angular. Explica la forma geométrica del agua.

H—H O

O═O H H

8 La reacción que se produce entre un ácido y una base para formar sal y agua se denomina neutralización. Para combatir la acidez estomacal se utilizan pastillas antiácidas. Explica las reacciones que ocurren en este proceso.

9 El proceso de elaboración del pan requiere total exactitud en las cantidades de cada uno de los ingredientes, que luego son mezclados y, posteriormente, horneados. Sin embargo, la masa inicial no es igual a la masa final del producto obtenido. ¿A qué se debe la diferencia entre los resultados obtenidos?

Propone

10 Diseña un experimento mediante el cual puedas mostrar la formación de nuevas sustancias a partir de sustancias de uso cotidiano, como la leche y las frutas.

11 En la cabeza de un fósforo ocurre una reacción de combustión, en la que el clorato de potasio se descompone para producir cloruro de potasio y oxígeno.

a) ¿Qué tipo de reacción ocurre en este proceso? Justifica tu respuesta.

b) ¿Qué otras reacciones de descomposición se llevan a cabo en la vida diaria?

c) ¿Qué clase de sustancia es el clorato de potasio, $KClO_3$? Justifica tu respuesta.

d) ¿Qué reacción plantearías para la obtención del clorato de potasio? Justifica tu respuesta.

3. Cálculos químicos

Cada vez que los químicos trabajan con sistemas de reacciones se hacen preguntas como: ¿qué cantidad de cada reactivo debe emplearse y dejarse reaccionar para producir la cantidad deseada de producto?, ¿qué ocurre si en el sistema de reacción se coloca una cantidad mayor de un reactante que del otro? Pues bien, vamos a responder algunas de estas preguntas, aplicando para ello los conceptos expuestos en este tema.

Cada	Puede relacionarse con	Para dar
2 moléculas de SO_2	1 molécula de O_2	2 moléculas de SO_3
2 moles de SO_2	1 mol de O_2	2 moles de SO_3
128 g de SO_2	32 g de O_2	160 g de SO_3
44,8 L de SO_3 (medidos a 0 °C y 1 atm)	22,4 L de O_2	44,8 L de SO_3
2 volúmenes de SO_2 (medidos a 0 °C y 1 atm)	1 volumen de O_2	2 volúmenes de SO_3

Figura 39. Información cualitativa y cuantitativa que se puede inferir a partir de una ecuación.

3.1 Cálculos basados en las ecuaciones químicas

Las relaciones de una ecuación química pueden expresarse como relaciones de moléculas, de moles y de masas, así como de volúmenes cuando están implicados gases. Mediante el ejemplo que se presenta a continuación se ilustra la clase de información que puede inferirse a partir de una ecuación química. La reacción muestra la oxidación del dióxido de azufre:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$$

Observemos ahora la información que se puede inferir a partir de la ecuación anterior (figura 39). De la información se deduce que una ecuación química balanceada, contiene la información necesaria para predecir cuál sera la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.

Estos cálculos que se pueden realizar con las reacciones químicas se denominan **cálculos estequiométricos** y se basan en las **leyes ponderales**.

3.2 Leyes ponderales

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), fue el primer químico que comprendió la importancia de la medida en el estudio de las transformaciones químicas (figura 40). Realizó cuidadosas mediciones con la balanza y obtuvo la información necesaria para proporcionar una explicación correcta de reacciones en las cuales, metales como el mercurio o el cobre se calentaban en presencia de aire.



Figura 40. Antoine Laurent de Lavoisier es considerado como el padre de la química moderna.

Ley de la conservación de la masa

Lavoisier generalizó sus resultados a todas las reacciones químicas, enunciando la llamada **ley de la conservación de la masa**, que puede formularse de la siguiente manera:

En toda reacción química, la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos de la reacción.

Ley de las proporciones definidas

Cuando se hacen reaccionar dos elementos químicos para formar un determinado compuesto, dichos elementos siempre reaccionan en la misma proporción (2 g de hidrógeno por cada 16 g de oxígeno forman un mol de agua), de tal manera que si uno de estos elementos se encuentra en exceso con relación al otro, este exceso no tomará parte

 © Santillana

en la transformación. Esta proporción se mantiene a pesar de que se prepare el compuesto por diferentes procedimientos. Así, podemos preparar agua combinando directamente hidrógeno y oxígeno, o bien podemos obtenerla como uno de los productos de la combustión de la madera. Tanto en un caso como en el otro, la proporción en la que se combinan el hidrógeno y el oxígeno siempre es la misma.

Los hechos anteriores se resumen en la llamada **ley de las proporciones definidas o ley de las proporciones constantes**, enunciada por el químico francés **Joseph Louis Proust**, en 1799 (figura 41):

Las proporciones en las que se encuentran los distintos elementos que forman un compuesto son constantes e independientes del proceso seguido para su formación.



Figura 41. Joseph Louis Proust (1754-1826) enunció la ley de las proporciones definidas.

Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Proust y muchos químicos de su época encontraron compuestos formados por los mismos elementos, que tenían distinta composición. Por ejemplo, encontraron dos óxidos de cobre:

Óxido	Porcentaje de cobre	Porcentaje de oxígeno
I	88,83%	11,17%
II	79,90%	20,10%

Las relaciones entre las masas son:

$$\text{Óxido de cobre I: } \frac{\text{Cobre}}{\text{Oxígeno}} = \frac{88{,}83}{11{,}17} = 7{,}953$$

$$\text{Óxido de cobre II: } \frac{\text{Cobre}}{\text{Oxígeno}} = \frac{79{,}90}{20{,}10} = 3{,}975$$

Esto hacía pensar que la ley de Proust había fallado, sin embargo, no era así, pues se trata de dos compuestos diferentes, dos óxidos de cobre de aspecto y propiedades diferentes y hay que recordar que esa ley sí se cumple pero para un mismo compuesto dado.

John Dalton resolvió esta inquietud al demostrar en el laboratorio que, haciendo reaccionar cobre con oxígeno en diferentes condiciones, se obtenían dos óxidos de cobre diferentes y comprobó que, dependiendo de las condiciones, dos o más elementos pueden combinarse de manera distinta. Cuantitativamente verificó que, en unas condiciones dadas, reaccionaba 1 g de oxígeno con 3,98 g de cobre para dar 4,98 g del óxido de cobre II, mientras que en otras condiciones 1 g de oxígeno reaccionaba con 7,96 g de cobre para dar 8,98 g de óxido de cobre I (figura 42).

Dalton se sorprendió al comprobar que la reacción entre las masas de cobre que reaccionaban con 1 g de oxígeno para formar dos compuestos distintos, resultó ser 2:1, una relación entre **números enteros**. Para evitar que hubiera sido una casualidad demostró en el laboratorio que en otros casos (óxidos y sales) ocurría lo mismo, siempre se obtenían relaciones de números enteros sencillos. Con esta información dedujo la **ley de las proporciones múltiples** que se enuncia así:

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos, están en una relación de números enteros sencillos.

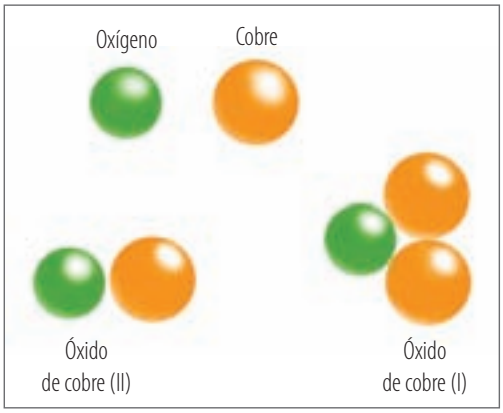


Figura 42. Ley de las proporciones múltiples de Dalton para dos óxidos de cobre: el cobre y el oxígeno se combinan entre sí de dos formas diferentes.

Ley de Gay-Lussac o ley de los volúmenes de combinación

Muchos de los compuestos y elementos que manejaban los químicos en sus experiencias al final del siglo XVIII y comienzos del XIX eran gases. Debido a que era más fácil medir el volumen de un gas que pesarlo, estudiaban con más frecuencia las relaciones de volumen. Al hacer reaccionar, por ejemplo, un volumen de oxígeno con dos volúmenes de hidrógeno, se obtenían dos volúmenes de vapor de agua, siempre y cuando los volúmenes de los gases se midieran a la misma presión y temperatura. **Joseph Gay-Lussac**, demostró que la observación anterior se cumplía para todas las reacciones en la que intervenían gases. En 1808, enunció así su conocida ley de los volúmenes de combinación:

En las reacciones químicas en las que intervienen gases, los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los volúmenes de las que se obtienen de la reacción están en una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando la presión y la temperatura permanezcan constantes.

Por ejemplo, el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos se combinan para formar amoniaco. La relación de los volúmenes de nitrógeno, hidrógeno y amoniaco siempre es de 1:3:2. Esto es, por cada unidad de volumen de nitrógeno se combinarán 3 unidades de volumen de hidrógeno y se formarán 2 unidades de volumen de amoniaco.

3.3 Cálculos estequiométricos

Para resolver problemas que impliquen cálculos estequiométricos se precisan cuatro etapas: primero, se escribe la ecuación química balanceada, luego, se convierte a moles la información suministrada en el problema, a continuación se analizan las relaciones molares en la ecuación química y finalmente, se pasa de moles a la unidad deseada.

EJEMPLOS

¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 24 g de metano, CH_4?

La ecuación balanceada es:

$$\underset{1\text{ mol}}{CH_4} + \underset{2\text{ mol}}{2O_2} \longrightarrow \underset{1\text{ mol}}{CO_2} + \underset{2\text{ mol}}{2H_2O}$$
$$16\text{ g} \qquad 64\text{ g} \qquad 44\text{ g} \qquad 36\text{ g}$$

Interpretando la información anterior tenemos que 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno, por lo que se puede establecer la siguiente relación:

$$\frac{16\text{ g } CH_4}{64\text{ g } O_2} = \frac{24\text{ g de } CH_4}{x\text{ g de } O_2}$$

$$x\text{ g de } O_2 = 24\text{ g de } CH_4 \cdot \frac{64\text{ g de } O_2}{16\text{ g de } CH_4}$$
$$= 96\text{ g de } O_2$$

El problema puede resolverse también empleando las cuatro etapas mencionadas anteriormente. Se hallan las relaciones molares entre reactivos y productos y al final se transforman en unidades de masa o cualquiera otra que se desee.

Primero, se transforman los 24 g de metano en moles:

$$x\text{ mol de } CH_4 = 24\text{ g de } CH_4 \cdot \frac{1\text{ mol de } CH_4}{16\text{ g de } CH_4}$$
$$= 1{,}5\text{ mol de } CH_4$$

Teniendo en cuenta la relación molar de la ecuación:

$$\frac{1\text{ mol de } CH_4}{2\text{ mol de } O_2} = \frac{1{,}5\text{ mol de } CH_4}{x\text{ mol de } O_2}$$

$$x\text{ mol de } O_2 = 1{,}5\text{ mol de } CH_4 \cdot \frac{2\text{ mol de } O_2}{1\text{ mol de } CH_4}$$
$$= 3\text{ mol de } O_2$$

Por último, se transforman los moles de oxígeno a unidades de masa:

$$\text{g de } O_2 = 3{,}0\text{ mol de } O_2 \cdot \frac{32\text{ g de } O_2}{1\text{ mol de } O_2} = 96\text{ g de } O_2$$

Los pasos anteriores se pueden efectuar en uno solo:

$$\text{g de } O_2 = 24\text{ g } CH_4 \cdot \frac{1\text{ mol } CH_4}{16\text{ g } CH_4} \cdot \frac{2\text{ mol } O_2}{1\text{ mol } CH_4}$$
$$\cdot \frac{32\text{ g } O_2}{1\text{ mol } O_2} \cdot 96\text{ g de } O_2$$

 © Santillana

3.3.1 Reactivo límite y reactivo en exceso

Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama **reactivo limitante** o **reactivo límite**; de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Cuando la reacción cesa es porque el reactivo límite ha reaccionado hasta consumirse por completo. El **reactivo que sobra se llama reactivo en exceso** o reactivo excedente (figura 43).

Para explicar estos conceptos, analicemos el siguiente ejemplo. Supongamos que disponemos de cuatro rebanadas de jamón y seis trozos de pan y deseamos hacer tantos emparedados como sea posible, utilizando dos trozos de pan y una rebanada de jamón para cada uno. Un cálculo rápido deja ver que solo se pueden hacer tres emparedados, pues solamente se tienen seis trozos de pan y no alcanza para utilizar todo el jamón disponible. El pan representa el reactivo límite y la rebanada de jamón sobrante representa el reactivo en exceso. Por lo tanto, la cantidad de producto (emparedados) se calcula con base en el reactivo límite, para nuestro ejemplo, el pan.



Figura 43. La balanza electrónica es indispensable cuando se realizan cálculos estequiométricos con alta precisión.

EJEMPLOS

¿Cuántos moles de cloruro de plomo (II), $PbCl_2$, puede obtenerse a partir de la reacción entre 20 g de cloruro de fósforo (III), PCl_3, y 45 g de fluoruro de plomo (II), PbF_2.

Primero escribimos la ecuación:

$$PbF_{2(s)} + PCl_{3(l)} \longrightarrow PF_{3(g)} + PbCl_{2(s)}$$

Luego balanceamos la ecuación.

$$3PbF_{2(s)} + 2PCl_{3(l)} \longrightarrow 2PF_{3(g)} + 3PbCl_{2(s)}$$

Después calculamos los pesos moleculares de las sustancias que nos interesan.

$Pm\ PbF_2 = 245{,}18$ g/mol

$Pm\ PCl_3 = 137{,}32$ g/mol

A continuación transformamos en moles las masas del fluoruro de plomo y el cloruro de fósforo.

$$x \text{ mol de } PbF_2 \text{ iniciales} = 45{,}0 \text{ g } PbF_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } PbF_2}{245{,}18 \text{ g } PbF_2} = 0{,}184 \text{ mol de } PbF_2$$

$$x \text{ mol de } PCl_3 = 20{,}0 \text{ g } PCl_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } PCl_3}{137{,}32 \text{ g de } PCl_3}$$

$$x = 0{,}146 \text{ mol de } PCl_3$$

De los dos reactivos, ¿cuál reaccionará completamente y será el reactivo límite? Si observamos la ecuación balanceada vemos que 2 moles de PCl_3 necesitan 3 moles de PbF_2, luego 0,146 moles de PC_{l3} necesitarán:

$$x \text{ mol } PbF_2 = 0{,}146 \text{ mol de } PCl_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } PbF_2}{2 \text{ mol } PCl_3}$$

$$x = 0{,}219 \text{ mol } PbF_2$$

Si nos fijamos en los moles iniciales de PbF_2, 0,184, vemos que son menores que 0,219 que es la cantidad que se necesita para que reaccione todo el cloruro de fósforo (PCl_3).

Calculemos ahora los moles de PCl_3 que se necesitan para que reaccionen completamente 0,184 mol de PbF_2:

$$x \text{ mol } PCl_3 = 0{,}184 \text{ mol } PbF_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } PCl_3}{3 \text{ mol } PbF_2}$$

$$x = 0{,}13 \text{ mol } PCl_3$$

Como inicialmente disponemos de 0,146 mol de PCl_3, significa que el reactivo límite es el PbF_2 y el reactivo en exceso, el cloruro de fósforo.

Otra pregunta que debemos responder es: ¿cuántos moles quedan después de la reacción?

De fluoruro de plomo ninguno ya que es el reactivo límite y por lo tanto reacciona completamente.

De cloruro de fósforo quedará la diferencia entre los moles iniciales y los moles que han reaccionado:

$0{,}146 - 0{,}123 = 0{,}023$ mol.

De fluoruro de fósforo, calculados a partir del reactivo límite, teniendo en cuenta la proporción de la reacción:

$$x \text{ mol de } PF_3 = 0{,}184 \text{ mol de } PbF_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } PF_3}{2 \text{ mol de } PbF_2}$$

$$x = 0{,}123 \text{ mol } PF_3$$

Se obtienen los mismos moles de fluoruro de fósforo que los que reaccionan de cloruro de fósforo como se suponía que iba a ocurrir observando la ecuación balanceada.

De cloruro de plomo, calculados a partir del reactivo límite tenemos:

$$x \text{ mol de } PbCl_2 = 0{,}184 \text{ mol de } PbF_2 \cdot \frac{3 \text{ mol de } PbCl_2}{3 \text{ mol de } PbF_2} = 0{,}184 \text{ mol}$$



Figura 44. Cuando se produce una reacción en el laboratorio parte del producto puede quedar adherido a las paredes del recipiente lo que disminuye el rendimiento de la reacción.

3.3.2 Rendimiento de las reacciones químicas

La cantidad máxima de producto que puede obtenerse de acuerdo con la ecuación química, a partir de una cantidad de reaccionantes, se denomina **rendimiento teórico**.

Por muchas razones, la cantidad de producto que se obtiene en el laboratorio o en la industria, en una reacción química, puede ser menor que la cantidad teóricamente posible (figura 44). Algunas de las razones son las siguientes:

- Falta de cuidado al manipular el producto obtenido.
- Las condiciones de la reacción no son adecuadas, por ejemplo, la temperatura o presión del sistema de reacción no son las ideales para el proceso.
- La separación del producto deseado de la mezcla de reacción es muy difícil y no todo el producto logra aislarse.
- En algunos casos, un conjunto particular de reactivo da lugar a dos o más reacciones simultáneas, formando productos indeseables además de los deseados.
- La calidad o pureza de las materias primas no es óptima.

La cantidad real de producto que se obtiene se denomina **rendimiento real**. El rendimiento real de una reacción se expresa en términos de % mediante la siguiente expresión:

$$\%\ \text{rendimiento} = \frac{\text{masa del producto obtenido}}{\text{masa producto teórico}} \cdot 100$$

EJEMPLOS

La etapa final en la obtención industrial de la aspirina, es la reacción del ácido salicílico con el anhídrido acético de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\underset{\textit{Ácido salicílico}}{C_7H_6O_3} + \underset{\textit{Anhídrido acético}}{C_4H_6O_3} \longrightarrow \underset{\textit{Ácido acetilsalicílico}}{C_9H_8O_4} + \underset{\textit{Ácido acético}}{C_2H_4O_2}$$

Para ensayar un nuevo método de manipulación de los materiales, un químico realizó la reacción a escala de laboratorio con 25,0 g de ácido salicílico y un exceso de anhídrido acético (más de 30,0 g). Obtuvo 24,3 g de aspirina. **¿Cuál es el rendimiento en porcentaje de la reacción?**

El reactivo límite es el ácido salicílico, ya que el anhídrido acético se encuentra en exceso. Como la reacción de obtención de la aspirina se encuentra balanceada, podemos relacionar las relaciones molares que corresponden al ácido salicílico y a la aspirina: por cada mol de ácido salicílico se obtiene un mol de aspirina.

Por tanto:

$$\text{Moles de ácido salicílico} = 25{,}0\ \text{g} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{138\ \text{g ácido salicílico}} = 0{,}181\ \text{mol}$$

Moles de aspirina = moles de ácido salicílico, o sea, 0,181 por la relación molar que se observa en la ecuación.

$$\text{g de aspirina} = 0{,}181\ \text{mol de aspirina} \cdot \frac{180\ \text{g aspirina}}{1\ \text{mol aspirina}} = 32{,}6\ \text{g}$$

Esta cantidad de aspirina sería la que se debería obtener si el rendimiento hubiera sido del 100%.

Como experimentalmente solo se obtuvieron 24,3 g de aspirina, entonces el rendimiento será:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa producto real}}{\text{masa producto teórico}} \cdot 100$$

Remplazando tenemos:

$$\text{Rendimiento} = \frac{24{,}3\text{g}}{32{,}6} \cdot 100 = 74{,}5\%$$

Esto significa que mediante el procedimiento de laboratorio empleado solo fue posible obtener el 74,5% de lo que teóricamente se esperaba.

 © Santillana

3.3.3 Pureza de reactivos y productos

Por lo general, las sustancias que intervienen en los procesos químicos contienen impurezas. Estas impurezas representan un peso adicional que aumenta el peso de la sustancia pura, lo que afecta la calidad del producto.

Debido a lo anterior, es importante cuantificar las impurezas antes de hacer el cálculo estequiométrico, para conocer así, la cantidad real de reactivo puro a partir del cual debemos realizar el cálculo (figura 45).



Figura 45. El gas natural contiene un 80% de metano.

3.3.4 Cálculos en reacciones consecutivas

Con alguna frecuencia en los procesos químicos, se tienen que realizar dos o más reacciones consecutivas para obtener un producto determinado. Como los productos de la primera reacción son los reactantes en la segunda reacción y así sucesivamente, no es necesario calcular las masas de las sustancias formadas en las reacciones intermedias. En lugar de esto, se pueden utilizar las relaciones molares para obtener la información deseada sobre la reacción final.

EJEMPLOS

1. ¿Cuántos g de óxido de magnesio se obtienen cuando se hacen reaccionar 150 g de magnesio del 80% de pureza en presencia de oxígeno?

Escribimos la ecuación balanceada del proceso.

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

Antes de establecer la relación estequiométrica, calculamos la cantidad real de magnesio sabiendo que aquel del que disponemos tiene una pureza del 80%.

$$\text{g Mg puro} = 150\ \text{g Mg} \cdot \frac{80}{100} = 120\ \text{g Mg}$$

Esto significa que de los 150 g iniciales, solamente 120 g son de magnesio puro. A partir de esta cantidad debemos hacer el cálculo estequiométrico.

Vamos a utilizar la relación molar, para ello es necesario transformar los gramos de magnesio en moles.

$$\text{Moles mg} = 120\ \text{g Mg} \cdot \frac{1\ \text{mol Mg}}{24\ \text{g Mg}} = 5\ \text{mol}$$

De acuerdo con la ecuación, 2 mol de Mg producen 2 mol de MgO, por lo tanto, 5 moles de Mg producirán 5 mol de MgO.

Otra manera de obtenerlos es la siguiente:

$$\text{Moles MgO} = 5\ \text{mol Mg} \cdot \frac{2\ \text{mol de MgO}}{2\ \text{mol de Mg}} = 5\ \text{mol}$$

Finalmente debemos establecer la cantidad en gramos de MgO obtenido. Procedemos así:

$$\text{g de MgO} = 40\ \text{g MgO} \cdot \frac{5\ \text{mol de MgO}}{1\ \text{mol de MgO}} = 200\ \text{g}$$

2. La obtención del permanganato de potasio, $KMnO_4$, necesita de dos etapas. La primera reacción implica la conversión del dióxido de manganeso en manganato de potasio y la segunda reacción implica el cambio de manganato de potasio en permanganato de potasio. Las ecuaciones balanceadas son:

$$2MnO_{2(s)} + 4KOH_{(ac)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2K_2MnO_{4(ac)} + 2H_2O_{(l)}$$

y la segunda ecuación es:

$$2K_2MnO_{4(ac)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2KMnO_{4(ac)} + 2KCl_{(ac)}$$

¿Qué masa de permanganato se formará a partir de 100,0 g de dióxido?

Convertimos los gramos de MnO_2 en moles.

$$\text{Moles } MnO_2 = 100\ \text{g } MnO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol } MnO_2}{86{,}94\ \text{g } MnO_2} = 1{,}150\ \text{mol } MnO_2$$

Teniendo en cuenta las relaciones molares, para hallar los moles de $KMnO_4$ procedemos así:

$$1{,}150\ \text{mol } MnO_2 \cdot \frac{2\ \text{mol } K_2MnO_4}{2\ \text{mol } MnO_2} \cdot \frac{2\ \text{mol } KMnO_4}{2\ \text{mol } K_2MnO_4}$$

obtenemos de esta forma 1,150 mol de $KMnO_4$.

Luego, convertimos los moles de $KMnO_4$ en gramos:

$$\text{g } KMnO_4 = 1{,}150\ \text{mol } KMnO_4 \cdot \frac{158{,}04\ \text{g } KMnO_4}{1\ \text{mol } KMnO_4} = 181{,}7\ \text{g } KMnO_4$$



Figura 46. Cuando se realizan cálculos en sistemas gaseosos es importante determinar con exactitud la temperatura y la presión del sistema.

3.4 Cálculos químicos en los que intervienen gases

Hasta este momento se ha hecho alusión a los procedimientos empleados para resolver problemas en los que intervienen sólidos y líquidos o sistemas combinados de ellos; sin embargo, son muy frecuentes las reacciones en estado gaseoso. Aunque en la unidad de gases se discutirá con mayor profundidad este tema, vamos a mencionar de manera rápida algunos conceptos importantes para la elaboración de cálculos estequiometricos basados en sistemas gaseosos (figura 46).

3.4.1 La hipótesis de Avogadro

En 1811, Amadeo Avogadro (1776–1856) relacionó la teoría de Dalton y las experiencias de Gay–Lussac al proponer las dos hipótesis siguientes:

- *Las últimas partículas de los gases elementales no son átomos individuales sino agregados de dos átomos (moléculas). Hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, entre otros, son gases diatómicos.*
- *Volúmenes iguales de todos los gases, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen un número idéntico de moléculas.*

El principio de Avogadro permitió establecer el concepto de átomo y molécula: un **átomo** es la parte más pequeña de un elemento químico y una **molécula** es la parte más pequeña, con existencia individual estable, de una sustancia pura.

Las moléculas se diferencian unas de otras por el número y tipo de los átomos que las forman, así como por la manera en que dichos átomos se disponen. Una sustancia pura está formada por un solo tipo de moléculas y estas son iguales entre sí.

Gas	Masa	Volumen en C.N.
1 mol de helio	4 g	22,4 L
1 mol de hidrógeno	2 g	22,4 L
1 mol de dióxido de carbono	44 g	22,4 L
1 mol de butano	58 g	22,4 L

Figura 47. Volumen molar de algunos gases.

3.4.2 El volumen molar

Es el volumen que ocupa el mol de cualquier gas, medido en condiciones normales de presión y temperatura (760 mm Hg de presión, es decir, 1 atm y 0 °C de temperatura), dicho volumen tiene un valor de **22,4 litros** (figura 47).

Cuando en una reacción alguno o todos los reaccionantes y los productos son gases, las relaciones entre especies gaseosas pueden obtenerse utilizando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación, el principio de Avogadro y el concepto de volumen molar. Veamos.

EJEMPLOS

¿Qué volumen de O_2 en condiciones normales (C.N.) se forma cuando se descomponen térmicamente 73,56 g de $KClO_3$, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$KClO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

Primero balanceamos la ecuación:

$$2KClO_3 + \text{calor} \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$

Luego convertimos los gramos de $KClO_3$ en moles.

$$x \text{ mol } KClO_3 = 73{,}56 \text{ g } KClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122{,}5 \text{ g } KClO_3}$$

$$= 0{,}6 \text{ mol } KClO_3$$

De la ecuación balanceada tenemos que: 2 mol de $KClO_3$ producen 3 mol de O_2, establecemos entonces la relación molar así:

$$x \text{ mol de } O_2 = 0{,}6 \text{ mol } KClO_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } KClO_3}$$

$$x = 0{,}9 \text{ mol de } O_2$$

Como la pregunta del problema hace referencia al volumen ocupado por el oxígeno en condiciones normales, tenemos:

$$\text{Volumen } O_2 \text{ en C.N.} = 0{,}9 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{22{,}4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2}$$

$$x = 20{,}16 \text{ L } O_2$$

 © Santillana

Interpreta

1 Una ecuación química balanceada contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se requiere para preparar una determinada cantidad de producto, o para establecer cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo. Estos cálculos se pueden realizar basados en las leyes ponderales.

a) ¿Qué establecen las leyes ponderales? Da un ejemplo para cada caso.

b) ¿Quién estableció la ley de las proporciones definidas?

c) ¿Quién fue el creador de la balanza? Explica el funcionamiento de este instrumento de medición.

2 Define los siguientes términos:

a) Coeficiente estequiométrico

b) Reactantes o reactivos

c) Productos

d) Reactivo límite

e) Reactivo en exceso

3 Para la siguiente reacción determina la cantidad de producto formado.

$CaO + H_2O \qquad Ca(OH)_2$

a) Al reaccionar 20 g de CaO con 15 g de H_2O.

b) Al reaccionar 3 moles de CaO con 1 mol de $Ca(OH)_2$.

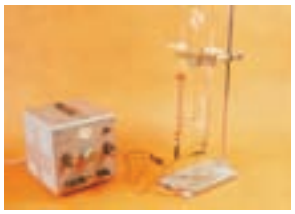
c) Al reaccionar 1,5 moles de CaO con 22 g de $Ca(OH)_2$.

Registra los resultados en la siguiente tabla.

Masa inicial de CaO	Masa inicial de H_2O	Masa de $Ca(OH)_2$

Argumenta

4 En el proceso de descomposición del agua, denominado *electrólisis*, se observa que la producción de hidrógeno es menor que la de oxígeno. Explica este resultado.



5 Las principales hormonas que segrega la glándula tiroides son la tetrayodotironina o tiroxina, también llamada T4, y la triyodotironina, T3. Para sintetizar estas hormonas, la tiroides capta aproximadamente el 20% del yodo ingerido a partir de la dieta alimenticia. Además la reacción requiere de la presencia de un aminoácido, la tiroxina. En esta reacción el yodo es el reactivo límite. Si la ingestión diaria es menor de 10 microgramos de yodo, la glándula sintetiza menor cantidad de hormonas produciéndose el hipotiroidismo.

a) ¿Cuál es la función del yodo en este proceso?

b) ¿Qué función desempeña la tiroxina en la reacción?

c) ¿Qué sucede si la ingesta diaria de yodo supera el valor establecido?

Propone

6 Diseña un experimento mediante el cual muestres que la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos.

7 En la fabricación de medicamentos, el químico farmacéutico debe tener en cuenta las proporciones de la materia prima para obtener el producto deseado.

a) ¿Qué sucedería si adicionara mayor cantidad de alguno de los reactantes?

b) ¿Qué consecuencias tendría en el proceso de elaboración?

c) ¿Se podría consumir el medicamento?

8 Los cálculos químicos tienen aplicaciones en la vida cotidiana y en los procesos industriales. Debate con tus compañeros, ¿de qué manera se emplean los cálculos en las siguientes reacciones químicas?

a) En la elaboración de galletas.

b) En la fabricación de detergentes.

Actividades

Verifica conceptos

1 Marca con una ✗ la respuesta correcta de las siguientes preguntas.

- Los óxidos ácidos están formados por oxígeno y un elemento:
  - a) metálico
  - b) de transición
  - c) no metálico
  - d) representativo
- Un ejemplo de ácido hidrácido es:
  - a) HNO
  - b) H_2S
  - c) $HClO_3$
  - d) WH_3PO_3
- Los productos de la combinación del ácido fluorhídrico con el hidróxido son:
  - a) Fluorato de calcio y agua
  - b) Fluorito de calcio y agua
  - c) Perfluorato de calcio y agua
  - d) Fluoruro de calcio y agua
- La fórmula del hidruro de sodio es:
  - a) NaOH
  - c) NaH
  - b) Na_2O
  - d) Na_2O_2
- El hidróxido de níquel (III) se obtiene mediante la reacción de:
  - a) Óxido niqueloso y agua
  - b) Óxido niquélico y agua
  - c) Óxido de níquel (II) y agua
  - d) Óxido perniquélico y agua
- El ácido y el hidróxido que dan origen al cloruro de sodio son:
  - a) Ácido perclórico e hidróxido de sodio
  - b) Ácido clorhídrico e hidróxido de sodio
  - c) Ácido cloroso e hidróxido de sodio
  - d) Ácido clórico e hidróxido de sodio

2 Escribe la fórmula química de los siguientes óxidos:

a) Óxido de cloro (VII)
b) Óxido estáñico
c) Óxido carbonoso
d) Óxido de plomo (IV)
e) Óxido sulfúrico
f) Óxido de mercurio (I)
g) Óxido de cromo (II)

Analiza y resuelve

3 Establece las fórmulas de las sales formadas entre los iones que aparecen en la siguiente tabla:

Anión	Catión	Fórmula de la sal	Nombre de la sal
$(SO_4)^{-2}$ Sulfato	Fe^{+3}		
F^{-1} Fluoruro	Al^{+3}		
$(NO_3)^{-1}$ Nitrato	Na^{+1}		
S^{-2} Sulfuro	Ni^{+2}		
$(PO_4)^{-3}$ Fosfato	Sn^{+4}		
$(HSO_3)^{-1}$ Bisulfito	K^{+1}		
Cl^{-1} Cloruro	Hg^{+2}		
$(NO)^{-1}$	Ni^{+3}		
$(H_2PO_4)^{-}$	Sn^{+4}		
I^{-1}	Pb^{+2}		

4 Los productos para destapar las cañerías están constituidos por hidróxido de sodio y por hipoclorito de sodio.

a) ¿Cuáles son las fórmulas químicas de estos compuestos?

b) ¿En qué grupos funcionales inorgánicos clasificarías las sustancias que constituyen los limpia hornos?

c) ¿Qué precauciones se deben tener en cuenta para la manipulación de estos productos?

© Santillana

Problemas básicos

5 Establece el número de oxidación de los elementos que constituyen las siguientes especies:

a) KH c) $NaHSO_4$ e) S

b) BaF_2 d) HNO_3 f) Sn^{+2}

6 Establece el nombre stock de los siguientes hidróxidos:

a) Hidróxido plúmbico

b) Hidróxido de litio

c) Hidróxido ferroso

d) Hidróxido cobáltico

e) Hidróxido mercurioso

f) Hidróxido estañoso

g) Hidróxido cúprico

7 Completa el siguiente cuadro teniendo en cuenta las funciones químicas inorgánicas, la nomenclatura común y la nomenclatura stock.

Fórmula química	Nombre común	Nombre stock
$Zn(OH)_2$		
$HClO$		
Cr_2O_3		
$NaHSO_4$		
H_2SO_3		
Fe_2O_3		
$CaCO_3$		
H_2S		
KOH		
$Cu(OH)_2$		

8 Relaciona las siguientes columnas, escribiendo dentro del paréntesis la letra correspondiente.

( ) HF A. Cloruro de aluminio

( ) BaO B. Ácido nitroso

( ) HNO_2 C. Hidróxido de bismuto (III)

( ) $AlCl_3$ D. Óxido de bario

( ) $Bi(OH)_3$ E. Ácido fluorhídrico

Problemas de profundización

9 Muchos de los productos utilizados en el hogar contienen sustancias químicas peligrosas para la salud y el medio ambiente. Cuando estos productos son arrojados a la basura o vertidos en los desagües o en los inodoros pueden contaminar la naturaleza y las reservas de agua potable.

a) ¿Qué productos de los utilizados en el hogar presentan riesgo de intoxicación o de contaminación? Explica tu respuesta.

b) ¿Por qué es importante seguir las instrucciones para usar un producto?

c) ¿Por qué algunos productos químicos usados en el hogar deben guardarse en un lugar seco y fresco?

d) ¿Por qué no se deben mezclar los productos utilizados en el hogar?

10 Tomando como referencia la etiqueta de cada producto, determina el nombre químico y la fórmula de algunos productos utilizados en la vida diaria:

Producto	Nombre químico	Fórmula
Destapa cañerías		
Ácido muriático		
Blanqueador		
Agua oxigenada		
Alka-Seltzer		
Polvo para hornear		

11 Clasifica las siguientes sustancias como óxidos, hidróxidos, ácidos o sales.

Nombre común	Clase de compuesto	Aplicaciones
Cal viva		
Cal apagada		
Vinagre		
Leche de magnesia		
Ácido de batería		
Mármol		

Actividades

Verifica conceptos

1 Clasifica las siguientes reacciones químicas como: síntesis, descomposición, sustitución, doble descomposición, exotérmica, endotérmica o redox.

a) $S + O_2 \longrightarrow SO_2$

b) $Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2O + CO_2$

c) $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O +$ energía

d) $AgNO_3 + NaBr \longrightarrow AgBr + NaNO_3$

e) $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$

2 Determina la falsedad o la certeza de los siguientes enunciados escribiendo una F si es falso, o una V, si es verdadero.

- ☐ En las reacciones de doble descomposición se forman iones que luego reaccionan entre sí, para formar moléculas más estables.
- ☐ Las sustancias oxidadas ganan electrones.
- ☐ La respiración es un ejemplo de reacción endotérmica.
- ☐ La combustión de la madera es un proceso exotérmico.
- ☐ La combinación del ácido clorhídrico con el hidróxido de bario es una reacción de sustitución.
- ☐ Las reacciones reversibles se caracterizan por ocurrir en los dos sentidos.
- ☐ La reducción del ion férrico a ion ferroso es una oxidación.

3 Completa la información de la siguiente tabla.

Clase de reacción	Características	Ejemplo
Reversibles		
Irreversibles		
Exotérmicas		
Endotérmicas		
Descomposición		
Síntesis		
Doble descomposición		
Oxidación-reducción		
Sustitución		
Neutralización		

Analiza y resuelve

4 Escribe la fórmula que corresponde a cada uno de los siguientes óxidos. Luego, plantea la reacción de estos compuestos con el agua y nombra el producto que se obtiene.

a) Óxido carbonoso
b) Óxido cúprico
c) Óxido niquélico
d) Óxido férrico
e) Óxido sulfúrico
f) Óxido perclórico
g) Óxido clórico

5 Las reacciones de combustión son muy utilizadas en la vida diaria para obtener energía. En nuestras casas observamos este proceso cuando empleamos las estufas de gas butano o propano.

a) ¿Qué productos se forman en la combustión del propano y del butano? Escribe las reacciones que se llevan a cabo.

b) ¿Qué diferencias existen entre una combustión completa y una combustión incompleta?

c) ¿Por qué los productos obtenidos en una combustión son tan perjudiciales para los seres vivos?

6 El proceso fotográfico se basa en la capacidad que tienen ciertos compuestos de reaccionar y de alterar su composición por acción de la luz, llamados *compuestos fotosensibles*. Los compuestos fotosensibles más utilizados son las sales de plata, como el nitrato o el bromuro de plata. La película fotográfica en blanco y negro consiste en una lámina plástica recubierta con una fina capa de emulsión gelatinosa en la cual se encuentran suspendidos los cristales, generalmente, de bromuro de plata. Al ser expuestas a la luz, las moléculas de AgBr se transforman en plata metálica, de color negro, e iones Br^{1-}, mediante la siguiente reacción:

$$AgBr + \text{luz} \longrightarrow Ag + Br^{1-}$$

a) ¿Qué clase de reacción se lleva a cabo en el proceso fotográfico?

b) ¿Qué elemento se reduce? Justifica tu respuesta.

c) ¿Qué clase de compuesto es el bromuro de plata?

d) ¿Qué otros compuestos químicos son fotosensibles?

e) ¿Qué diferencias existen entre el proceso fotográfico en blanco y negro, y el de color?

© Santillana

Problemas básicos

7 Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de inspección simple:

a) $HClO_3 + NaOH \longrightarrow NaClO_3 + H_2O$

b) $HNO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

c) $H_2 + F_2 \longrightarrow HF$

d) $Al + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

e) $CaCO_3 + H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$

f) $NaO + H_2O \longrightarrow NaOH$

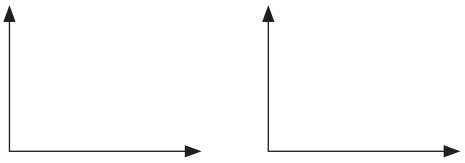
g) $K + O_2 \longrightarrow K_2O$

h) $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

i) $Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow HClO_4$

j) $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow HNO_3$

8 En las siguientes gráficas, representa el proceso que se lleva a cabo en las reacciones endotérmicas y exotérmicas:



9 Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de oxidación-reducción, y determina el agente oxidante, el agente reductor, la sustancia oxidada y la sustancia reducida para cada caso.

a) $Bi(OH)_3 + K_2SnO_2 \longrightarrow Bi + K_2SnO_3 + H_2O$

b) $Sb + HNO_3 \longrightarrow Sb_2O_5 + NO + H_2O$

c) $H_2S + (Cr_2O_7)^{2-} + H^{1+} \longrightarrow S + Cr^{3+} + H_2O$

d) $HNO_3 + I_2 \longrightarrow NO_2 + H_2O + HIO_3$

e) $C + H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$

10 Balancea por el método del ion electrón las siguientes ecuaciones:

a) $Fe + (NO_3)^{1-} \longrightarrow Fe^{3+} + NO$ en solución ácida

b) $Cl_2 \longrightarrow (ClO_3)^{1-} + Cl^{1-}$ en solución básica

c) $Mn^{2+} + (BiO_3)^{1-} \longrightarrow (MnO_4)^{1-} + Bi^{3+}$ en solución ácida

d) $(C_2O_4)^{2-} + (MnO_4)^{1-} \longrightarrow CO_2 + Mn^{2+}$ en solución ácida

e) $S^{2-} + (NO_3)^{1-} \longrightarrow S + NO$ en solución ácida

11 Completa las siguientes reacciones:

a) óxido mercúrico + agua $\longrightarrow$ _____

b) _____ + _____ $\longrightarrow$ ácido carbónico

c) _____ + agua $\longrightarrow$ hidróxido de litio

d) ácido perclórico + hidróxido de níquel (III) $\longrightarrow$ _____ + _____

e) oxígeno + _____ $\longrightarrow$ óxido cobaltoso

f) _____ + _____ $\longrightarrow$ yoduro de potasio + agua

g) ácido clorhídrico + zinc $\longrightarrow$ _____ + _____

Problemas de profundización

12 Explica: ¿Qué reacciones químicas ocurren en la respiración de los seres vivos aerobios?

13 El ozono es una sustancia pura cuya molécula está formada por tres átomos de oxígeno, O_3. Se encuentra en pequeñas cantidades en la estratosfera formando una ligera capa alrededor de la Tierra. El ozono es un filtro para ciertas radiaciones, como los rayos ultravioleta, que provienen del Sol y son muy perjudiciales. Desde hace varias décadas se ha observado una disminución de O_3 en el Polo Sur y parece que comienza a disminuir en el Polo Norte. Es el fenómeno conocido como **agujero en la capa de ozono**.

El ozono se puede destruir y transformar en oxígeno según la reacción:

$$O_3 + O \longrightarrow 2O_2$$

La velocidad de esta reacción puede aumentar por acción de algunas sustancias. Los óxidos de nitrógeno y el cloro serían catalizadores de esta reacción. El cloro se forma a partir de ciertos compuestos que contienen cloro, flúor y carbono, denominados clorofluorocarbonados, CFC.

a) ¿Qué clase de reacción ocurre en este fenómeno?

b) ¿Cuáles son las consecuencias de la destrucción de la capa de ozono?

c) ¿Por qué el cáncer de piel se asocia con la radiación UV, que proviene del Sol?

d) ¿Qué podemos hacer para evitar que el ozono se siga destruyendo?

e) ¿Para qué se utilizan los compuestos fluorocarbonados en la industria?

Actividades

Verifica conceptos

1 Comprueba en las siguientes ecuaciones químicas, el cumplimiento de la ley de conservación de la masa: la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos.

Ecuación química	Masa de los reactantes	Masa de los productos
$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3$		
$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$		
$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$		
$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$		
$4K + O_2 \longrightarrow 2K_2O$		
$HClO_3 + NaOH \longrightarrow NaClO_3 + H_2O$		
$4HCl + Sn(OH)_4 \longrightarrow SnCl_4 + 4H_2O$		

2 Completa los siguientes enunciados:

a) El reactivo en _____ es la sustancia de la que sobra determinada cantidad, al terminar la reacción química.

b) Un ejemplo de las leyes ponderales es la ley de _____.

c) Las sustancias iniciales en un proceso químico se denominan _____.

d) La ley de las proporciones múltiples establece que _____.

e) El reactivo que se consume totalmente en una reacción se llama _____.

3 Establece algunas diferencias entre:

a) Rendimiento real y rendimiento teórico.

b) Reactantes y productos.

c) Coeficientes estequiométricos y masas molares.

d) Volumen molar y masa molar.

e) Reactivo límite y reactivo en exceso.

4 Explica mediante algunos ejemplos específicos:

a) La ley de las proporciones definidas.

b) La ley de las proporciones múltiples.

c) La ley de los volúmenes de combinación.

Analiza y resuelve

5 El jugo gástrico contiene aproximadamente 3,0 g de HCl por cada litro. Si una persona, produce 2 litros de jugo gástrico diariamente, ¿cuántas tabletas antiácidas de 500 mg de hidróxido de aluminio se necesitarían para neutralizar el ácido producido en un día?

6 Al reaccionar cloruro de sodio y nitrato de plata se forma cloruro de plata (insoluble en agua) y nitrato de sodio (soluble).



Si han reaccionado las cantidades de reactivos que se indican en la figura, ¿cuál de las tres posibilidades finales será la que represente el proceso llevado a cabo? Justifica.

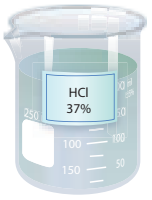
7 El gas natural está formado por una mezcla de compuestos de carbono e hidrógeno, llamados *hidrocarburos*, uno de los cuales es metano, CH_4. Al quemar el metano (arde en presencia de oxígeno) se obtiene dióxido de carbono y agua.

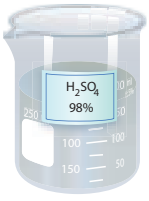
a) Escribe y balancea la reacción que se lleva a cabo.

b) Determina el número de moles y los gramos de oxígeno necesarios para quemar 200 g de metano.

c) Indica cuál será la masa de aire necesaria para que reaccionen 350 g de metano, si el aire contiene el 21% en masa de oxígeno.

8 Por lo general, las sustancias que intervienen en los procesos químicos contienen impurezas. Por esto, es importante cuantificar las impurezas antes de hacer los cálculos estequiométricos correspondientes. Determina el porcentaje de impurezas de los siguientes compuestos:

a 

b 

 © Santillana

Problemas básicos

9 El hidróxido de sodio o soda cáustica se prepara comercialmente mediante la reacción del carbonato de sodio con hidróxido de calcio o cal apagada.

a) ¿Cuántos kg de soda cáustica se pueden obtener tratando 5 kg de carbonato de sodio con hidróxido de calcio?

b) ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio se producen?

10 El amoníaco, NH_3, se prepara mediante la síntesis de Haber, a partir de la reacción entre el nitrógeno, N_2, y el hidrógeno, H_2.

a) ¿Cuál es la reacción que se lleva a cabo? Represéntala y balancéala.

b) Si reaccionan 30 g de nitrógeno con 10 g de hidrógeno, ¿cuántos gramos de amoníaco se producen?

c) ¿Cuántos moles de hidrógeno se requieren para que reaccionen 5 moles de nitrógeno?

11 Establece la relación molar entre las siguientes sustancias, teniendo en cuenta la siguiente ecuación química:

$$2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

a) Al a H_2O_4

b) H_2 a $Al_2(SO_4)_3$

c) H_2SO_4 a $Al_2(SO_4)_3$

d) $Al_2(SO_4)_3$ a H_2

e) Al a H_2

12 El hidróxido de sodio se combina con el ácido sulfúrico para formar sulfato de sodio y agua, como se indica en la siguiente ecuación química:

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

Si reaccionan 15 g de NaOH con 20 g de H_2SO_4, determina:

a) Cantidad de sulfato de sodio obtenido.

b) Número de moles de agua obtenidos.

c) Gramos de reactivo en exceso que sobran.

d) Gramos de reactivo límite que hacen falta.

e) Rendimiento de la reacción.

Problemas de profundización

13 El fluoruro de calcio presenta una reacción de doble sustitución frente al ácido sulfúrico, de acuerdo con la reacción:

$$CaF_2 + H_2SO_4^+ \longrightarrow CaSO_4^+ 2HF$$

Determina:

a) La masa de fluoruro de calcio del 90% de pureza que se requiere para preparar 100 g de ácido fluorhídrico.

b) La cantidad de ácido sulfúrico que debe reaccionar para obtener los 100 g de ácido fluorhídrico.

c) El número de moles de los reactivos y de los productos al inicio y al final de la reacción.

14 Determina los gramos de óxido de hierro (II) que se forman cuando reaccionan $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de oxígeno con 0,5 g de hierro.

15 En la descomposición del clorato de potasio se produce cloruro de potasio y oxígeno gaseoso, según la reacción:

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$

a) ¿Cuántos moles de cloruro de potasio y de oxígeno se forman en la descomposición de 15,31 g de clorato de potasio del 80% de pureza?

b) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

c) ¿Cuántos moles de clorato de potasio reaccionaron?

16 El fluoruro de calcio presenta una reacción de doble sustitución frente al ácido sulfúrico de acuerdo con la reacción:

$$CaF_2 + H_2SO_4^+ \longrightarrow CaSO_4^+ 2HF$$

Determina la masa de fluoruro de calcio del 90% de pureza que se requiere para preparar 100 g de ácido fluorhídrico.

17 En los procesos industriales y en la vida diaria se realizan cálculos teóricos para determinar las cantidades necesarias de los reactivos y producir las cantidades requeridas de los productos. En ocasiones, las cantidades obtenidas, no coinciden con los valores teóricos. ¿Cuáles son las causas de esta diferencia?

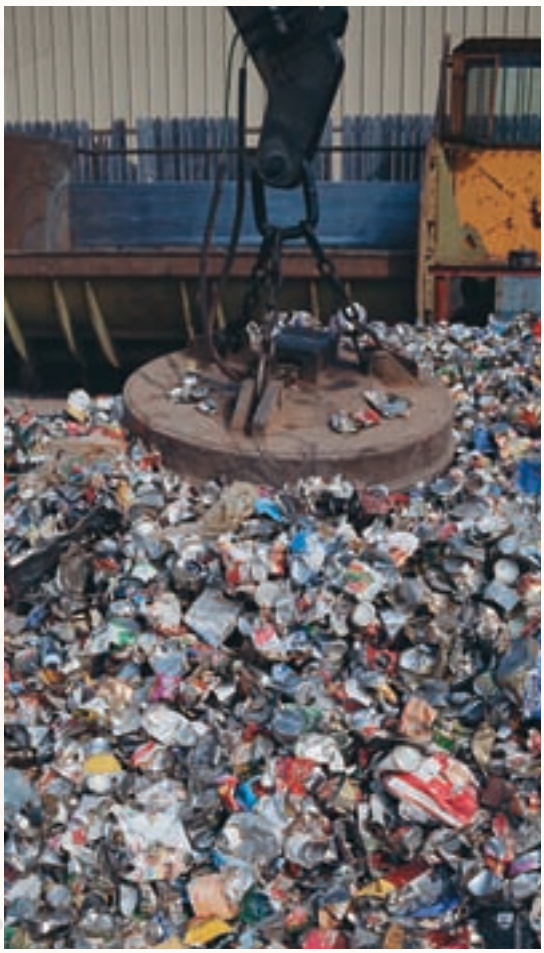
Extracción minera y sus efectos ambientales

La humanidad depende en gran parte de la extracción de minerales para el sostenimiento de sus industrias y está íntimamente ligada al nivel de desarrollo económico de un país. Por ejemplo, el hierro, el cobre, el aluminio, el oro y la plata son minerales de amplia utilización en la sociedad moderna. Sin embargo, en la actualidad los recursos mineros comienzan a ser cada vez más escasos y su sobreexplotación está generando daños ambientales.



El uso de cianuro y mercurio en el proceso de extracción del oro, contamina los recursos hídricos.

El impacto de la extracción de minerales y metales



La producción de metales requiere la extracción y transformación de minerales. En la actualidad la enorme demanda de metales ha ocasionado la sobreexplotación de estos recursos no renovables en el planeta, la extracción minera realizada de forma indiscriminada e inconsciente ha generado daños en ecosistemas enteros. Por ejemplo, la extracción de oro (Au) realizada a partir de recursos hídricos, requiere el uso de cianuro y mercurio, compuestos tóxicos que transportados por los ríos llegan al mar, esto ocasiona la muerte de peces, corales e incluso puede producir intoxicaciones en poblaciones humanas enteras que consumen estos alimentos contaminados.

De igual forma, la extracción indiscriminada ha provocado graves problemas de erosión que afecta a regiones enteras. Las fábricas de acero y aluminio producen grandes cantidades de residuos contaminantes como cal, ácidos, y sales de hierro, entre otras sustancias, las cuales contaminan ríos, lagos y suelos cercanos a estas industrias. La humanidad enfrenta un serio problema en relación con el equilibrio de sus necesidades de minerales y la sostenibilidad de los ecosistemas del planeta.

Una de las principales alternativas para el desarrollo sostenible de los recursos naturales, en especial, frente a la necesidad de la utilización de metales es el **reciclaje**, acción ambiental que pretende recuperar y reutilizar los metales que ya han sido utilizados. Este proceso es energéticamente menos costoso que la extracción desde el mineral de origen. Ejemplo de estas acciones lo constituye la obtención de aluminio (Al) a partir de latas de gaseosas, un proceso más sencillo y económico que el efectuado a partir de su mineral de origen: la bauxita ($Al(OH)_3Al_2Si_2O_5(OH)$).

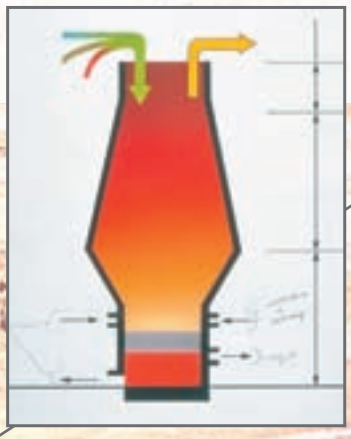
 © Santillana

Minerales y metales estratégicos

Los minerales y metales estratégicos son aquellos que están íntimamente relacionados con los avances tecnológicos modernos y su influencia en el nivel de desarrollo de un país. Algunos de los principales metales y minerales estratégicos son los siguientes:

- **Hierro (Fe)**: este metal se extrae de minerales de óxido de hierro y sulfuro de hierro. Su producción es fundamental en el desarrollo de un país gracias a su aplicación especialmente en la fabricación del acero.
- **Cobre (Cu):** se extrae de minerales como la malaquita que contienen carbonato de cobre. Este metal es indispensable en la fabricación de cables conductores de electricidad.
- **Aluminio (Al)**: el mineral más importante empleado como fuente de aluminio es la bauxita ($Al(OH)_3Al_2Si_2O_5(OH)$). El aluminio es ampliamente usado en la fabricación de las estructuras livianas de los aviones, marcos para bicicletas y ventanas; también se emplea en la fabricación de envases para alimentos, por ejemplo, latas de gaseosa, entre otros.
- **Titanio (Ti)**: el titanio es un metal costoso indispensable en la fabricación de estructuras que requieren de gran resistencia como herramientas o motores de aviones. Los países desarrollados son los principales consumidores de este metal.

Es responsabilidad de los gobiernos formular políticas tendientes al uso razonable de los recursos mineros de sus regiones.



Alto horno donde se obtiene hierro fundido.

Envenenamiento por plomo

El plomo es un metal de color gris-azulado que se encuentra en la naturaleza combinado con otros elementos como sulfuros u oxígeno. Es altamente maleable y dúctil así como refinado. Como elemento, el plomo es indestructible. Tan pronto como es liberado en el ambiente, permanece y puede moverse de un medio a otro.

El plomo es utilizado en baterías, pinturas, lozas de cerámica y materiales de soldadura y construcción. Hasta hace poco, el plomo era agregado a la gasolina de los autos. También se le utiliza en la elaboración de medicamentos y cosméticos. Dada su versatilidad, el plomo es actualmente un contaminante común en los basureros.

En el siglo XX, el uso del plomo en las pinturas y pigmentos fue reducido en forma estricta debido al peligro del envenenamiento por plomo, especialmente, entre la población infantil. A mediados de los años ochenta, tuvo lugar un significativo cambio en las pautas de su uso. Gran parte de este cambio se debió al cumplimiento de las regulaciones ambientales por parte de los consumidores, como ocurrió en Estados Unidos.

El plomo es un metal tóxico capaz de dañar las conexiones nerviosas (especialmente en los niños) y de causar hemorragias o desórdenes cerebrales. La exposición prolongada al plomo o a sus sales (en especial las sales solubles o el poderoso oxidante PbO_2) puede causar neuropatía y dolores abdominales como cólicos. La preocupación sobre el papel del plomo en los déficit cognitivos en los niños ha provocado una reducción generalizada de su uso (de hecho la exposición al plomo ha sido asociada a la esquizofrenia).



Las estructuras livianas de los aviones se fabrican con aluminio que se obtiene de la bauxita (óxido de aluminio).

Responde:

- ¿Cuáles son las características básicas del plomo?
- ¿En qué se usaba el plomo en el pasado?
- ¿Por qué se redujo el uso del plomo desde el siglo XX?

Intercambio de saberes

- En grupo, analiza cuál es la importancia de la extracción minera en el desarrollo tecnológico de tu país.
- Explica: ¿qué minerales se extraen en tu país? ¿Cómo ha afectado la extracción de minerales a los ecosistemas y las poblaciones humanas de nuestro país?
- Investiga y debate sobre la contaminación de ríos en Latinoamérica producida por extracciones mineras.

¿Cuál es el nombre químico de los compuestos que utilizamos en la vida diaria?

Cada ciencia tiene su propio lenguaje. En química inorgánica las sustancias han sido agrupadas en **funciones** con el fin de poder ser reconocidas por sus nombres y por sus propiedades. En las experiencias que se presentan a continuación vas a conocer el **nombre común** y el **nombre químico** de algunas sustancias de uso diario.

Conocimientos previos

Nomenclatura de óxidos, ácidos, bases y sales.

- Blanqueador
- Producto para destapar cañerías
- Multivitamínico
- Polvo para hornear
- Leche de magnesia
- Agua oxigenada, H_2O_2
- Cloruro de sodio, NaCl
- Sal dietética
- Ácido muriático, HCl
- Sulfato de magnesio, $MgSO_4$

Experimento 1

Procedimiento

1. Clasifica los diferentes productos en óxidos, ácidos, bases y sales, con base en su nombre comercial o común.
2. Lee la etiqueta de cada producto y escribe la composición referenciada por el fabricante.
3. Escribe otro tipo de información que contengan las etiquetas.
4. Compara las etiquetas de los productos cotidianos con las de los reactivos químicos utilizados en el laboratorio. ¿Qué diferencias encuentras?

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Qué símbolos de seguridad encuentras en las etiquetas de los reactivos químicos?
2. ¿Por qué crees que existen nombres comunes y nombres químicos para las sustancias químicas?
3. ¿Qué nombre químico reciben el ácido muriático, la leche de magnesia, el agua oxigenada, la sal de Epson y el polvo para hornear?
4. ¿Qué nombre químico reciben otros tres productos que utilizas en la vida diaria?
5. ¿Qué aplicación tienen la clasificación y la nomenclatura de los compuestos inorgánicos?

1



Reactivo

2



Producto multivitamínico

 © Santillana



¿Qué es la oxidación?

En la vida cotidiana se hace referencia a fenómenos de oxidación; escuchamos expresiones como: "la puerta se está oxidando", "le salió óxido al carro", "se avinagró el masato". Todos estos fenómenos responden al mismo proceso: la **oxidación**.

Mediante este diseño experimental podrás observar algunas reacciones de oxidación y reflexionar acerca de los beneficios y los perjuicios que puede causar esta clase de reacciones.

Conocimientos previos

Reacciones de óxido-reducción, agentes oxidantes, agentes reductores.

Reactivos:

- Agua oxigenada, H_2O_2
- Hipoclorito de sodio, NaClO, blanqueador de ropa

Materiales

- Bolsas de té
- Papel maché de diferentes colores
- Esponjillas de acero para limpiar
- Puntillas
- Pétalos de rosas u otras flores
- Tinta de varios colores
- 10 vasos de precipitados de 250 mL
- 10 cajas de Petri
- 1 estufa o un mechero



Experimento

Procedimiento

1. Calienta 200 mL de agua en la estufa o mechero y prepara una solución con dos bolsas de té.
2. Numera de 1 a 3 las cajas de Petri. En la caja 1 deposita las puntillas, en la caja 2, un trozo de esponjilla, y en la caja 3, los pétalos de flores.
3. Adiciona a cada caja 10 mL de blanqueador de ropa. Déjalos en reposo durante diez minutos y escribe tus observaciones. Observa los resultados después de varios días.
4. Repite los pasos 2 y 3, cambiando la solución de blanqueador por agua oxigenada y anota los resultados obtenidos.
5. En un vaso de precipitados de 200 mL, adiciona 50 mL de la solución de té y agrégale 50 mL de la solución con blanqueador de ropa. Observa y escribe los resultados.
6. Repite el paso 5, cambia el té por la tintas de colores. Anota tus observaciones.
7. Repite los pasos 5 y 6, cambia la solución de blanqueador por agua oxigenada.
8. Toma varios trozos de papel maché de colores de 20 × 20 cm. En un extremo del papel, adiciona 1 mL de solución con blanqueador de ropa y al otro extremo adiciónale 1 mL de agua oxigenada. Observa y compara los cambios.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Cuál de las sustancias utilizadas se puede considerar el agente oxidante de mayor efectividad?
2. ¿A qué se debe el cambio de color de los materiales depositados en las cajas de Petri?
3. ¿Por qué el té cambia de color al contacto con el blanqueador y el agua oxigenada?
4. ¿Qué función cumplen el blanqueador y el agua oxigenada al reaccionar con el papel maché?
5. ¿En qué situaciones de la vida diaria has observado el proceso de oxidación de una sustancia o de un objeto?

¿Qué clases de reacciones químicas ocurren en nuestro entorno?

Las **reacciones químicas** son procesos en los cuales dos o más sustancias se transforman en otras con propiedades diferentes. En el siguiente diseño experimental observarás diferentes clases de reacciones y algunas de sus manifestaciones físicas.

Conocimientos previos

Clases de reacciones químicas: de síntesis, de descomposición, de desplazamiento simple y de desplazamiento doble.

Reactivos

- Azufre en polvo, S
- Óxido de mercurio (II), HgO
- Sulfato cúprico, $CuSO_4$
- Cloruro de sodio, NaCl
- Nitrato de plata, $AgNO_3$
- Hierro en polvo, Fe
- Láminas de zinc, Zn
- Agua, H_2O
- Ácido clorhídrico, HCl

Materiales

- Gafas de seguridad
- Fósforos
- 1 gradilla
- 5 tubos de ensayo
- 1 pinza para tubo de ensayo
- 1 pipeta graduada de 10 mL
- 1 mechero Bunsen



Experimento 1: reacción de síntesis

Procedimiento

1. Mide 0,5 g de azufre y deposítalos en un tubo de ensayo.
2. Agrega sobre el azufre 0,5 g de hierro en polvo y calienta suavemente en el mechero Bunsen, tomando el tubo con la pinza correspondiente. Observa los cambios que ocurren.

Experimento 2: reacción de descomposición

Procedimiento

1. Mide 0,5 g de óxido de mercurio (II) en un tubo de ensayo.
2. Toma el tubo con las pinzas y acércalo a la zona azul de la llama del mechero. Observa los cambios que suceden.

Experimento 3: reacción de desplazamiento simple

Procedimiento

1. Vierte 2 mL de ácido clorhídrico concentrado en un tubo de ensayo.
2. Toma una lámina de zinc y sumérgela en el ácido. Observa los cambios.

Experimento 4: reacción de desplazamiento doble

Procedimiento

1. En un tubo de ensayo agrega 0,5 g de nitrato de plata y 3 mL de agua. Agita hasta que la sal se disuelva totalmente.
2. En otro tubo de ensayo agrega 0,5 g de cloruro de sodio y 3 mL de agua. Agita hasta que el yoduro se disuelva totalmente.
3. Al tubo que contiene la solución de nitrato de plata adiciona la solución de cloruro de sodio. Observa los resultados obtenidos.

Análisis de resultados

Responde:

1. Escribe y balancea las reacciones que ocurren en cada experimento.
2. ¿Qué diferencias existen entre las reacciones de desplazamiento simple y las de desplazamiento doble?
3. ¿Cómo se evidencia que en un proceso ocurren reacciones químicas?
4. ¿Qué reacciones químicas has observado en tu entorno?

© Santillana

¿Qué ocurre con la masa de los reactantes en una reacción química?

Antonio Lavoisier estableció que en toda reacción química la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos de la reacción: **ley de conservación de la masa**.

Con el siguiente diseño experimental comprobarás esta ley.

Conocimientos previos

Reactantes, productos balanceo de ecuaciones químicas.

Reactivos

- Nitrato de plomo (II), $Pb(NO_3)_2$
- Yoduro de potasio, KI
- Agua destilada

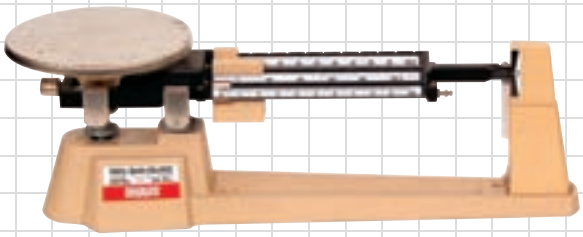
Materiales

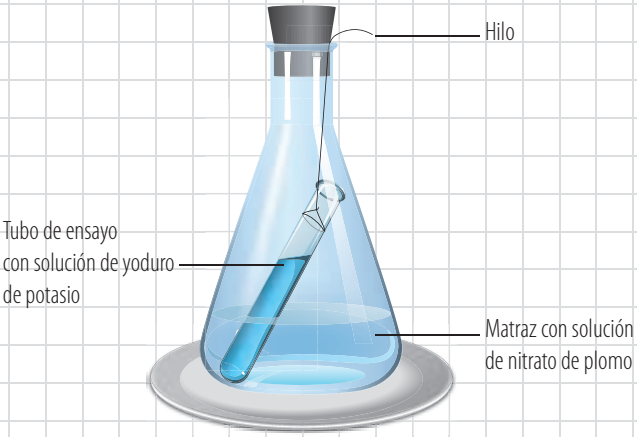
- 1 balanza
- 1 Erlenmeyer de 250 mL
- 1 tapón de caucho
- 1 gradilla
- Hilo

Experimento

Procedimiento

1. Mide 0,5 g de nitrato de plomo y deposítalos en el Erlenmeyer. Agrega 10 mL de agua hasta que la sal se disuelva totalmente.
2. Mide 0,5 g de yoduro de potasio y deposítalos en el tubo de ensayo. Adiciona 10 mL de agua y agita.
3. Con ayuda del hilo ubica el tubo dentro del matraz y tápalo.
4. Determina la masa del sistema en la balanza.
5. Deja mezclar las soluciones y mide nuevamente la masa del sistema.





Análisis de resultados

Responde:

1. Luego de comparar las masas obtenidas antes y después de mezclar los reactivos, ¿se comprueba la ley de conservación de la masa?
2. ¿Cuál es la ecuación química que se lleva a cabo?
3. ¿Qué sucederá en cuanto a la conservación de la masa de los reactantes y de los productos si una de las nuevas sustancias se encuentra en estado gaseoso?
4. ¿Cuántos gramos de yoduro de plomo (II) se producen en esta reacción?
5. ¿Cuál sustancia es el reactivo límite?



UNIDAD 4

Estados de agregación de la materia

Temas de la unidad

1. Conceptos básicos
2. Los gases



Para pensar…

Todas las sustancias que conforman el universo se presentan en uno de tres estados fundamentales: sólido, líquido o gaseoso. Además de estos, existen otros estados, que no son más que derivados de los tres anteriores. Por ejemplo, los coloides, como veremos más adelante, son un estado intermedio entre sólido y líquido; o el plasma, que se presenta cuando un gas se somete a temperaturas elevadas, del orden de los 10.000 °C, como ocurre en el Sol y otras estrellas.

Los diferentes estados de la materia se explican de acuerdo con modelos en los que los átomos, iones o moléculas constitutivas están sometidas a una serie de fuerzas e interacciones que tienden a separarlas o a mantenerlas unidas, según sea el caso. Estas fuerzas tienen magnitudes diferentes dependiendo del tipo de material del cual se trate. Por ejemplo, podemos observar fácilmente cómo un bloque de hielo se funde a una temperatura aproximada de 0 °C, mientras que uno de mantequilla lo hace alrededor de los 30 °C. ¿A qué se deben estas diferencias de temperatura? Si suministramos calor a estas sustancias, eventualmente se convertirán en gases o vapores. ¿Cómo y por qué ocurren estos cambios?

Para responder…

- ¿Por qué a temperatura ambiente unas sustancias son sólidas, mientras que otras son líquidas o gaseosas?
- ¿Cómo es posible que el agua pueda estar presente en la Tierra en tres estados de agregación? ¿Qué implicaciones tiene este hecho para la vida en el planeta?

1. Conceptos básicos

La dinámica del planeta Tierra permite que la materia exista en diferentes estados de agregación, dando origen a multiplicidad de fenómenos. Por ejemplo, el agua de la atmósfera se condensa para producir el rocío o se evapora para precipitarse luego como agua lluvia. En las siguientes páginas veremos cuáles son las características básicas de los diferentes estados de agregación de la materia.

1.1 Fuerzas de atracción entre moléculas

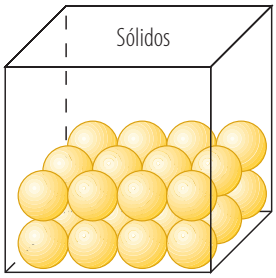
Como sabemos, las sustancias están constituidas por átomos, iones o moléculas. Estas partículas se hallan sujetas a fuerzas de atracción y repulsión. Las fuerzas de atracción entre partículas de una misma sustancia, se conocen como fuerzas de **cohesión**. Las fuerzas de repulsión son el resultado de la energía cinética que poseen las partículas y que las mantiene en constante movimiento. La magnitud de este movimiento es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentre la sustancia.

El estado de agregación de una sustancia, bajo unas determinadas condiciones de temperatura y presión, es el resultado de la relación entre las fuerzas de atracción (cohesión) y las fuerzas de repulsión (energía cinética) presentes entre las partículas constituyentes de dicho material (figura 1).

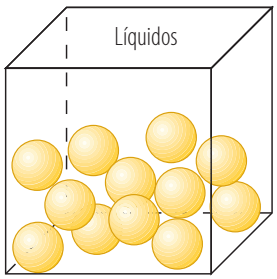
A partir de esta relación entre fuerzas, podemos clasificar las sustancias como gases, líquidos y sólidos. Así mismo, si modificamos las condiciones de presión y temperatura, provocaremos cambios de estado, como vimos en la primera unidad. Por ejemplo, cuando calentamos un líquido, suministramos energía a las partículas, con lo cual, la agitación térmica de éstas aumenta. Con ello, la oposición a las fuerzas de cohesión es cada vez mayor, hasta que el líquido se convierte en vapor.

Cada sustancia, de acuerdo con su constitución físico-química se presenta como sólida, líquida o gaseosa a temperatura ambiente.

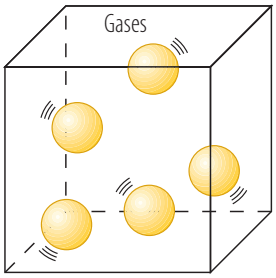
Los postulados anteriores constituyen un modelo explicativo para dar razón de los diferentes estados de la materia, así como de los cambios de estado que pueden experimentar las sustancias. Este modelo recibe el nombre de **teoría cinético-molecular** de la materia.



Fuerzas de cohesión fuertes.
Estructuras rígidas y compactas.



Cohesión menor que en sólidos.
Partículas con mayor movilidad.



Partículas con una alta energía cinética.
Estructura desordenada, con grandes espacios entre partículas.

Figura 1. Modelo molecular de los tres estados de la materia.

1.2 Los gases

Según la teoría cinético-molecular, los gases presentan las siguientes características:

- Tienden a ocupar todo el espacio disponible en el recipiente que los contiene, ya que sus moléculas poseen gran energía cinética, superando las fuerzas de atracción intermoleculares. Esta propiedad se denomina **expansibilidad**.
- Como consecuencia de la expansibiliad, los gases **no tienen forma ni volumen definidos**.

 © Santillana

- El volumen ocupado por un gas depende de la presión ejercida sobre éste, de forma que poseen una alta **compresibilidad** (figura 2).
- Debido a que las fuerzas entre las partículas de un gas son débiles, éstas se hallan dispersas en el espacio. Como resultado de esto, el volumen que ocupa un gas es muy superior al volumen de las partículas constitutivas del mismo, pues estas presentan una **baja densidad**.
- Cuando dos o más gases se hallan ocupando el mismo espacio, sus partículas se entremezclan completa y uniformemente, por lo que se dice que los gases poseen una alta **miscibilidad**.



Figura 2. Los gases se expanden y comprimen con gran facilidad.

Algunas sustancias que se presentan en estado gaseoso, a temperatura ambiente son: el nitrógeno (N_2), el oxígeno (O_2), el hidrógeno (H_2), el dióxido de carbono (CO_2) y el cloro (Cl_2). El oxígeno y el hidrógeno son los elementos constitutivos del agua, sin la cual no hubiera sido posible el desarrollo de la gran variedad de seres vivos que habita el planeta Tierra. Por esta razón, vamos a dedicar los siguientes apartados al estudio de estos dos gases.

1.2.1 El oxígeno

1.2.1.1 Historia

El científico inglés **Joseph Priestley** (1733-1804), en 1774, trabajando en su laboratorio, descubrió un gas que presentaba un comportamiento muy particular. El montaje experimental que utilizó fue el siguiente: colocó un polvo rojizo (óxido de mercurio II, HgO) dentro de un matraz. Al calentar este polvo, valiéndose de una lente de gran aumento para concentrar los rayos solares, observó que se desprendía un gas. Para aislar este gas y así poder estudiar sus propiedades, empleó un dispositivo en el cual hacía pasar el gas producido a través de un tubo de vidrio que comunicaba con un recipiente invertido y lleno de agua, en cuya base se atrapaba la sustancia gaseosa (figura 3).

De esta manera pudo observar que el misterioso gas tenía la propiedad de hacer arder algunos materiales, como la madera y que una vela podía permanecer encendida cuando se hallaba en su presencia. No obstante, con los conocimientos que poseía Priestley, le fue imposible explicar lo que había descubierto. Años más tarde, en 1777, **Lavoisier**, realizó nuevos experimentos con la extraña sustancia, determinando que ésta se hallaba libre en el aire, en una proporción del 20% y evidenciando una relación estrecha entre dicho gas y fenómenos como la combustión y la respiración. Finalmente, Lavoisier le dio el nombre de **oxígeno**, que significa "engendrador de ácido".

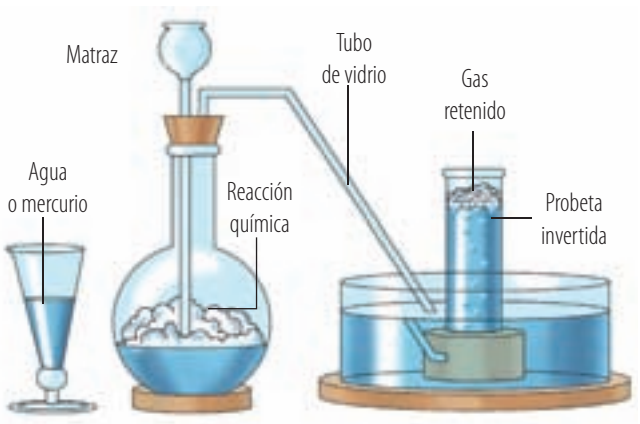


Figura 3. Dispositivo empleado por Priestley para retener diferentes gases. Nota que el líquido empleado para atrapar el gas producido en la reacción puede ser agua o mercurio, dependiendo de si el gas en cuestión es soluble o no en agua.

1.2.1.2 Estado natural y propiedades físicas

El oxígeno es un gas incoloro, inodoro e insípido, algo más pesado que el aire y poco soluble en agua. Se licúa a una temperatura de −183 °C, adquiriendo una tonalidad azulada. Se solidifica a −218,5°, formando una masa compacta de color azul.

Si respiramos oxígeno puro durante un largo período, se produce una aceleración del ritmo cardiaco que se traduce en un estado de euforia y ocasiona un desgaste en el organismo por efecto de la rápida combustión de sus reservas energéticas.



Figura 4. El oxígeno constituye el 20% del total de gases atmosféricos, siendo el segundo en importancia, después del nitrógeno (78%), haciendo posible la vida en la tierra.

1.2.1.3 Propiedades químicas

El oxígeno (figura 4) está constituido por moléculas diatómicas (O_2). Es un elemento muy activo que forma compuestos con casi todos los elementos, a excepción de los gases nobles. Con el sodio y el potasio reacciona rápida y violentamente, mientras que con otros elementos como el cobre, el mercurio y el antimonio, solamente reacciona a temperaturas elevadas.

Con los elementos no metálicos, el oxígeno forma óxidos ácidos:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \text{ (óxido sulfuroso)}$$

$$C + 1/2O_2 \longrightarrow CO \text{ (óxido carbonoso u óxido de carbono (II))}$$

$$Cl_2 + 7/2O_2 \longrightarrow Cl_2O_7 \text{ (óxido perclórico u óxido de Cl (VII))}$$

Con los metales, el oxígeno forma óxidos básicos. Algunos ejemplos son:

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO \text{ (óxido de magnesio)}$$

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 \text{ (óxido férrico)}$$

$$2Na + 1/2O_2 \longrightarrow Na_2O \text{ (óxido de sodio)}$$

El oxígeno está directamente involucrado en la combustión de sustancias. La sustancia que se quema o consume durante la reacción recibe el nombre de **combustible**, mientras que la sustancia que mantiene la combustión se denomina comburente. En las combustiones que ocurren en el aire, el oxígeno actúa como **comburente**.

1.2.1.4 Obtención de oxígeno

La forma más común de obtener oxígeno en el laboratorio es a través del calentamiento de clorato de potasio en presencia de dióxido de manganeso, que actúa como catalizador de la reacción, tal como se ilustra a continuación:

$$2KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2KCl + 3O_2$$

Otras formas de obtener oxígeno son:

- A través de la reacción entre el agua y el peróxido de sodio, según la ecuación:

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2$$

- Por electrólisis del agua, es decir, rompimiento del compuesto en sus elementos, por fuerzas eléctricas. Este método suministra oxígeno de alta pureza (figura 5).
- Industrialmente, se obtienen grandes cantidades de oxígeno mediante la destilación fraccionada de aire líquido. El aire se despoja de la humedad y del CO_2 que contiene y se enfría (contrae) y calienta (expande) sucesivamente, hasta que finalmente se licúa. Luego se destila, con el fin de separar el oxígeno del nitrógeno.

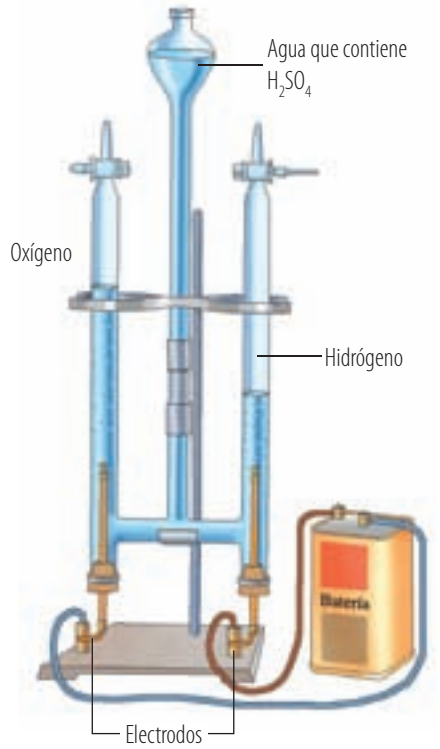


Figura 5. La electrólisis del agua es una forma de obtener oxígeno de alta pureza.

1.2.1.5 Usos

El oxígeno es uno de los agentes oxidantes más utilizados en la industria, debido a su fácil obtención y bajo costo. Por ejemplo, en la industria del acero se utiliza para quemar impurezas como el carbono y el azufre. El oxígeno líquido se utiliza como combustible de cierto tipo de cohetes. Combinado con carbón, gasolina y aluminio en polvo, se convierte en un poderoso explosivo. En medicina es ampliamente utilizado en forma de inhalaciones, mezclado con helio y CO_2.

 © Santillana

1.2.2 El hidrógeno

1.2.2.1 Historia

En 1766, el químico inglés **Henry Cavendish** (1731-1810) observó que cuando depositaba pequeños trozos de metal, por ejemplo, de zinc, en un recipiente con ácido, se desprendía un gas. Este gas tendía a ascender rápidamente a la atmósfera circundante, quemándose cuando entraba en contacto con el aire, luego de lo cual se observaba la aparición de vapor de agua. Cavendish, lo llamó "aire inflamable" por su propiedad de arder con facilidad. Más tarde, Lavoisier observó que este gas era capaz de formar agua, bajo ciertas condiciones, por lo que lo llamó **hidrógeno**, que en griego significa generador de agua.



Figura 6. El hidrógeno es usado para producir temperaturas elevadas en el soplete oxhídrico.

1.2.2.2 Estado natural y propiedades físicas

El hidrógeno existe en grandes cantidades en la naturaleza. En estado libre es poco frecuente, encontrándose solamente en los gases de erupciones volcánicas, en las capas más altas de la atmósfera, en el Sol y en las estrellas. En condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 0 °C) es un gas inodoro, incoloro e insípido. Es buen conductor de calor y de electricidad. Se presenta en forma molecular como H_2. Es el gas más ligero que se conoce, pues sus átomos presentan la estructura más sencilla posible, es decir, un protón y un electrón.

1.2.2.3 Propiedades químicas

El hidrógeno ejerce una fuerte acción sobre el oxígeno, hasta tal punto que puede desplazar el metal unido a éste en algunos óxidos, para formar agua. Esta propiedad se conoce como **poder reductor** y es una de las características más importantes del hidrógeno. La siguiente reacción ilustra este proceso:

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

El hidrógeno reacciona también con la mayoría de los metales, formando hidruros. Estos se descomponen en presencia de agua y originan hidróxidos, como se muestra en la siguiente reacción:

$$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$

El hidrógeno puede reaccionar también con los halógenos para formar hidrácidos:

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$$

1.2.2.4 Usos

El hidrógeno se emplea en la obtención industrial de amoniaco, el cual es muy útil en la fabricación de fertilizantes y explosivos.

Otra aplicación industrial del H se relaciona con la solidificación de ciertas grasas, como el aceite de semillas de algodón. El aceite es calentado a unos 175 °C, bajo presión y en presencia de níquel en polvo, que actúa como catalizador del proceso. Luego se hace burbujear hidrógeno a través de la grasa líquida, con lo cual, el gas se combina con las moléculas de aceite y forma grasas más pesadas que se solidifican fácilmente a temperaturas ordinarias. Este proceso se conoce como **hidrogenación**.

Cuando se mezcla adecuadamente con el oxígeno se emplea en el soplete oxhídrico (figura 6), muy útil para soldar metales. También es empleado como combustible de cohetes (figura 7).

En el laboratorio sirve como agente reductor en numerosas reacciones.



Figura 7. El hidrógeno también es empleado como combustible de cohetes espaciales.



Figura 8. El hábito de fumar es una fuente adicional de contaminación del aire además de ser un severo agresor del sistema respiratorio.

1.2.3 Contaminación atmosférica

Cuando las concentraciones de algunos de los gases que conforman la atmósfera cambian drásticamente, o cuando se generan sustancias nuevas al sistema, la dinámica normal de la atmósfera se torna perjudicial para el ser humano y para su medio ambiente (figura 8).

De los diferentes problemas ambientales generados por la emisión de estos gases, la destrucción de la capa de ozono es uno de los más graves. Esta destrucción se produce cuando los compuestos fluorocarbonados (CFC) alcanzan la estratosfera y generan una serie de reacciones, como se muestra a continuación:

$$CF_2Cl_2 + UV \longrightarrow \cdot CF_2Cl + Cl^{\cdot}$$

El radical $Cl^{\cdot}$ reacciona entonces con el ozono (O_3):

$$Cl^{\cdot} + O_3 \xrightarrow{UV} ClO^{\cdot} + O_2$$

El ClO a su vez se combina con el oxígeno:

$$ClO^{\cdot} + O \longrightarrow Cl + O_2$$

Si bien estos compuestos son responsables de la pérdida del 80% del ozono estrastosférico, otros compuestos pueden reaccionar con el ozono, descomponiéndolo.

Figura 9. Principales contaminantes gaseosos del aire.

Tipo de contaminante	Principales compuestos	Origen		Efectos nocivos	Problemas ambientales generados
		Actividades humanas	Natural		
Óxidos de carbono	CO_2 (dióxido de carbono)	Combustión completa y en presencia de oxígeno de diversos materiales, en motores de combustión interna (automóviles).	Respiración animal y vegetal.	Causa asfixia cuando se presenta en concentraciones elevadas.	Efecto invernadero (calentamiento global).
	CO (monóxido de carbono)	Combustión incompleta y con escacez de oxígeno, de derivados del petróleo principalmente, en automóviles.	Incendios forestales.	Daño neurológico y cardiovascular.	
Óxidos de azufre	SO_2 (dióxido de azufre)	Combustión de materiales ricos en S, como el carbón y el petróleo, para generación de luz y calefacción.	Volcanes e incendios forestales.	Irritación de vías respiratorias.	Lluvia ácida y esmog industrial.
Óxidos de nitrógeno (NOx)	NO (monóxido de nitrógeno)	Funcionamiento de los motores de combustión interna, generación eléctrica, fertilizantes y por transformación del NO_2.	Metabolismo del N en seres vivos o por la reacción del nitrógeno y el oxígeno atmosféricos (O_2 y N_2), bajo la acción de los rayos UV del sol.	Afecciones respiratorias (similar al CO).	Lluvia ácida, destrucción de la capa de ozono y esmog fotoquímico.
	NO_2 (dióxido de nitrógeno)	Reacción del NO con el oxígeno atmosférico.			
Clorofluoro carbonados (CFC)	CF_2Cl_2 y $CFCl_3$	Fabricación de aerosoles, sistemas de refrigeración y aire acondicionado.	Ninguno.	Ninguno en el ser humano.	Destrucción de la capa de ozono.

 © Santillana

1.3 Los líquidos

Comparados con los gases, los líquidos son mucho más densos. Esto quiere decir que las moléculas están más próximas entre sí. Dado que las partículas de un líquido también se hallan en continuo movimiento, según la teoría cinético-molecular, al estar más próximas entre sí, los choques de unas moléculas con otras son más frecuentes, al tiempo que la movilidad molecular es más restringida. Esta teoría también establece que cuando un par de moléculas se encuentran demasiado cerca, se repelen, debido a que ambas poseen las mismas cargas externas. El equilibrio entre las fuerzas de repulsión y atracción contribuye a mantener las moléculas en continuo movimiento.

Las partículas en un líquido se hallan sujetas por fuerzas suficientemente altas como para mantenerlas juntas y cerca, pero no tan fuertes como para impedir que dichas partículas puedan deslizarse unas sobre otras, haciendo de las sustancias líquidas, **fluidos**.



Figura 10. Los líquidos no tienen forma definida, sino que toman la del recipiente que los contiene.

1.3.1 Propiedades de los líquidos

- Los líquidos poseen **volumen constante**, debido a que las fuerzas de atracción intermoleculares son relativamente altas como para impedir que las sustancias líquidas se expandan, como ocurre con los gases.
- Adoptan la forma del recipiente que los contiene ya que sus moléculas se pueden deslizar unas sobre las otras, es decir, tiene **forma variable** (figura 10).
- Tienen capacidad de **difusión lenta**, debido a que las distancias intermoleculares son más pequeñas.
- Poseen **viscosidad variable**. Así, algunos líquidos, como el aceite, fluyen lentamente, mientras que otros como el agua, lo hacen con mayor rapidez.
- Son prácticamente **incompresibles**. Aún a temperaturas muy altas, su volumen se altera muy poco, debido a que el espacio libre entre las moléculas es mínimo.
- La cohesión entre las moléculas de un líquido es uniforme hacia todas las direcciones. Sin embargo, sobre la superficie de contacto con otras sustancias, por ejemplo el aire sobre un recipiente, se produce un desequilibrio de fuerzas, resultante de la atracción diferencial entre las partículas del líquido y entre éstas y las del aire. El resultado es una fuerza, llamada **tensión superficial** (figura 11). Su acción puede observarse, por ejemplo en la formación de gotas o al colocar objetos ligeros sobre la superficie del líquido, que flotarán, sostenidos por esta fuerza.
- El ascenso espontáneo de un líquido dentro de un tubo estrecho, es un rasgo fundamental de los líquidos y se conoce como **capilaridad**. Este fenómeno es consecuencia de las fuerzas de cohesión entre las partículas del líquido y las fuerzas de atracción entre el líquido y las paredes del recipiente, llamadas fuerzas de adhesión. Si las fuerzas de adhesión son mayores que las de cohesión, éste subirá por la pared del recipiente. En cambio si la cohesión es mayor que la **adhesión**, el líquido no ascenderá sino que formará un especie de curva cóncava en la superficie de contacto con el tubo, llamada **menisco**. Por ejemplo, el agua es atraída por las paredes de los conductos vasculares de las plantas, lo que permite que esta ascienda desde las raíces hacia las partes altas.

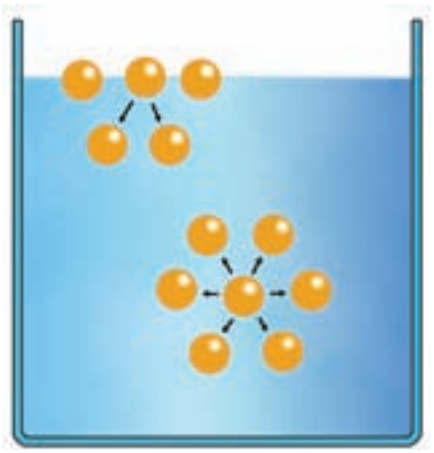


Figura 11. La tensión superficial es el resultado de un desequilibrio de fuerzas de atracción entre las moléculas del líquido y aquellas del aire circundante.

EJERCICIO

1. Compara la forma y el tamaño de las gotas de diferentes líquidos. ¿A qué podrías atribuir las diferencias?
2. La tensión superficial de un líquido disminuye al aumentar la temperatura, ¿por qué?

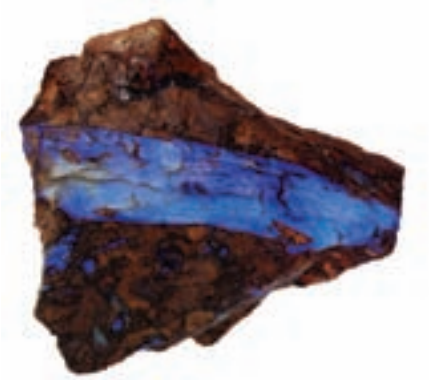


Figura 12. El ópalo es uno de los pocos minerales que se encuentran en estado amorfo.

1.4 Los sólidos

En los materiales sólidos las fuerzas de atracción intermoleculares son mucho más potentes que entre las partículas de líquidos y entre las partículas de gases. Esta situación se presenta en sustancias iónicas metálicas y en enrejados.

Una sustancia existe en estado sólido porque las fuerzas de atracción entre sus moléculas son superiores a las fuerzas de dispersión debidas a la agitación térmica. En un sólido, las partículas se mantienen juntas y ordenadas en una estructura rígida donde sólo poseen movimiento vibracional. La velocidad de vibración depende de la temperatura, así, al aumentar ésta, la vibración se hace más fuerte.

1.4.1 Propiedades de los sólidos

- Los sólidos tienen **forma definida**, independientemente del recipiente que los contiene, debido a que sus partículas se encuentran adheridas rígidamente entre sí.
- Los sólidos poseen un **volumen definido**, pues, como se mencionó anteriormente, los átomos o moléculas de un sólido no poseen movimiento de translación sino únicamente de vibración en torno a puntos fijos.
- Comparados con los líquidos o los gases, los sólidos presentan una **difusión muy lenta**, debido a que sus moléculas ocupan posiciones fijas de las que apenas pueden separarse.
- Los sólidos son **incompresibles**, debido a que sus moléculas están muy cerca unas de otras. Al comprimirlos por lo general se deforman.
- Cuando una sustancia se solidifica, sus moléculas disminuyen la agitación térmica y se ordenan de formas particulares, dando lugar a estructuras geométricas definidas, que se repiten en todo el volumen del sólido y se denominan **cristales**.

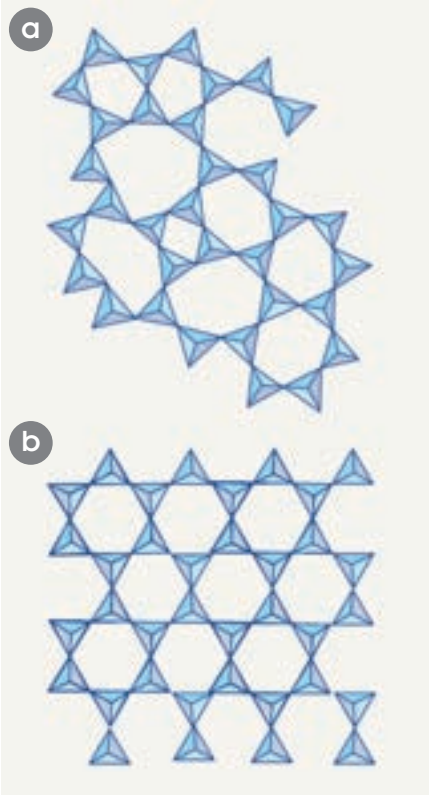


Figura 13. a) Estructura de un sistema amorfo (vidrio) y b) de un sistema cristalino.

1.4.2 Sólidos cristalinos y amorfos

De acuerdo con la manera como una sustancia cambia al estado sólido, ya sea desde el líquido o el gaseoso, su estructura interna, es decir, la organización de sus moléculas, será diferente. Así, cuando el cambio de estado ocurre gradualmente, se obtiene un **sólido cristalino**, en el cual las partículas se ubican de forma ordenada en una red tridimensional, estableciéndose la máxima atracción entre ellas. Esta distribución da lugar a estructuras poliédricas, llamadas **cristales**.

Por el contrario, cuando el enfriamiento ocurre abruptamente, las partículas poseen una distribución desordenada, obteniéndose lo que se denomina un **sólido amorfo** o **vidrio** (figura 12). En un vidrio las partículas tienen casi la misma distribución que en los líquidos, salvo que su movimiento translacional ha cesado, perdiendo así su fluidez (figura 13).

1.4.3 Los cristales

Los cristales son estructuras homogéneas, limitadas por superficies planas o caras cristalinas, que se cortan formando ángulos. La magnitud de estos ángulos es propia de cada elemento o compuesto. Las hermosas caras angulares, planas y suaves de los cristales son la manifestación externa de un maravilloso orden interno.

 © Santillana

Las posiciones que ocupan las partículas de un sólido cristalino se pueden determinar por medio de una técnica basada en la difracción de rayos X. La forma como estos son difractados por los electrones de las unidades estructurales del cristal (átomos, iones o moléculas), da información sobre las distancias y ángulos entre átomos. Si se representa el centro de cada partícula por un punto y se imagina su distribución en el espacio, se tendrá lo que se llama **red cristalina espacial**. Para el estudio de un cristal se escoge una porción mínima del mismo, llamada **celda unidad**, considerada como representativa de todo el conjunto, de tal manera que, si esta celda es desplazada en las tres dimensiones del espacio, sea posible reconstruir todo el sistema.

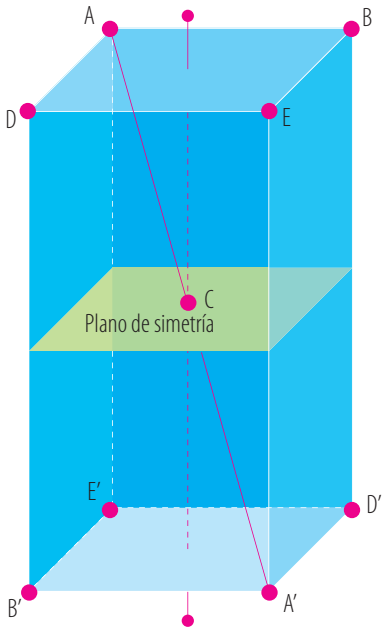


Figura 14. El punto C es el centro de simetría de un cristal.

1.4.3.1 Elementos de un cristal

Un cristal se compone de: **caras** o superficies que lo limitan, **aristas** o intersecciones entre dos caras y **vértices** o ángulos sólidos formados por la convergencia de varias caras. Adicionalmente, podemos identificar:

- El **plano de simetría**: plano imaginario que divide un cristal en dos partes iguales, siendo una la imagen especular de la otra.
- El **centro de simetría**: punto en donde se cortan todos los ejes de simetría, de manera tal que toda recta que pase por este centro une puntos simétricos del cristal. En un cristal que posee centro de simetría (C), a cada punto A le corresponde otro punto A', de tal forma que las distancias AC son exactamente iguales a A'C (figura 14).
- El **eje de simetría**: línea imaginaria sobre la cual podría girar el cristal, presentando dos, tres, cuatro o seis veces la misma forma durante una revolución completa (figura 15).
- Los **ejes cristalográficos**. Son líneas imaginarias que pasan por el centro del cristal. En la mayoría de los casos, un eje cristalográfico coincide con un eje de simetría. Estos ejes forman **ángulos cristalográficos**, que pueden ser de tres tipos: alfa (α), beta (β) y gamma (γ).

1.4.3.2 Tipos de sólidos cristalinos

Se pueden considerar cuatro tipos de sólidos cristalinos. Veamos.

Tipos de cristales	Unidad que ocupan los nudos	Fuerzas de enlace	Propiedades	Ejemplos
Molecular	Moléculas	Dipolo-dipolo Van der Waals	Blandos, punto de fusión bajo, buenos aislantes	H_2, H_2O, CO_2
Iónico	Cationes (+) Aniones (−)	Atracción electrostática	Duros y frágiles, punto de fusión alto, buenos aislantes	NaCl, KNO_3, Na_2SO_4
Covalente	Átomos	Electrones compartidos	Duros, punto de fusión alto, no conductores	Diamante y cuarzo
Metálico	Cationes inmersos en el mar de electrones	Atracción electrostática entre cationes y electrones	Duros o blandos, punto de fusión alto, buenos conductores	Na, Cu, Fe

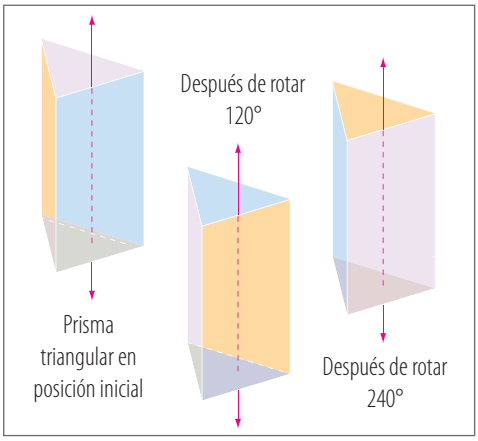
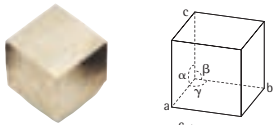
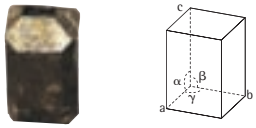
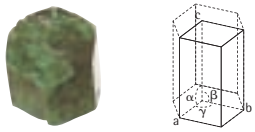
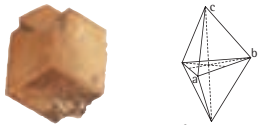
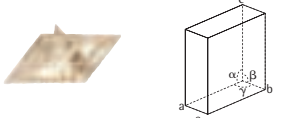
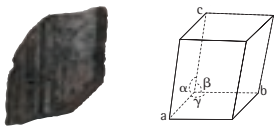


Figura 15. El cristal que se muestra en la figura tiene un eje de simetría ternario, así, luego de girarlo tres veces, muestra siempre caras iguales.

1.4.3.3 Los sistemas cristalinos

Para facilitar su estudio, los cristales se han clasificado en sistemas y clases, en los cuales se agrupan cristales con elementos de simetría similares.

Las diversas combinaciones que se pueden hacer con los elementos de simetría descritos anteriormente dan lugar a 32 clases cristalinas distintas, que se agrupan en siete sistemas cristalinos, cada uno con características comunes, según se muestra en la siguiente tabla:

Unidad fundamental	Sistema	Elementos de simetría comunes	Constantes cristalográficas
	Cúbico	3 ejes cuaternarios 4 ejes ternarios	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$ $a = b = c$
	Tetragonal	1 eje cuaternario	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$ $a = b \neq c$
	Hexagonal	1 eje senario	$a = \beta = 90°, \gamma = 120°$ $a = b \neq c$
	Trigonal	1 eje ternario	$a = \beta = \gamma \neq 90°$ $a = b \neq c$
	Rómbico	1 eje binario	$a = \beta = \gamma = 90°$ $a \neq b \neq c$
	Monoclínico	1 eje binario	$\alpha = \gamma = 90° \neq \beta$ $a \neq b \neq c$
	Triclínico	Centro de simetría	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90°$ $a \neq b \neq c$

1.4.3.4 Propiedades físicas de los cristales

- **Clivaje:** cuando un cristal se rompe, sus partículas tienden a mantener la forma del cristal mayor. El clivaje produce cristales más pequeños pero del mismo tipo. En algunos casos los planos de clivaje facilitan el tallado de algunos cristales.
- **Anisotropía:** es la propiedad de propagar el calor y la luz con igual velocidad en todas las direcciones, dependiendo del sistema cristalino a que pertenezca.
- **Polarización de la luz:** cuando un rayo de luz pasa a través de ciertos cristales, se divide en dos haces, como resultado de la doble refracción que experimentan las ondas al cambiar su medio de propagación. A la luz resultante que vibra en un solo plano se le conoce como **luz polarizada** y es muy útil en análisis químicos para determinar la actividad óptica de las sustancias. Los cristales que polarizan la luz se llaman **polarizadores**.

 © Santillana

Interpreta

1 En las siguientes imágenes se muestran tres sustancias en diferentes estados de agregación.



Agua



Nubes



Sal

a) ¿Cómo es el volumen del agua, comparado con el volumen de la sal y de la nube, definido o indefinido? Justifica tu respuesta.

b) ¿Qué diferencias existen entre las fuerzas de atracción y la viscosidad de las partículas que conforman los sólidos, los líquidos y los gases?

c) ¿Qué diferencias puedes establecer con relación a la forma de los tres estados de agregación?

2 De acuerdo con la forma como una sustancia cambia al estado sólido, ya sea desde el líquido o el gaseoso, su estructura cambia. Si el cambio ocurre gradualmente se obtiene un sólido cristalino, y si el cambio ocurre bruscamente se obtendrá un sólido amorfo. ¿Qué diferencias existen entre los sólidos cristalinos y los sólidos amorfos? Escribe un ejemplo para cada caso.

3 Explica los procesos mediante los cuales la materia puede cambiar de estado:

a) Sublimación progresiva

b) Evaporación

c) Solidificación

d) Fusión

e) Condensación

f) Sublimación regresiva

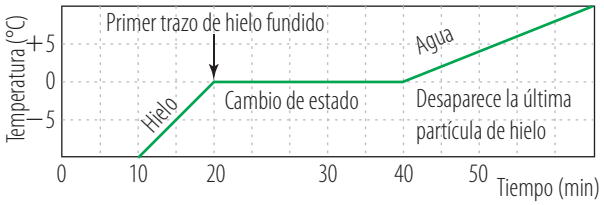
Argumenta

4 Si un cuerpo se observa con una lente de aumento, su aspecto cambia. Los que parecen tener una textura lisa y uniforme se muestran llenos de rugosidades. Explica qué relación existe entre la situación anterior y la continuidad y discontinuidad de la materia.

5 Explica: ¿Por qué se consideran como fluidos a los gases y a los líquidos?

6 Responde: ¿Por qué razón al congelar el agua aumenta su volumen?

7 Observa la siguiente gráfica y explica las situaciones planteadas a continuación:



a) ¿Por qué la temperatura permanece constante entre 20 minutos y 40 minutos?

b) ¿Qué sucederá al suspender el calentamiento a 40 minutos?

c) ¿Qué significa la expresión "primer trazo de hielo"?

d) ¿Qué condiciones de temperatura y presión se requieren para llevar a cabo este cambio de estado?

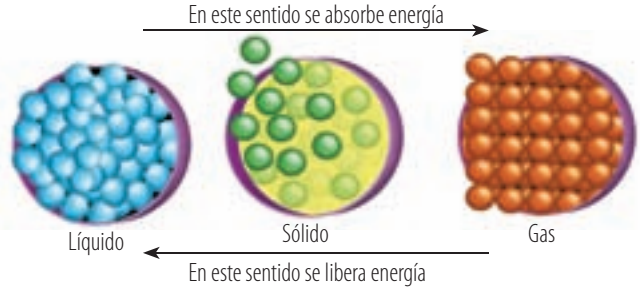
Propone

8 A temperaturas mayores de 1.000.000 °C, las partículas que conforman los gases se rompen y pasan al estado plasma, como sucede en las estrellas como el Sol, que están conformadas por helio e hidrógeno. A estas temperaturas las moléculas se mueven tan rápidamente que se rompen los átomos y forman fracciones, liberando gran cantidad de energía que se puede usar, por ejemplo, para obtener electricidad.

a) ¿En qué fenómenos naturales se pueden alcanzar temperaturas por encima de 1.000.000 °C?

b) ¿Qué otras aplicaciones se le puede dar a la gran cantidad de energía que proviene del estado plasma?

9 Observa el siguiente dibujo que representa los cambios de estado de la materia:



¿Qué sucede con la energía absorbida o liberada y con el movimiento de las moléculas?



Figura 16. El barómetro de mercurio permite medir la presión atmosférica. Fue ideado por Evangelista Torricelli.

2. Los gases

Aunque en el tema anterior vimos los estados de agregación de la materia, consideramos pertinente en este tema profundizar en el estudio de los gases, pues son sistemas muy importantes dentro del desarrollo de la química. Basta con decir que las primeras teorías sobre la estructura de la materia se basaron en el conocimiento que tenían los científicos de los sistemas gaseosos.

2.1 Propiedades de los gases

Para definir el estado de un gas se necesitan cuatro magnitudes: masa, presión, volumen y temperatura.

- **Masa.** Representa la cantidad de materia del gas y suele asociarse con el número de moles (n).
- **Presión.** Se define como la fuerza por unidad de área, F/A. La presión P, de un gas, es el resultado de la fuerza ejercida por las partículas del gas al chocar contra las paredes del recipiente. La presión determina la dirección de flujo del gas. Se puede expresar en atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mmHg), pascales (Pa) o kilopascales (kPa).

  La presión que ejerce el aire sobre la superficie de la tierra se llama **presión atmosférica** y varía de acuerdo con la altura sobre el nivel del mar; se mide con un instrumento llamado **barómetro** (figura 16). Las medidas hechas a nivel del mar y a 0 °C dan un promedio de 760 mm de Hg que son equivalentes a 1 atm, a 101,3 kPa, a 1,0332 kg/cm², a 7,6 · 102 torr (Torricelli) o a 1,01325 bares, dependiendo de la unidad en la que se quiera expresar.

  La presión de un gas se mide con un aparato llamado **manómetro** (figura 17).

  En el estudio de los gases es necesario tener claridad sobre dos conceptos: **la presión ejercida por un gas y la presión ejercida sobre el gas**.

  La presión ejercida por el gas es la que ejercen las moléculas del propio gas. Se le llama **presión interna** porque actúa desde adentro hacia afuera a través de los choques de sus moléculas con el recipiente que las contiene. En cambio, la presión ejercida sobre un gas corresponde a la fuerza que se ejerce sobre él, comprimiendo sus moléculas, para que ocupen un volumen determinado. Esta se llama **presión externa**.
- **Volumen.** Es el espacio en el cual se mueven las moléculas. Está dado por el volumen del recipiente que lo contiene, pues por lo general se desprecia el espacio ocupado por las moléculas. El volumen (V) de un gas se puede expresar en m³, cm³, litros o mililitros. La unidad más empleada en los cálculos que se realizan con gases es el litro.
- **Temperatura.** Es una propiedad que determina la dirección del flujo del calor. Se define como el grado de movimiento de las partículas de un sistema bien sea un sólido, un líquido o un gas.

  La temperatura en los gases se expresa en la escala Kelvin, llamada también **escala absoluta**.



Figura 17. El manómetro o medidor de presión de gases es un instrumento muy utilizado en el campo industrial.

 © Santillana

Puesto que muchos gases se encuentran a muy bajas temperaturas (negativas en la escala centígrada), es conveniente al realizar cálculos matemáticos, transformar primero los grados centígrados en grados absolutos (figura 18). Cuando se tiene 1 mol de gas, a 1 atm de presión, a una temperatura de 273 K y ocupa un volumen de 22,4 L, se dice que se encuentra en **condiciones normales** (C.N.)

Magnitudes	Unidades	C.N.
Presión	1 atm = 760 mm de Hg = 760 torr	1 atm
Volumen	Litros	22,4 L
Temperatura	K	273 K
Masa	Moles	1 mol

Figura 18. Magnitudes utilizadas para los gases.

2.2 Teoría cinética de los gases

La teoría cinética de los gases intenta explicar el comportamiento de los gases a partir de los siguientes enunciados:

- Los gases están compuestos por partículas muy pequeñas llamadas **moléculas**. La distancia que hay entre las moléculas es muy grande comparada con su tamaño; esto hace, que el volumen total que ocupan sea solo una fracción muy pequeña comparada con el volumen total que ocupa todo el gas. Este enunciado explica la alta compresibilidad y la baja densidad de los gases (figura 19).
- **No existen fuerzas de atracción** entre las moléculas de un gas.
- Las moléculas de un gas se encuentran en un estado de **movimiento rápido** constante, chocan unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene de una manera perfectamente aleatoria. La frecuencia de las colisiones con las paredes del recipiente explica la presión que ejercen los gases (figura 20).
- Todas estas colisiones moleculares son perfectamente **elásticas**; en consecuencia no hay pérdida de energía cinética en todo el sistema. Una pequeña parte de esa energía puede transferirse de una molécula a otra durante la colisión.
- La energía cinética promedio por molécula del gas es proporcional a la temperatura medida en Kelvin y la energía cinética promedio por molécula en todos los gases es igual a la misma temperatura. Teóricamente a cero Kelvin no hay movimiento molecular y se considera que la energía cinética es cero.

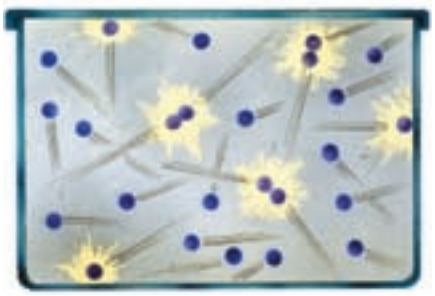


Figura 19. El modelo propuesto por la teoría cinética de los gases se podría interpretar como aparece en la ilustración.

Con estos enunciados es posible explicar el comportamiento de los gases frente a las variaciones de presión y temperatura. Por ejemplo:

- El aumento que experimenta el volumen de un gas cuando se aumenta la temperatura, se explicaría de la siguiente manera: al aumentar la temperatura del gas, se aumenta la agitación térmica de sus moléculas, es decir, las moléculas se mueven con mayor velocidad y describen trayectorias mucho más amplias, de manera que el espacio ocupado por dichas moléculas es mayor que el que ocuparían a temperaturas más bajas.
- El aumento de presión que experimenta un gas cuando se reduce su volumen se interpretaría de la siguiente manera: para una cantidad fija de moléculas encerradas en un recipiente, la presión será tanto mayor cuanto menor sea el volumen, ya que las colisiones de dichas partículas contra las paredes del recipiente serán tanto más frecuentes cuanto menor sea la cantidad de espacio disponible para sus movimientos.

Los gases que se ajustan a estos enunciados se llaman **gases ideales** y aquellos que no lo hacen se denominan **gases reales**, los cuales en condiciones bajas de temperatura o presiones altas se desvían del comportamiento ideal.



Figura 20. El movimiento desordenado de las bolas de un bingo es similar al movimiento que presentan las moléculas de un gas.

2.3 Leyes de los gases

2.3.1 Ley de Boyle

En 1660 el químico inglés **Robert Boyle** (1627–1691) realizó una serie de experiencias que relacionaban el volumen y la presión de un gas, a temperatura constante. Boyle observó que cuando la presión sobre el gas aumentaba, el volumen se reducía, y a la inversa, cuando la presión disminuía, el volumen aumentaba (figura 21). Con base en los resultados de sus experimentos Boyle formuló la siguiente ley: *A temperatura constante, el volumen de una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión que este ejerce.*

La ley de Boyle puede expresarse matemáticamente como:

$$V \propto 1/P \text{ cuando } T = \text{Constante}$$

Al introducir una constante de proporcionalidad la ley se expresa como:

$P \cdot V = k$, donde P representa la presión, V el volumen y k es una constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen V_1, cuando la presión es P_1 y un volumen V_2, cuando la presión es P_2, el producto de la presión por el volumen tienen el mismo valor en ambas situaciones:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}, \text{ entonces } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

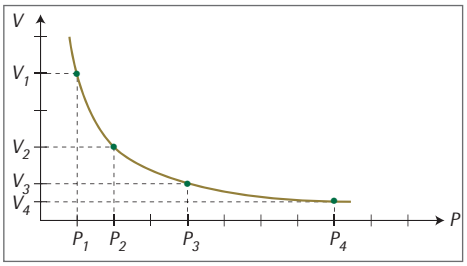


Figura 21. La gráfica representa la ley de Boyle.

Con esta expresión podemos determinar el factor volumen y el factor de presión considerando el efecto que tiene el cambio de volumen o de presión sobre la presión o el volumen iniciales (V_1 o P_1) y la forma en que afectará este cambio a la presión o volumen finales (V_2 o P_2).

EJEMPLOS

1. **En un recipiente se tienen 30 litros de nitrógeno a 20 °C y a una atmósfera de presión. ¿A qué presión es necesario someter el gas para que su volumen se reduzca a 10 litros?**

   Primero identificamos las condiciones iniciales y las condiciones finales del gas:

   Condiciones iniciales

   $V_1 = 30$ litros $\quad P_1 = 1$ atm (760 mmHg)

   Temperatura = 20 °C

   Condiciones finales

   $V_2 = 10$ litros $\quad P_2 = ?$

   Temperatura = 20 °C

   Luego despejamos P_2 de la expresión: $V_1P_1 = V_2P_2$:

   $$P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{V_2}$$

   Finalmente remplazamos,

   $$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30 \text{ litros}}{10 \text{ litros}} = 3 \text{ atm}$$

2. **¿Cuál será el volumen final ocupado por 50 litros de oxígeno cuya presión inicial es de 560 mm de Hg y es comprimido hasta que la presión es de 2 atm?**

   (La temperatura se mantiene constante durante todo el proceso.)

   Primero identificamos las condiciones iniciales y las condiciones finales del gas:

   Condiciones iniciales

   $V_1 = 50$ litros $\quad P_1 = 560$ mm de Hg

   Condiciones finales

   $V_2 = ?$ $\quad P_2 = 2$ atm

   Luego observamos una situación especial: P_2 está expresada en unidades diferentes a P_1, por lo tanto, debemos expresarla en atm o en mm de Hg. Para nuestro ejemplo vamos a expresar P_2 en mm de Hg así:

   $$P_2 = \frac{2 \text{ atm} \cdot 760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 1.520 \text{ mmHg}$$

   A continuación despejamos V_2 de la expresión

   $$V_1P_1 = V_2P_2 : V_2 = \frac{V_1P_1}{P_2}$$

   Finalmente remplazamos:

   $$V_2 = \frac{50 \text{ litros} \cdot 560 \text{ mmHg}}{1.520 \text{ mmHg}} = 18{,}42 \text{ litros}$$

 © Santillana

2.3.2 Ley de Charles

La temperatura también afecta el volumen de los gases. Los experimentos que realizó en un principio el físico francés **Jacques Charles** en 1787 y que fueron confrontados por **Joseph Gay-Lussac** en 1802, demostraron que el volumen de un gas se incrementa en 1/273 veces su valor a 0 °C por grado de temperatura que aumente.

La ley de Charles establece que: *a presión constante, el volumen de la masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura Kelvin* (figuras 22 y 23). Esto significa que si la temperatura Kelvin se duplica a presión constante, el volumen se duplica; si la temperatura se reduce a la mitad, el volumen se reduce a la mitad. Matemáticamente se expresa como:

$$\frac{V}{T} = k \text{ (a presión constante)}$$

donde V representa el volumen, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen V_1, cuando la temperatura es T_1 y si ocupa un volumen V_2 a una temperatura T_2, el cociente entre el volumen y la temperatura tiene el mismo valor en ambas situaciones:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \text{ entonces, } V_1\ T_2 = V_2\ T_1$$

La ecuación muestra que el volumen de una cierta masa de gas es directamente proporcional a la temperatura, sólo si la presión es constante.

T (°C)	V (mL)	T(K)
273	546	546
100	373	373
10	283	283
1	274	274
0	273	273
−1	272	272
−10	263	263
−100	173	173
−273	0 (teórico)	0

Figura 22. Los datos muestran la relación entre la temperatura y el volumen.

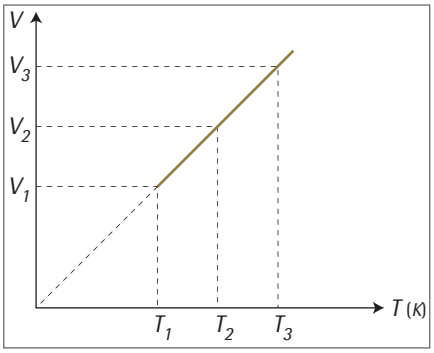


Figura 23. La gráfica muestra la variación del volumen en función de la temperatura (Ley de Charles).

2.3.3 Ley de Gay-Lussac

En 1808, el químico francés **J. L. Gay-Lussac** (1778-1850) logró establecer claramente la relación entre la presión y el volumen de un gas: *si el volumen de un gas no cambia mientras lo calentamos, la presión del gas aumenta en la misma proporción en que se incremente la temperatura* (figura 24). Esto significa que la presión que ejerce un gas es directamente proporcional a la temperatura, siempre que el volumen se mantenga constante:

$$\frac{P}{T} = k \text{ (a volumen constante)}$$

donde P simboliza la presión, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad. En determinadas condiciones iniciales y finales de presión y volumen, cuando el volumen del gas no cambia, el cociente P/T es siempre el mismo, es decir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \text{ entonces, } P_1\ T_2 = P_2\ T_1$$

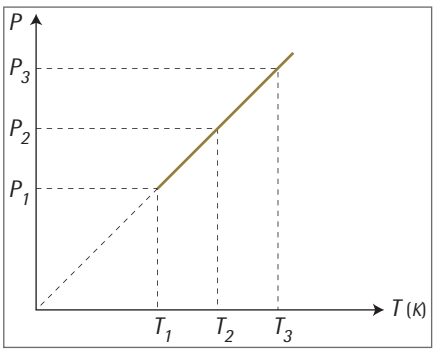


Figura 24. Relación entre temperatura y presión a volumen constante (Ley de Gay-Lussac).

EJEMPLOS

Un gas está en un recipiente de 2 L a 20 °C y 560 mmHg. ¿A qué temperatura en °C llegará el gas si aumenta la presión interna hasta 760 mmHg?

Condiciones iniciales

$T_1 = 20\ °C + 273 = 293\ K$ $\quad P_1 = 560\ mmHg$

$V_1 = 2$ litros

Condiciones finales

$T_2 = ?$ $\quad P_2 = 760\ mmHg$ $\quad V_2 = 2$ litros

De la expresión: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ despejamos $T_2 = \frac{T_1 P_2}{P_1}$

Remplazando $T_2 = \frac{293\ K \cdot 760\ mmHg}{560\ mmHg} = 397{,}76\ K$

Transformando los Kelvin a centígrados tenemos:

$K - 273\ °C = 397{,}76 - 273\ °C = 124{,}76\ °C$

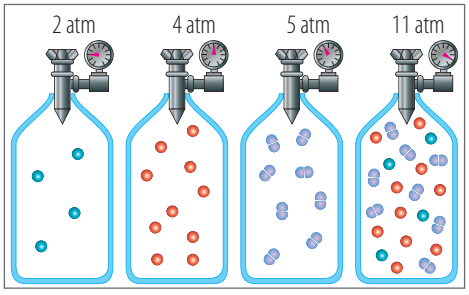


Figura 25. La ilustración muestra un modelo explicativo de la ley de Dalton.

2.3.4 Ley combinada de los gases

Las leyes de Boyle y de Charles se pueden combinar en una ley que nos indica a la vez la dependencia del volumen de una cierta masa de gas con respecto a la presión y la temperatura. Esta ley conocida, como **ley combinada de los gases** se enuncia como sigue: *para una masa determinada de cualquier gas, se cumple que el producto de la presión por el volumen dividido entre el valor de la temperatura es una constante:*

$$\frac{P \cdot V}{T} = k$$

El valor de esta constante depende de la masa y no del tipo de gas utilizado, ya que todos los gases se comportan de la misma manera. La ley combinada de los gases puede expresarse:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

donde las temperaturas T_1 y T_2 se expresan en Kelvin (K).

2.3.5 Ley de Dalton o de las presiones parciales

John Dalton determinó que cuando se ponen en un mismo recipiente dos o más gases diferentes que no reaccionan entre sí: *la presión ejercida por la mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos ellos* (figura 25). En otras palabras, cada gas ejerce una presión independiente de las otras como si fuera el único gas dentro del recipiente.



Figura 26. Los cilindros de gas empleados en la práctica del buceo contienen una mezcla de varios gases que remplazan el aire que se respira en la superficie.

En general, la ley de Dalton se puede expresar así:

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots$$

Los subíndices (1, 2, 3) indican los distintos gases que ocupan el mismo recipiente (figura 26).

La presión ejercida por un gas es proporcional al número de moléculas presentes del gas e independiente de la naturaleza.

Para hallar la presión parcial de cada gas en una mezcla se multiplica la presión total por la fracción molar respectiva así:

$$P_{parcial\ (1)} = X_{(1)} \cdot P_{total} \qquad X = \textit{fracción molar}$$

La fracción molar se define como el número de moles del componente (1) dividido entre el número de moles totales:

$$X_{(1)} = \frac{n_{(1)}}{n_{(1)} + n_{(2)} + n_{(3)} \ldots}$$

EJEMPLOS

Una masa gaseosa ocupa un volumen de 2,5 litros a 12 °C y 2 atm de presión. ¿Cuál es el volumen del gas si la temperatura aumenta a 38 °C y la presión se incrementa hasta 2,5 atm?

Condiciones iniciales

$V_1 = 2{,}5$ litros $\qquad T_1 = 12\ °C + 273 = 285\ K$

$P_1 = 2$ atm

Condiciones finales

$V_2 = ? \qquad T_2 = 38\ °C + 273 = 311\ K \qquad P_2 = 2{,}5$ atm

De la expresión: $\frac{V_1 \cdot P_1}{T_1} = \frac{V_2 \cdot P_2}{T_2}$

despejando V_2 tenemos

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2 \cdot P_1}{T_1 \cdot P_2}$$

Remplazando $V_2 = \frac{2{,}5 \text{ litros} \cdot 311\ K \cdot 2 \text{ atm}}{285\ K \cdot 2{,}5 \text{ atm}}$

$= 2{,}18$ litros

 © Santillana

2.4 Principio de Avogadro



Figura 27. Cuando la temperatura, la presión y el volumen de un gas se pueden medir entonces se aplica la ley de los gases ideales para calcular el número de moles del gas.

En 1811, **Amadeo Avogadro** encontró experimentalmente que *volúmenes iguales de todos los gases medidos a las mismas condiciones de temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas*. Dicho de otro modo,

$$V \propto n, \text{ es decir, } V = K \cdot n$$

Así, un número fijo de moléculas de cualquier gas siempre ocupa el mismo volumen en unas determinadas condiciones de presión y temperatura (figura 27).

Bajo condiciones normales (273 K y 1 atm) y teniendo en cuenta que un mol equivale a $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas, 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros. Por otro lado, el peso molecular de un gas es la masa de dicho gas que ocupa 22,4 litros a condiciones normales.

2.5 Ecuación de estado o Ley de los gases ideales

Combinando las leyes de los gases, se puede obtener una expresión que relacione las cuatro variables:

$$V \propto n \cdot T \cdot \frac{1}{P}$$

Incorporando una **constante de proporcionalidad, R** (conocida también como **constante universal de los gases ideales**), obtenemos:

$$V = \frac{R \cdot n \cdot T}{P} \text{. De donde } R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T}$$

Para condiciones normales, R es igual a $\frac{1 \text{ atm} \cdot 22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = \frac{0{,}082 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Finalmente, obtenemos la **ecuación de estado para los gases ideales**:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Si n es el número de moles para expresar en gramos, se tiene $n = \frac{W}{M}$ donde W es el peso de la muestra y M, el peso molecular.

Reestructurando la ecuación anterior:

$P \cdot V = \frac{W}{M} \cdot R \cdot T$, entonces, $P \cdot M = \frac{W}{V} \cdot R \cdot T$, entonces la relación $\frac{W}{V}$ es igual a la densidad. Por lo tanto, $P \cdot M = d \cdot R \cdot T$

EJEMPLOS

Calcula el número de moles de un gas que se encuentran en un recipiente cerrado de 2,0 litros; sometido a una presión de 2,3 atm y a 25 °C.

Primero establecemos las condiciones del problema:

$n = ?$ $\qquad P = 2{,}3 \text{ atm}$

$V = 2 \text{ L}$ $\qquad T = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$

De la ecuación de estado $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, despejamos n:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2{,}3 \cancel{\text{atm}} \cdot 2{,}0 \cancel{\text{L}}}{0{,}082 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{atm}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \cancel{\text{K}}} = 0{,}188 \text{ mol}$$

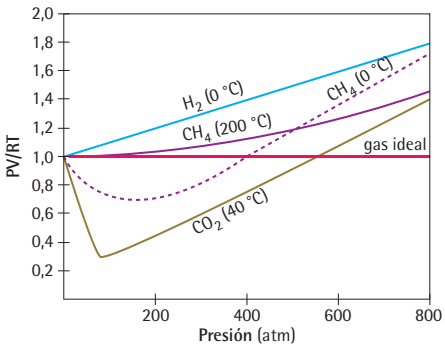


Figura 28. Curvas que muestran el comportamiento real de algunos gases. Observa la notoria desviación en comparacion con un gas ideal.

2.6 Gases reales

Bajo condiciones ordinarias de temperatura y presión, los gases reales siguen aproximadamente las leyes del gas ideal. Sin embargo, no las cumplen a bajas temperaturas y/o altas presiones. Tal como puede apreciarse en la figura 28, las curvas para los gases reales se desvían considerablemente de las del gas ideal. Existen dos razones para estas desviaciones:

- **Fuerzas de atracción intermolecular.** La teoría cinética supone que no existen fuerzas atractivas entre las moléculas de un gas. Sin embargo, tales fuerzas deben existir puesto que todos los gases pueden licuarse.
- **Volumen molecular.** La teoría cinética supone que las moléculas de un gas son puntos en el espacio, con un volumen real no significativo. Por lo tanto en el cero absoluto, el volumen de un gas ideal es cero, lo cual no se cumple para gases reales, cuyas moléculas sí tienen volumen. La desviación es más pronunciada a mayores presiones, pues, las moléculas están más juntas y su volumen es una fracción mayor del volumen total. Este factor hace que el valor PV/RT sea mayor que 1. Teniendo en cuenta estos factores en 1873 **Johanes van der Waals** modificó la ecuación de estado para un gas ideal:

$$P + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \cdot (V - nb) = nRT$$

Los valores numéricos de las constantes a y b para cada gas se determinan experimentalmente. El término n^2a/V^2 se agrega a P de manera que $(P + n^2a/V^2)$ representa la presión de un gas ideal, en el cual no hay fuerzas moleculares. La constante b multiplicada por n, se sustrae del volumen total del gas para compensar por la cantidad de volumen que no es compresible debido al volumen intrínseco de las moléculas del gas.

2.7 Difusión de gases: ley de Graham

La difusión es el proceso por el cual una sustancia en forma gradual y uniforme, se dispersa a través de un espacio dado, debido al movimiento de sus moléculas. La difusión de los gases es rápida. Si dos cilindros, cada uno con un gas diferente, se colocan boca a boca, la difusión producirá pronto una mezcla homogénea de los dos gases. Esto sucede porque tal como lo supone la teoría cinética de los gases en estos no existen casi fuerzas de atracción entre las moléculas que los componen.

La velocidad con las que un gas se difunde no es igual en todos los casos; cuanto más ligeras sean sus moléculas, más veloces serán en su movimiento y, por consiguiente, el gas se difundirá más rápidamente.

En 1829, **Thomas Graham** descubrió que *los rangos de velocidad a los que los gases diferentes se difunden, bajo condiciones idénticas de T y P, son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades o también que el cociente de sus velocidades de difusión es inversamente proporcional a la raíz cuadrada del cociente de sus masas moleculares.* Esta expresión conocida como la **ley de Graham** se representa así:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \text{ o } \frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \text{ cuando } T \text{ y } P \text{ son constantes.}$$

siendo V_1 y V_2 las velocidades de difusión de los gases cuyas masas moleculares respectivas son M_A y M_B.

EJEMPLOS

Calcula las velocidades de difusión relativas del amoniaco (NH_3) y del ácido clorhídrico (HCl) cuando pasan a través de un pequeño orificio.

Como no conocemos la densidad de los gases, debemos realizar el cálculo empleando las masas molares de los mismos. Calculemos pues las masas molares del NH_3 y del HCl.

Masa molar NH_3 = 17 g/mol

Masa molar del HCl = 36,5 g/mol

Aplicando la ley de difusión tenemos:

$$\frac{V_{NH_3}}{V_{HCl}} = \sqrt{\frac{36{,}5 \text{ g/mol}}{17 \text{ g/mol}}}$$

V_{NH_3} = 0,46 veces más que la velocidad de difusión del HCl.

 © Santillana

Interpreta

1 Relaciona las columnas escribiendo dentro del paréntesis la letra correspondiente.

( ) La temperatura de un gas es directamente proporcional a su presión, si el volumen es constante.

( ) En una mezcla de gases, la presión total se determina mediante la suma de las presiones parciales que ejerce cada gas.

( ) La velocidad de difusión de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus densidades.

( ) La presión y el volumen de un gas son inversamente proporcionales, si la temperatura es constante.

( ) El volumen y la temperatura de un gas son directamente proporcionales, a presión constante.

( ) Volúmenes iguales de todos los gases medidos a las mismas condiciones de T y P, contienen el mismo número de moléculas.

A. Ley de Dalton.

B. Ley de Boyle.

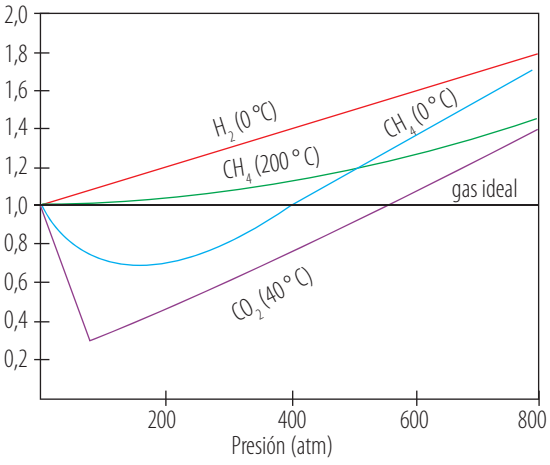
C. Ley de Charles.

D. Ley de Gay-Lussac.

E. Ley de Graham.

F. Principio de Avogadro.

2 Observa la gráfica y contesta las siguientes preguntas:



a) ¿Qué diferencias existen entre los gases reales y los gases ideales?

b) ¿Cómo se comportan los gases reales en comparación con los gases ideales?

c) ¿Qué significa la ecuación de estado: $PV = nRT$?

d) ¿Cómo se deduce el valor de la constante R?

e) ¿Cuáles son las condiciones ideales o normales de los gases?

Argumenta

3 Los modelos moleculares permiten describir la arquitectura de las moléculas, cuyo tamaño real es infinitamente pequeño. Representa los postulados que explican la teoría cinético-molecular, mediante un modelo.

4 Se tienen dos globos del mismo tamaño, uno lleno de helio y el otro lleno de aire. Al cabo de un tiempo el globo que contiene helio se desinfla con mayor rapidez. Responde:

a) ¿Por qué ocurre este fenómeno?

b) ¿Qué diferencias existen entre estos dos gases?

c) ¿Por qué los globos de helio se elevan?

5 Explica con qué leyes de los gases explicarías cada una de las siguientes situaciones:

a) La presión que existe en el interior de una olla de presión después de que comienza a funcionar la válvula de seguridad.

b) La variación de la presión y de la temperatura al trasladar un líquido dentro de un recipiente cerrado de Bogotá a Girardot.

Propone

6 El efecto invernadero evidencia el deterioro de las condiciones de vida del planeta por las actividades que realiza el ser humano.

a) ¿Qué alternativas de solución puedes proponer para evitar el avance de este efecto en tu entorno?

b) ¿Consideras que las estrategias propuestas a nivel mundial para el control del efecto invernadero son viables?

7 En una fábrica de perfumes están buscando una nueva fragancia con el objetivo de que el olor sea percibido antes de que llegue la persona. Los investigadores tienen dos sustancias A y B, si la sustancia A tiene una masa molar de 358 g/mol y la sustancia B una masa molar de 250 g/mol, ayuda a los científicos a elegir cuál de las dos sustancias es la más conveniente y explica tu respuesta.

Actividades

Verifica conceptos

1 Los elementos químicos se encuentran en la naturaleza en forma de sólidos, líquidos o gases. Utiliza la tabla periódica para identificar algunas características de los siguientes elementos:

Elemento	Propiedades físicas	Propiedades químicas
Oxígeno		
Aluminio		
Mercurio		
Cloro		
Azufre		
Helio		
Zinc		

2 Identifica los cambios en los estados de agregación que se presentan en las siguientes situaciones:

a) Descongelamiento de los polos.

b) Formación de las nubes.

c) Elaboración de una pulsera de plata.

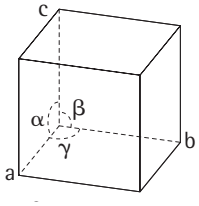
d) Ebullición de la leche.

e) Incienso de canela encendido.

f) Elaboración de helados.

3 Los cristales se componen de caras o superficies que lo limitan, de aristas o intersecciones entre dos caras, y vértices o ángulos formados por la convergencia entre dos caras. Señala cada uno de estos componentes en el cristal de cloruro de sodio.





4 Establece diferencias entre:

a) Fluidez y viscosidad.

b) Clivaje y anisotropía.

c) Sistema cúbico y sistema tetragonal.

d) Difusión y expansión.

e) Plano de simetría y eje de simetría.

Analiza y resuelve

5 La tensión superficial es una propiedad que presentan los líquidos, y permite que algunos insectos caminen sobre el agua o que objetos como alfileres o agujas se sostengan sobre su superficie. Explica:

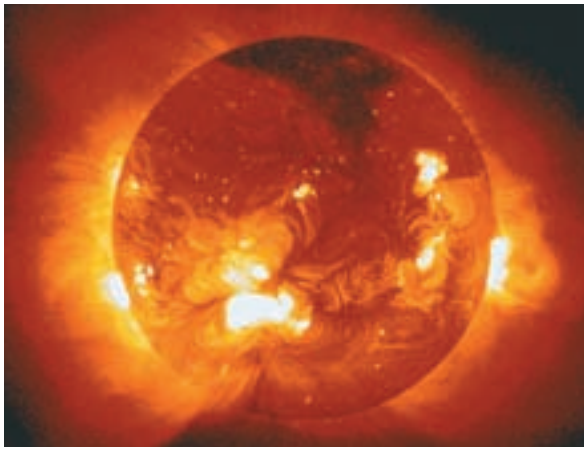
a) ¿Qué relación existe entre la tensión superficial y las fuerzas de atracción entre las moléculas de agua?

b) ¿Cómo se puede aumentar la tensión superficial del agua?

c) ¿En qué situaciones de la vida diaria has observado este fenómeno?

6 El plasma es considerado el cuarto estado de la materia. Se forma mediante la ionización de los átomos que, al romperse, pierden su cubierta de electrones, los cuales se desplazan libremente. Esta clase de materia existe de manera natural en la exosfera terrestre y en el sol. Responde:

a) ¿Qué reacciones ocurren en el Sol?



b) ¿El fuego se puede considerar un ejemplo de plasma? Explica.

c) ¿Qué características presentan la exosfera y el Sol para que se consideren plasmas naturales?

7 Responde: ¿Por qué se están descongelando los polos?

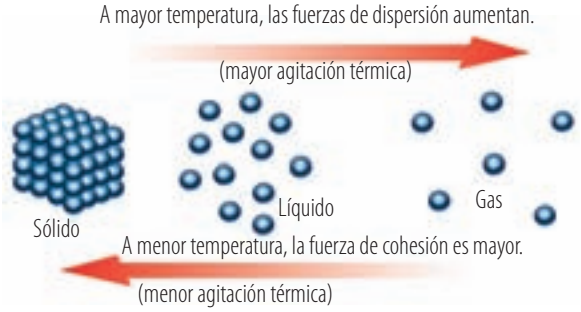
a) ¿Qué consecuencias se están evidenciando con el aumento de la temperatura, debido al calentamiento global?

b) ¿Qué acciones podrías realizar para evitar el descongelamiento de los polos?

 © Santillana

Problemas básicos

8 Observa el esquema sobre los estados de agregación de la materia y contesta las siguientes preguntas teniendo en cuenta las fuerzas de dispersión y de cohesión. Luego responde las preguntas.



a) ¿Qué sucede con las fuerzas de cohesión y de dispersión cuando el agua líquida se evapora?

b) ¿Qué ocurre con las fuerzas de dispersión y de cohesión en la sublimación del yodo?

c) ¿Qué ocurre en las fuerzas de cohesión y de dispersión en la solidificación del hierro fundido?

d) ¿Qué caracteriza a las fuerzas de cohesión y de dispersión?

9 En las prácticas de laboratorio se suelen utilizar algunos instrumentos diseñados para establecer la densidad de un líquido. Explica el procedimiento para determinar la densidad del agua y del aceite, a partir de 5 mL de cada una de estas sustancias.



10 El oxígeno es uno de los oxidantes más usados en la industria por su fácil obtención y bajo costo. En la industria del acero se utiliza para quemar impurezas como el azufre o el carbono. Está presente en el proceso de combustión, ya que es un excelente comburente, es decir, permite mantener la combustión por un tiempo determinado. Explica:

a) ¿Por qué el oxígeno que se utiliza en los hospitales está líquido?

b) ¿Qué elementos químicos, en estado gaseoso, se encuentran cerca al oxígeno?

Problemas de profundización

11 El ascenso espontáneo de un líquido dentro de un tubo estrecho es un rasgo fundamental de los líquidos y se conoce como **capilaridad**. Este fenómeno es la consecuencia de las fuerzas de cohesión entre las partículas del líquido y las fuerzas de atracción entre el líquido y las paredes del recipiente.

a) ¿En qué situaciones de la vida diaria has observado esta propiedad de los líquidos?

b) ¿Qué relación existe entre la capilaridad y la tensión superficial en los líquidos?

12 Los cristales se clasifican en moleculares, iónicos, covalentes y metálicos. Completa la información de la siguiente tabla teniendo en cuenta las propiedades de cada clase de cristal:

Sustancia	Clase de cristal	Propiedades
Diamante		
Halita		
Hielo		
Hierro		

13 El hidrógeno existe en grandes cantidades en el universo, a diferencia de nuestro planeta en donde se encuentra únicamente en los gases de erupciones volcánicas y en las capas más altas de la atmósfera. En condiciones normales de presión y de temperatura (1 atm y 0 °C) es un gas inodoro, incoloro e insípido. En la industria se emplea en la obtención de amoníaco, materia prima de fertilizantes y explosivos, y en la soldadura de metales. También es utilizado como combustible en la propulsión de cohetes mezclado de manera adecuada con el oxígeno. Explica:

a) ¿Por qué el hidrógeno es considerado como el combustible del futuro?

b) ¿Qué propiedades presenta este gas que permiten su aplicación como combustible de cohetes?

c) ¿Quién descubrió este gas?

d) ¿Qué cuidados se deben tener en cuenta para la manipulación de este gas?

Actividades

Verifica conceptos

1 Señala con una ✗ los enunciados que son ciertos:

a) Si la presión de un gas se duplica su volumen se reduce a la mitad, cuando la presión es constante.

b) El aumento de la temperatura de un gas ocasiona un mayor movimiento de las moléculas que lo conforman.

c) El número de moléculas de un gas disminuye al decrecer la temperatura.

d) Al comprimir un gas la energía cinética de sus moléculas disminuye.

e) Volúmenes iguales de hidrógeno y oxígeno contienen diferente número de moléculas, a las mismas condiciones de temperatura y presión.

f) La presión que ejercen las moléculas de un gas sobre las paredes del recipiente depende del número de moles presentes.

2 En tu cuaderno completa los siguientes enunciados:

a) Las magnitudes que definen el estado de un gas son…

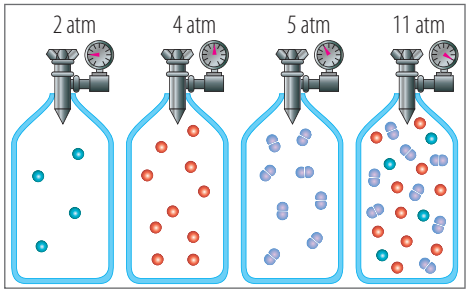
b) La ley de Boyle plantea que…

c) La ley de Charles plantea que…

3 Consulta las aplicaciones de los siguientes gases en la vida diaria:

a) Neón
b) Nitrógeno
c) Cloro
d) Oxígeno
e) Hidrógeno
f) Propano
g) Helio
h) Amoníaco

4 Describe lo que representa la imagen y la ley que permite explicar.



Analiza y resuelve

5 A continuación se muestran los pesos moleculares y las densidades de algunos gases.

Gas	Peso molecular	Densidad (g/L)
H_2	2,0	0,090
NH_3	17,0	0,760
HCN	27,0	1,21
H_2S	34,0	1,52
CO_2	44,0	1,96
SO_2	64,0	2,86
Cl_2	71,0	3,17

Responde:

a) ¿Qué relación existe entre la densidad y el peso molecular de los gases?

b) ¿Qué expresión matemática de las leyes de los gases relaciona estas dos propiedades?

6 Observa los siguientes dibujos:



Responde:

a) ¿Cómo afecta la temperatura el volumen de un gas?

b) ¿Qué ley explica este comportamiento de los gases?

c) ¿Por qué el volumen de un gas aumenta al aumentar la temperatura?

 © Santillana

Problemas basicos

7 En el laboratorio tienes tres recipientes, como los que aparecen en el dibujo, cada uno contiene 10 mL de sustancia.



Responde:

a) ¿Cómo podrías calcular el número de moléculas que existen en cada muestra?

b) ¿Qué puedes concluir?

8 Utiliza la ecuación de los gases ideales $PV = nRT$, para determinar:

a) El volumen de 1,20 moles de oxígeno gaseoso, O_2, a 27 °C y 1 atmósfera de presión.

b) El número de moles en 10 L de CO_2 a 20 °C y 800 torr.

c) El peso molecular de un gas cuya densidad es 1,62 g/L a 200 K y 1,89 atmósferas de presión.

9 Un gas ocupa un volumen de 520 mL a 25 °C y 650 mmHg de presión. Calcula el volumen que ocuparía el gas a 700 mmHg y 32 °C.

10 Un recipiente contiene 5 L de nitrógeno gaseoso a 225 °C. Calcula el volumen que ocupará este gas a presión constante y a las siguientes temperaturas:

a) 1 °C c) 210 K

b) 15 °F d) 20 °F

11 Un gas ocupa un volumen de 800 mL a una presión de 650 mmHg. Calcula el volumen que ocupará a temperatura constante y a los siguientes valores de presión:

a) 1 atm

b) 800 torr

c) 320 mmHg

d) 100 torr

Problemas de profundización

12 Calcula el volumen de un tanque de 40 kg de metano (CH_4) a 25 °C y 1 atm. ¿Qué sucederá si se aumenta la temperatura y la presión?

13 En un pantano se forma un gas constituido por átomos de carbono e hidrógeno, por acción metabólica de algunas bacterias anaeróbicas (CH_4). Una muestra pura de este gas produce una barrera porosa en 90 segundos. Un volumen igual de bromo gaseoso, Br_2(100 gramos/mol), en idénticas condiciones de temperatura y presión produce la misma barrera porosa en 5 minutos.

a) Calcula la masa molecular del gas desconocido.

b) Explica la relación entre la velocidad de efusión y la masa de un gas.

14 Para la ecuación: $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

a) ¿Cuántos moles de hidrógeno se necesitan para obtener 5 moles de amoníaco?

b) ¿Cuántos litros de amoníaco se formarán a partir de la reacción de 50 mL de nitrógeno con 30 mL de hidrógeno, en condiciones normales?

c) ¿Cuántos litros de nitrógeno, en condiciones ideales, se requieren para obtener 2 litros de amoníaco?

15 Calcula las velocidades de difusión relativas del amoníaco, NH_3, y del ácido clorhídrico, HCl, cuando pasan a través de un orificio pequeño.

16 En la fabricación de los bombillos eléctricos se adiciona una pequeña cantidad de argón para disminuir la vaporización del tungsteno del filamento. ¿Qué volumen de argón a 650 torr se requiere para llenar un bombillo de 1,50 L a 1 atm de presión?

17 A medida que un buzo se sumerge en el mar está sometido a mayor presión y a temperaturas más bajas.

a) ¿Qué precauciones en cuanto a la temperatura y la presión se deben tener en el buceo?

b) ¿En qué consiste el proceso de despresurización?

c) ¿Cuál es la presión máxima que resiste el ser humano?

d) ¿Cómo se mantiene la temperatura corporal en la profundidad del mar?

Pantallas y termómetros de cristal líquido



La pantalla de un computador portátil, es un ejemplo de cristal líquido.

"En el punto donde se detiene la ciencia, empieza la imaginación".

Heyendhal

Piensa: ¿Son iguales todas las pantallas de los aparatos electrónicos que usas con frecuencia?

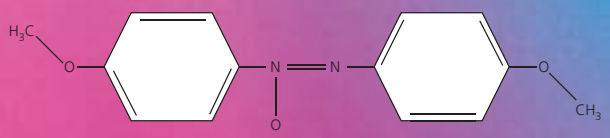
Tradicionalmente hemos considerado que la materia tiene tres tipos de estados: sólido, líquido y gaseoso. Sin embargo, existen algunos estados de la materia que no cumplen con los requerimientos de alguna de estas tres categorías. Por ejemplo, sustancias como la mayonesa se encuentran en algún punto entre un sólido y un líquido.

Otro ejemplo son los cristales líquidos que no son ni líquidos ni sólidos. Desde el punto de vista de sus propiedades físicas, se observa que, si bien fluyen como líquidos, tienen también algunas propiedades de los sólidos cristalinos. Los cristales líquidos pueden considerarse como cristales que han perdido alguno o todo su orden respecto de las posiciones de las moléculas en el seno de la sustancia.

Cuando se calientan los cristales de algunos de estos compuestos, no pasan directamente al estado líquido. En vez de ello, se transforman en un líquido nebuloso a una determinada temperatura (los líquidos son transparentes), y a una temperatura mayor se transforman totalmente en líquido. Las dos temperaturas se denominan temperaturas de transición. El fluido nebuloso es el cristal líquido. Por ejemplo, la base espesa que se forma en el fondo de una jabonera es una fase de cristal líquido.

En la temperatura inferior de transición existe un equilibrio entre el sólido y el cristal líquido. En la temperatura superior de transición existe un equilibrio entre el cristal líquido y el líquido. Cuando se enfría el fundido de una sustancia que forma cristales líquidos, se producen estos cristales y después se solidifican.

Una molécula típica de cristal líquido es grande y alargada; un ejemplo puede ser el p-azoxianisol:



Esta forma alargada hace que las moléculas se amontonen como fideos crudos: se ubican en forma paralela, pero con libertad para deslizarse unas con respecto a las otras a lo largo de sus ejes. Los cristales líquidos son anisótropos por la manera que tienen de ordenarse. Los materiales anisótropos tienen propiedades que dependen de la dirección en que éstas se miden. La viscosidad de los cristales líquidos es menor en la dirección paralela a las moléculas. Estas moléculas grandes y alargadas necesitan menos energía para deslizarse unas respecto de las otras a lo largo de sus ejes que para moverse lateralmente.

Los materiales isótropos son materiales cuyas propiedades no dependen de la dirección en que éstas se miden. Por ejemplo, los líquidos normales son isótropos: sus viscosidades son las mismas en cualquier dirección. Los cristales líquidos se convierten en líquidos isótropos cuando se calientan por encima de la temperatura de transición, ya que entonces las moléculas tienen energía suficiente para superar las atracciones que restringen su movimiento.

Hay tres clases de cristales líquidos: los esmécticos, los nemáticos y los colestéricos. Todos varían según el ordenamiento que tengan sus moléculas en las tres dimensiones, razón por la cual tienen diferentes usos. Así por ejemplo, la orientación de las moléculas en los cristales líquidos nemáticos cambia al aplicar un campo eléctrico, por ello son los que se utilizan para las pantallas planas.

 © Santillana



En un reloj digital o en una calculadora, un espejo refleja la luz, la cual vuelve atrás sobre sus pasos; esto hace que el dispositivo se vea claro, o iluminado. Cuando se aplica un voltaje a las placas, las moléculas se alinean con el voltaje. Esto hace que los rayos de luz no tengan la orientación apropiada para atravesar el polarizador horizontal y el dispositivo se vea oscuro. Los cristales líquidos colestéricos también son de interés porque tienen una estructura helicoidal que se relaja ligeramente a medida que cambia la temperatura. La torsión de la estructura helicoidal afecta las propiedades ópticas del cristal líquido, que cambian con la temperatura. Este efecto se utiliza en medicina en la fabricación de termómetros de cristal líquido.

Los cambios entre el sólido, el cristal líquido y el líquido son reversibles.



TRABAJO INDIVIDUAL

- Elabora un cuadro comparativo entre los diferentes tipos de cristales líquidos.
- ¿El agua líquida es un material isótropo o anisótropo? Explica.
- ¿Qué diferencias hay entre una pantalla tradicional de computador y una pantalla plana de cristal líquido?

Justifica tu respuesta.

- ¿Cómo funciona una pantalla de cristal líquido?
- ¿Qué diferencia hay entre una pantalla de plasma y una de cristal líquido?
- ¿Qué efecto tiene la temperatura en los cristales líquidos?

TRABAJO GRUPAL

Elaboren un afiche donde sinteticen las opiniones de sus compañeros con respecto a los siguientes interrogantes:

- ¿Qué beneficios han traído las pantallas de cristal líquido?
- ¿Qué efectos ocasiona al organismo humano la utilización prolongada de pantallas de cristal líquido?
- ¿Qué otras aplicaciones tienen los cristales líquidos?
- ¿Cuáles pantallas pueden ser más perjudiciales para el ser humano, las tradicionales de tubos de descarga o las de cristal líquido?
- Presenten una exposición del afiche realizado a sus compañeros de clase.
- Construyan una maqueta demostrativa que explique los diferentes tipos de pantallas con las que regularmente estamos en contacto. Consulta sobre su funcionamiento y elabora un folleto que permita, a quienes observen tu trabajo, comprender la diferencia, ventajas y desventajas del uso de las diversas pantallas.

Referencias

En Internet puedes ampliar tus conocimientos sobre pantallas de cristal líquido. También te sugerimos consultar los siguientes libros:

Braun, E. *Arquitectura de sólidos y líquidos*, México, Fondo de Cultura Económica, colección La Ciencia para todos, 1997.

García, L.; Colin, S. y Rodríguez Z., R. *Líquidos exóticos,* México, Fondo de Cultura Económica, colección La Ciencia para todos, 2003.



¿Cómo interpretar los cambios de estado de la materia?

Todas las sustancias que constituyen nuestro entorno generalmente se encuentran en tres estados fundamentales: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**. Por efectos de la temperatura se presentan **cambios de estado**, en los cuales las sustancias conservan su composición química. En esta experiencia observarás algunos de estos procesos.

Conocimientos previos

Cambios de estado: sublimación y fusión.

Reactivos

- Hielo seco
- Hielo
- Yodo

Materiales

- Guantes de carnaza
- 2 vasos de precipitados de 500 mL
- 1 mechero
- 1 trípode
- 1 malla de asbesto
- 1 vidrio de reloj
- 1 reloj
- 1 espátula
- 1 balanza
- 1 chocolatina
- 1 vela
- Un trozo de mantequilla







Experimento 1

Procedimiento

1. Con los guantes de carnaza, toma un trozo de hielo seco (CO_2 sólido) y ponlo sobre la mesa del laboratorio. Observa los cambios que ocurren.
2. En un vaso de precipitados de 500 mL agrega 200 mL de agua y un trozo de hielo seco. Observa los cambios que ocurren.

Experimento 2

Procedimiento

1. Agrega 0,5 g de cristales de yodo en una cápsula de porcelana.
2. Calienta suavemente el yodo contenido en la cápsula de porcelana, aléjate un poco y observa los resultados obtenidos.
3. Cubre con un vidrio de reloj la cápsula que contiene un hielo. Observa lo que sucede.

Experimento 3

Procedimiento

1. Deposita un cubo de hielo en un vaso de precipitados de 500 mL y calienta el sistema. Observa los cambios que se presentan transcurridos 10, 30 y 120 segundos.
2. Repite el paso 1 cambiando el hielo por un trozo de mantequilla, de vela, o de chocolatina.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Qué cambios de estado de la materia observaste en los anteriores experimentos?
2. ¿Cómo interviene la temperatura en los cambios de estado?
3. ¿Qué cambios de estado has observado a tu alrededor?
4. ¿Es posible sublimar otras sustancias diferentes al yodo y al hielo seco?
5. ¿Cómo podrías realizar una solidificación de una sustancia?

© Santillana

¿Cómo se forman los cristales?

Las sustancias líquidas o gaseosas se pueden convertir al estado sólido cambiando su estructura interna, es decir, la organización de sus moléculas. Cuando el cambio de estado se presenta gradualmente, se forma un sólido cristalino en el cual las partículas se ubican en una red tridimensional. En esta práctica observarás la **formación de cristales** de diferentes sustancias.

Conocimientos previos

Propiedades de los sólidos, conceptos básicos de los sistemas cristalinos.

Reactivos

- Cloruro de sodio, NaCl
- Sulfato de magnesio, $MgSO_4$
- Sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 . 5H_2O$
- Acetato de sodio, CH_3COONa
- Azúcar
- Agua

Materiales

- Talcos
- 6 vasos de precipitados de 200 mL
- 6 cajas de Petri
- 6 vidrios de reloj
- 1 plancha de calentamiento
- 1 agitador de vidrio
- Estereoscopio
- Hilo

Experimento

Procedimiento

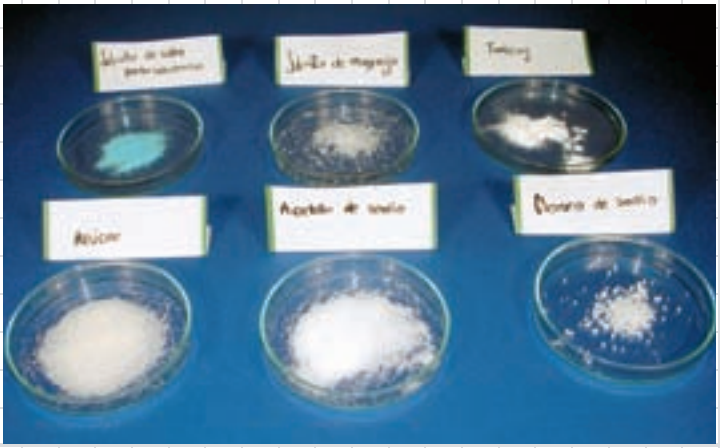
1. Pon una pequeña muestra de cada reactivo sobre las cajas de Petri obsérvalos a través del estereoscopio. Dibuja la forma de los cristales.
2. En un vaso de precipitados vierte una cantidad considerable de sulfato de cobre pentahidratado y adiciónale agua, con el fin de preparar una solución sobresaturada. Pon la solución sobre la plancha de calentamiento hasta que hierva.
3. Deja enfriar la solución y deposítala en una caja de Petri. Repite los pasos 2 y 3 con las demás sustancias.
4. Deposita un trozo de hilo en cada una de las cajas de Petri y déjalas en reposo durante una semana. Observa los resultados obtenidos.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Es posible identificar un compuesto por la forma y el tamaño de sus cristales?
2. ¿Por qué los compuestos cristalizan en diferentes formas?
3. ¿Cómo se forman las estalactitas y las estalagmitas?
4. ¿Qué formas geométricas observaste en los cristales?







¿Cómo cuantificar la masa de un gas?

En la naturaleza encontramos elementos y compuestos en estado gaseoso. Por ejemplo, el oxígeno, el nitrógeno, el metano y el gas carbónico. Algunos de estos gases son de gran importancia para los seres vivos, como el oxígeno.

A través de esta experiencia producirás dióxido de carbono y determinarás la **masa** de una determinada cantidad de este gas.

Conocimientos previos

Propiedades de los gases, masa, volumen, estados de la materia.

Reactivos

- Polvo para hornear
- Bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$
- Vinagre diluido, CH_3COOH

Materiales

- Globos inflables
- 1 balanza
- 1 balón de vidrio o botella de gaseosa vacía, tamaño mediano
- 1 pipeta
- 1 cucharita

Experimento

Procedimiento



1. Con ayuda de la pipeta mide 10 mL de vinagre y viértelos en la botella de gaseosa.
2. Determina la masa de un globo sin inflar y deposita en él una cucharadita de bicarbonato de sodio o de polvo para hornear.
3. Con cuidado, ubica el globo en la boca del balón de vidrio o de la botella y deja caer su contenido dentro de la botella con vinagre. Describe lo que ocurre. Rápidamente, toma el globo y anúdalo para guardar el dióxido de carbono que se produjo.
4. En la balanza, mide la masa del globo con el dióxido de carbono. Para calcular la masa de este gas, resta al valor obtenido la masa del globo vacío.
5. Repite el experimento modificando las cantidades de bicarbonato de sodio y vinagre. Tabula los resultados y observa las variaciones en la cantidad de gas que se obtuvo.



Análisis de resultados

1. Escribe la reacción química que se lleva a cabo.
2. Responde:
   a) ¿Qué se debe tener en cuenta para cuantificar la masa de un gas?
   b) ¿Cómo influye la cantidad de los reactantes en la cantidad de gas que se produce?
   c) ¿Qué función cumple el gas que contienen las gaseosas?
   d) ¿Qué precauciones se deben tener con el monóxido de carbono, CO, producido durante la combustión del gas natural?

© Santillana

¿Qué propiedades caracterizan a los gases?

Los sistemas gaseosos se determinan teniendo en cuenta tres propiedades: la **temperatura**, el **volumen** y la **presión**. La energía cinética de las moléculas de un gas y la gran separación que existe entre ellas hace que sus partículas se difundan con rapidez y que presenten propiedades como la compresibilidad, baja densidad y gran movilidad. En esta experiencia comprobarás algunas **propiedades de los gases**.

Conocimientos previos

Propiedades y leyes de los gases.

Reactivos

- Ácido clorhídrico concentrado, HCl
- Hidróxido de amonio concentrado

Materiales

- 2 copitos de algodón
- 2 tapones de caucho
- 2 nueces dobles
- 1 pinza metálica
- 1 tubo de vidrio de 50 cm de longitud y 1 cm de diámetro
- 1 soporte universal
- 1 pipeta
- 1 vidrio de reloj

Experimento

Procedimiento

1. Sujeta con las pinzas el tubo de vidrio en posición horizontal al soporte universal.
2. Coloca uno de los copitos en el vidrio de reloj. Utiliza la pipeta para extraer 5 mL de hidróxido de amonio concentrado y humedece con cuidado el copito. Con las pinzas coloca el copito en uno de los extremos del tubo.
3. Realiza el mismo procedimiento que en el punto anterior, utilizando la solución concentrada de ácido clorhídrico.
4. Coloca los dos tapones simultáneamente en los extremos del tubo evitando que se escapen los gases.
5. Espera que se forme una banda blanca bien definida en algún lugar del tubo. Mide las distancias desde cada copito hasta la banda blanca. Observa lo que ocurre.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Por qué se forma la banda blanca?
2. ¿Qué reacción se lleva a cabo?
3. ¿Qué propiedad de los gases se observa en este experimento?
4. ¿Qué ley se cumple? Con los datos de la distancia aplica la expresión matemática de esta ley.





UNIDAD 5

Las soluciones

Temas de la unidad

1. El agua y las soluciones
2. La concentración de las soluciones
3. Propiedades coligativas de las soluciones y de los coloides

© Santillana



Para pensar…

En la naturaleza es muy raro encontrar sustancias puras o aisladas. El mundo a nuestro alrededor está hecho de mezclas, por ejemplo: el aire que respiramos, el agua de lagos y mares, diversos detergentes, perfumes, lociones y medicamentos, entre otros.

Las soluciones son mezclas homogéneas. En esta unidad exploraremos algunos aspectos de las soluciones, como: por qué y cómo se forman, cómo establecer cuantitativamente su composición o cómo saber el comportamiento de una determinada solución bajo ciertas condiciones de presión y temperatura. Mencionaremos entre tanto algunas aplicaciones prácticas derivadas del conocimiento que tenemos acerca de las soluciones.

De entre la enorme diversidad de soluciones que se conocen, las más comunes son aquellas en las que interviene el agua, denominadas soluciones acuosas. Como sabes, el agua es un líquido excepcional, indispensable para el mantenimiento de la vida en la tierra. No obstante, el uso irracional que estamos haciendo de los recursos hídricos, no es un buen augurio para la subsistencia de la vida en nuestro planeta. Es por eso que dedicaremos algunas páginas para mencionar algunas de las formas más comunes de contaminación y tratamiento de aguas.

Finalmente, hablaremos de otro tipo especial de mezclas, los coloides, consideradas un estado intermedio entre las mezclas homogéneas y las mezclas heterogéneas.

Para responder…

- ¿Qué significa que el alcohol que utilizamos para desinfectar heridas esté al 90%?
- ¿Por qué los licores con más grados de alcohol son más fuertes?
- ¿Por qué las aguas de algunos ríos son de color café, mientras que otras son negruzcas o incoloras?
- ¿Qué caracteriza la leche?
- ¿Por qué cuando se adiciona demasiado café a una taza con agua caliente, parte del café se deposita en el fondo de la taza?

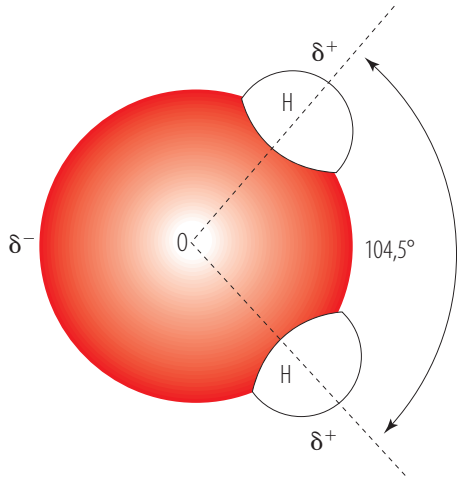


Figura 1. El agua es una molécula polar. Las cargas parciales de diferentes moléculas se atraen entre sí, formando puentes de hidrógeno.

1. El agua y las soluciones

El agua es una de las sustancias más abundante en la biosfera. Su capacidad para formar soluciones con un sinnúmero de sustancias, hace que, cerca del 90% de las disoluciones sean acuosas. Por esta razón, antes de entrar en materia, vamos a dedicar unas páginas a esta sustancia única.

1.1 El agua

1.1.1 Estructura y composición

La molécula de agua es **triatómica**, es decir, está compuesta por tres átomos: dos de hidrógeno y uno de oxígeno, unidos mediante enlaces covalentes polares. Estos átomos no están unidos en línea recta, sino que se ubican formando un ángulo de 104,5° (figura 1). Esta forma geométrica hace que la molécula de agua sea dipolar, con una carga negativa en el extremo donde se halla el átomo de oxígeno y cargas positivas cerca de los hidrógenos. Entre diferentes moléculas de agua se generan fuerzas de atracción medidas por estas cargas. A esta interacción característica del agua se le conoce como **puente de hidrógeno**.

1.1.2 Propiedades físicas

A continuación mencionaremos algunas de las características del agua:

- **Punto de ebullición y punto de fusión**. A nivel del mar, la temperatura de ebullición del agua es de 100 °C y la de fusión es de 0 °C.

  Estas temperaturas son altas si se comparan con las de otros compuestos formados por hidrógeno y un elemento no-metálico, del mismo grupo del oxígeno, como el ácido sulfhídrico (H_2S), cuyos puntos de fusión y ebullición son −81 °C y −61 °C, respectivamente. Esto se debe a la capacidad del agua para formar puentes de hidrógeno.

- **Densidad**. La densidad del agua es 1 g/cm³, cuando se encuentra a 4 °C y a 1 atm de presión. Esto quiere decir que, en 1 cm³ de agua encontramos una masa de 1 g, bajo estas condiciones de temperatura y presión. Como podrás intuir, la densidad del agua varía con la temperatura. Así, por ejemplo, a 20 °C la densidad del agua es 0,998 g/cm³. Sin embargo, cuando el agua cambia del estado líquido al sólido, en vez de contraer su volumen, como ocurre con el resto de los líquidos, se expande, disminuyendo su densidad. Esto se debe a que las moléculas se reorganizan en agregados moleculares, que ocupan más espacio. Debido a la menor densidad del hielo con respecto al agua líquida, es posible que este flote (figura 2).

- **Apariencia**. El agua pura es incolora, inodora e insípida. Cualquier cambio en estas propiedades se debe a sustancias extrañas que están disueltas en ella. El agua para ser potable debe estar bien aireada, debe contener oxígeno en disolución, debe disolver el jabón, no debe poseer materia orgánica en descomposición, ni sustancias nitrogenadas.

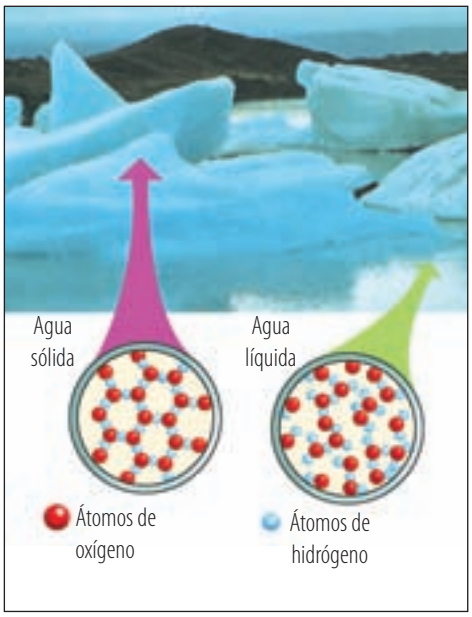


Figura 2. El hielo es menos denso que el agua líquida, gracias a que las fuerzas de atracción intermoleculares forman agregados tridimensionales, que ocupan más espacio.

 © Santillana

- **Tensión superficial**. Todos hemos observado a pequeños insectos caminando sobre el agua, como si la superficie del agua actuara como una capa de piel. Este fenómeno, conocido como **tensión superficial**, se debe a la atracción mutua que se presenta entre las moléculas de agua. Mientras las moléculas que están debajo de la superficie del agua experimentan una fuerza de atracción entre sí y en todas las direcciones, las moléculas que se encuentran en la superficie, experimentan una fuerza de atracción con otras moléculas de la superficie y con las que están ubicadas inmediatamente debajo de ellas. Esto crea un desequilibrio de fuerzas, cuyo resultado es una mayor tensión sobre la superficie del agua. La tensión superficial de un líquido hace que una gota de ese líquido tenga forma esférica (figura 3).

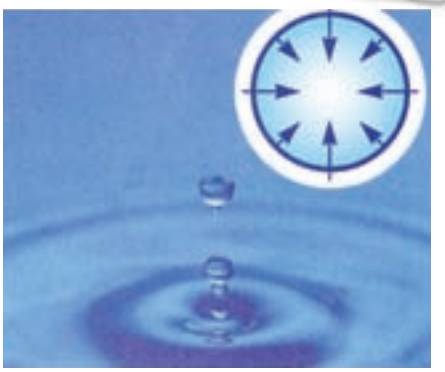


Figura 3. Las gotas de agua son esféricas debido a su elevada tensión superficial. Esto hace que la película de moléculas superficiales se cierre sobre sí misma, ocupando el menor volumen posible.

1.1.3 Propiedades químicas

Las propiedades químicas del agua se pueden analizar a través del estudio de las reacciones en las que esta sustancia participa, ya sea como reactivo o como producto. Veamos algunas de ellas:

- **Descomposición térmica**. Si bien el agua es un compuesto bastante estable frente a la acción del calor, cuando se somete a temperaturas elevadas (más de 2.000 °C), puede separarse en sus componentes.
- **Electrólisis**. La aplicación de una corriente eléctrica directa a través del agua genera su descomposición y la liberación de hidrógeno y oxígeno gaseosos, según se ilustra en la siguiente reacción:

$$2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\textit{corriente eléctrica}} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

- **Reacción con óxidos**. El agua reacciona con óxidos de algunos metales, produciendo el hidróxido correspondiente. Por ejemplo:

$$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$$

Hidróxido de potasio

Así mismo, reacciona con óxidos de elementos no-metales, produciendo el ácido respectivo. Por ejemplo:

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

Ácido sulfuroso

- **Reacción con metales**. El agua reacciona directamente con algunos metales de los grupos IA y IIA, formando hidróxidos:

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$2Ca + 2H_2O \longrightarrow 2Ca(OH)_2$$

En otros casos, se forma un óxido, con desprendimiento de hidrógeno:

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$$

$$3Fe \text{ (a alta temperatura)} + 3H_2O \longrightarrow Fe_2O3 + 3H_2$$

Esta reacción se usa en la industria para producir hidrógeno.

- **Reacción con no-metales**. El agua puede reaccionar con algunos no-metales cuando se somete a temperaturas elevadas (entre 500 °C y 1.000 °C). Con el carbono, por ejemplo, produce monóxido o dióxido de carbono, según las reacciones:

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2 \text{ (a unos 1.000 °C)}$$

$$C + 2H_2O \longrightarrow CO_2 + 2H_2 \text{ (a más de 1.000 °C)}$$



Figura 4. Los desechos industriales son la principal fuente de contaminación del agua.

1.1.4 Contaminación del agua

El agua puede contaminarse con compuestos minerales y orgánicos (figura 4), así como microorganismos y variaciones bruscas de temperatura. Veamos.

- **Contaminantes minerales**: dentro de este grupo encontramos sustancias tóxicas, como nitratos, nitritos y metales pesados. Así como hierro, magnesio, zinc y cobre, que afectan las **propiedades organolépticas** del agua. Otros elementos, como fósforo, potasio y calcio, cuando se encuentran en exceso, generan un exagerado desarrollo de la vegetación, fenómeno conocido como eutroficación, (del griego *eu* = bien o en exceso y *trofos* = alimento, es decir, exceso de alimento). El resultado es el predominio de unas pocas especies capaces de aprovechar la sobreoferta de recursos, con lo cual hay una pérdida de la diversidad biológica y de la calidad del agua.
- **Contaminantes orgánicos**: entre estas sustancias figuran los **fenoles**, que cambian el sabor del agua; los **hidrocarburos**, que modifican su olor y sabor y afectan la salud humana; los **detergentes**, responsables de la espuma y de la concentración de impurezas; los **residuos sanitarios**, que generan malos olores, así como infecciones en la población.
- **Contaminación biológica**: la presencia de microorganismos patógenos, como bacterias y protozoos, en el agua destinada a consumo humano, constituye un grave problema de salud pública, ya que estos organismos producen enfermedades como el cólera, la disentería y otros trastornos digestivos.
- **Contaminación térmica**: se produce cuando agua caliente, proveniente de industrias, es vertida al agua. El agua caliente contiene menos oxígeno disuelto que el agua más fría, lo cual provoca alteraciones graves en la estructura de las comunidades acuáticas.

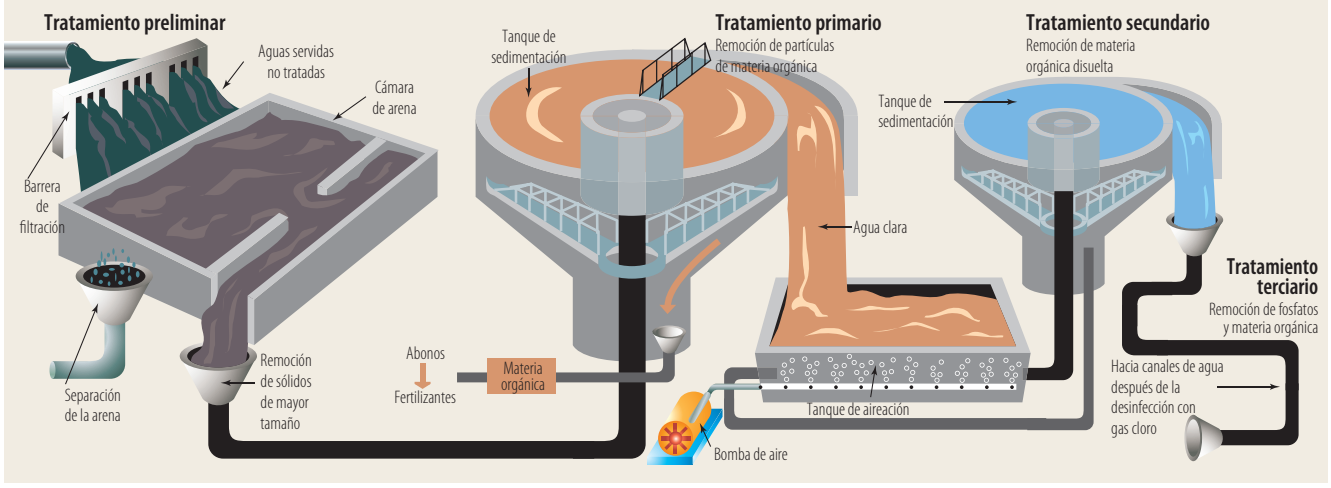
EJERCICIO

1. Menciona tres alternativas viables para evitar la contaminación del agua.
2. Propón un mecanismo que permita ahorrar agua en tu hogar.

1.1.5 Tratamiento de las aguas contaminadas

El esquema de la figura 5 ilustra el funcionamiento general de una planta de tratamiento de aguas servidas o de aguas industriales.

Figura 5. Esquema de una planta de tratamiento de aguas residuales.



 © Santillana

1.2 Concepto de solución

Una solución es una **mezcla físicamente homogénea**, formada por dos o más sustancias que reciben el nombre de **solvente** y **soluto**.

- **El solvente** es la sustancia que por lo general se encuentra en mayor proporción dentro de la disolución. Las soluciones más importantes son las acuosas, por lo tanto, el solvente más común es el agua (figura 6).
- **El soluto** es la sustancia que, por lo general, se encuentra en menor proporción dentro de la solución. Por ejemplo, en una solución acuosa de cloruro de sodio, el agua es el solvente y la sal es el soluto.

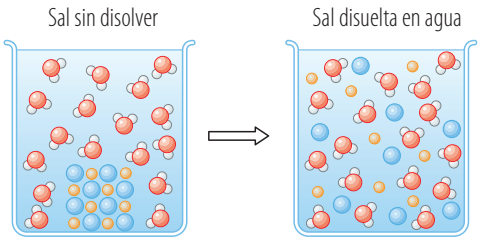


Figura 6. El agua es llamada frecuentemente el solvente universal, por su capacidad para formar soluciones con gran cantidad de compuestos.

1.2.1 Clases de soluciones

Cualquier sustancia, sin importar el estado de agregación de sus moléculas, puede formar soluciones con otras. Según el estado físico en el que se encuentren las sustancias involucradas se pueden clasificar en sólidas, líquidas y gaseosas. También puede ocurrir que los componentes de la solución se presenten en diferentes estados. Así, cuando uno de los componentes es un gas o un sólido y el otro es un líquido, el primero se denomina soluto y el segundo solvente (figura 7).

Las soluciones también se pueden clasificar según la cantidad de soluto que contienen, como:

- **Diluidas**: cuando contienen una pequeña cantidad de soluto, con respecto a la cantidad de solvente presente.
- **Saturadas** o **concentradas**: si la cantidad de soluto es la máxima que puede disolver el solvente a una temperatura dada.
- **Sobresaturadas**: si la cantidad de soluto es mayor de la que puede disolver el solvente a una temperatura dada. Este tipo de soluciones se consiguen cuando se logra disolver el soluto por encima de su punto de saturación y son muy inestables, por lo que, frecuentemente, el soluto en exceso tiende a precipitarse al fondo del recipiente.

Solución	Ejemplo
Gas en gas	Aire
Líquido en gas	Aire húmedo
Sólido en gas	Humo
Gas en líquido	Bebidas gaseosas
Líquido en líquido	Agua de colonia
Sólido en líquido	Agua salada
Líquido en sólido	Arcilla
Sólido en sólido	Aleaciones

Figura 7. Tipos de soluciones.

1.2.2 Proceso de disolución

La incorporación de solvente y soluto para dar lugar a una solución, puede llevarse a cabo mediante un proceso químico o un proceso físico. Veamos.

- **Disolución química**: en este caso, ocurre una reacción química entre soluto y solvente. Por ejemplo, cuando el zinc se disuelve en ácido clorhídrico, el primero se ioniza, quedando como Zn^{2+}, mientras que el hidrógeno se reduce. Como resultado de esta interacción, las sustancias en solución son diferentes a aquellas que intervinieron originalmente.
- **Disolución física** o **solvatación**: en este caso no hay transformación de las sustancias involucradas, sino que la incorporación de soluto y solvente se lleva a cabo por fuerzas de atracción intermoleculares, como los puentes de hidrógeno o las interacciones dipolo-dipolo. Si el solvente es el agua, el proceso se denomina hidratación. Por ejemplo, al disolver cloruro de sodio en agua, este se ioniza, dando lugar a dos especies cargadas: el catión Na^+ y el anión Cl^-. Ambos iones se ven atraídos por los polos de las moléculas de agua, formando una especie de red, como se muestra en la figura 8.

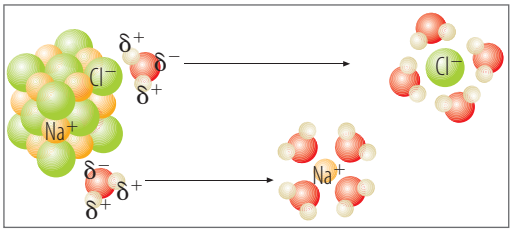


Figura 8. La figura presenta un modelo ilustrativo del proceso de solvatación.

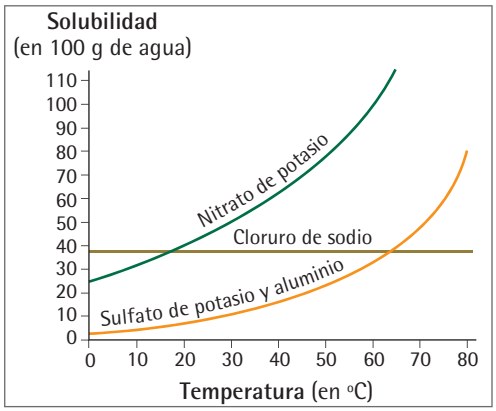


Figura 9. La gráfica muestra la curva de solubilidad en función de la temperatura para distintas sustancias.



Figura 10. Cuando un gas se disuelve en un líquido por acción de la presión, la presión disminuye y el gas se libera arrastrando consigo parte del líquido.

EJERCICIO

Con base en la información de la gráfica de la figura 10, ¿cuántos gramos de sulfato de potasio y aluminio pueden disolverse en agua a 60 °C?

1.3 Solubilidad

Existe un límite para la cantidad máxima de soluto soluble en un determinado solvente. A este valor que limita la cantidad de soluto que se puede disolver en determinada cantidad de solvente se le conoce como **solubilidad**, y se define como **la máxima cantidad de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de un solvente, a una temperatura determinada**.

Por ejemplo, la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 20 °C es de 311 g/L de solución, lo que significa que a esta temperatura, un litro de agua puede contener como máximo, 311 g de NaCl.

1.3.1 Factores que determinan la solubilidad

La cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente, depende de los siguientes factores:

Naturaleza del soluto y del solvente

Una regla muy citada en química es: **lo semejante disuelve lo semejante**. En otras palabras, la solubilidad es mayor entre sustancias cuyas moléculas sean análogas, eléctrica y estructuralmente. Cuando existe semejanza en las propiedades eléctricas de soluto y solvente, las fuerzas intermoleculares son intensas, propiciando la disolución de una en otra. De acuerdo con esto, en el agua, que es una molécula **polar**, se pueden disolver solutos polares, como alcohol, acetona y sales inorgánicas. Así mismo, la gasolina, debido al carácter **apolar** de sus moléculas, disuelve solutos apolares como aceite, resinas y algunos polímeros.

Temperatura

En general, puede decirse que a mayor temperatura, mayor solubilidad (figura 9). Así, es frecuente usar el efecto de la temperatura para obtener soluciones sobresaturadas. Sin embargo, esta regla no se cumple en todas las situaciones. Por ejemplo, la solubilidad de los gases suele disminuir al aumentar la temperatura de la solución, pues, al poseer mayor energía cinética, las moléculas del gas tienden a volatilizarse. De la misma manera, algunas sustancias como el carbonato de litio (Li_2CO_3) son menos solubles al aumentar la temperatura.

Presión

La presión no afecta demasiado la solubilidad de sólidos y líquidos, mientras que tiene un efecto determinante en la de los gases. Un aumento en la presión produce un aumento de la solubilidad de gases en líquidos. Esta relación es de proporcionalidad directa. Por ejemplo, cuando se destapa una gaseosa, la presión disminuye, por lo que el gas carbónico disuelto en ella escapa en forma de pequeñas burbujas (figura 10).

Estado de subdivisión

Este factor tiene especial importancia en la disolución de sustancias sólidas en solventes líquidos, ya que, cuanto más finamente dividido se encuentre el sólido, mayor superficie de contacto existirá entre las moléculas del soluto y el solvente. Con ello, se aumenta la eficacia de la solvatación. Es por eso que en algunas situaciones la trituración de los solutos facilita bastante la disolución.

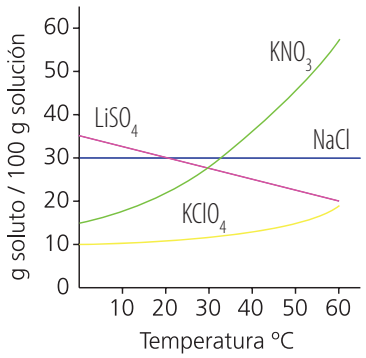
 © Santillana

Interpreta

1. Nombra diez soluciones que encuentres en tu casa o en el colegio. Justifica tu elección.
2. Explica las diferencias entre:
   a) Solubilidad y velocidad de disolución.
   b) Solución insaturada y solución saturada.
   c) Solución saturada y solución sobresaturada.
   d) Miscible e inmiscible.
   e) Soluto y solvente.
3. Explica: ¿cómo determinas si una solución es saturada, insaturada o sobresaturada?
4. Enumera tres características que diferencien una solución de una sustancia pura.
5. La solubilidad de un soluto en un solvente puede ser afectada por algunos factores externos. Explica con ejemplos la influencia de estos factores en la solubilidad.

Argumenta

6. La temperatura es uno de los factores que afectan la solubilidad. En la siguiente gráfica se evidencia la relación entre la solubilidad de varias sales en función de los cambios de temperatura:



Responde:

a) ¿Cuál sustancia presenta mayor solubilidad a 30 °C?
b) ¿Por qué estas sales presentan diferente solubilidad en el agua?
c) ¿Cuál de las sustancias mencionadas requiere menor temperatura para alcanzar la solubilidad de 45 g en el agua?
d) Si no existiera variación de temperatura en el sistema, ¿cuál de las sustancias presentaría menor y mayor solubilidad en el agua?

7. Para preparar un dulce casero se requiere una solución de azúcar en agua. Responde:



a) ¿Qué factores influyen en este proceso?
b) ¿Cuál de las sustancias se comporta como soluto y cuál como solvente?

8. La solubilidad depende de la polaridad. Se afirma que los compuestos polares se disuelven en otros de su misma naturaleza, por ejemplo, la sal de cocina, NaCl, se solubiliza en agua, H_2O, porque ambos compuestos son polares. Explica qué sucede con la disolución de agua y azúcar si esta última es un compuesto poco polar.

Propone

9. La cantidad de una sustancia que se puede disolver en determinados mililitros de agua siempre es limitada. Imagina que tienes un vaso con 250 mL de agua, si adicionamos una cucharada de azúcar ¿qué le sucederá a la mezcla? ¿Qué le ocurrirá a la mezcla si adicionamos posteriormente diez cucharadas más de azúcar? ¿Cómo determinas la cantidad exacta de azúcar que puede solubilizarse en 250 mL de agua?
10. Si un buzo se expone súbitamente a la presión atmosférica donde la solubilidad de los gases es menor que dentro del mar, se formarán burbujas en su torrente sanguíneo y en los demás líquidos de su organismo. Estas burbujas alteran los impulsos nerviosos y provocan un fuerte dolor de cabeza, vértigo, vómito y dolor en la parte superior del abdomen. ¿Cómo crees que se podrían controlar estos efectos?





Figura 11. En el laboratorio con mucha frecuencia, se deben preparar soluciones a partir de los reactivos puros.

2. La concentración de las soluciones

De acuerdo con la cantidad de soluto presente, tendremos soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas. Si bien podemos diferenciar una solución concentrada de una diluida, no podemos determinar exactamente que tan concentrada o diluida está. A continuación veremos cómo se cuantifica la cantidad de soluto presente en una solución, a través del concepto de concentración.

2.1 Definición de concentración

La concentración de una solución expresa la **cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución**. En términos cuantitativos, esto es, la relación o proporción matemática entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o, entre soluto y solución. Esta relación suele expresarse en porcentaje (figuras 11 y 12).

2.2 Unidades de concentración

2.2.1 Unidades físicas

- **Porcentaje referido a la masa**: relaciona la masa del **soluto**, en gramos, presente en una cantidad dada de **solución**. Teniendo en cuenta que el resultado se expresa como **porcentaje de soluto**, la cantidad patrón de solución suele tomarse como 100 g.

  La siguiente expresión resume estos conceptos:

$$\%\text{ en masa del soluto} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de solución}} \cdot 100$$

  se expresa en % p/p o % m/m

  Por ejemplo, si se disuelven 10 g de NaCl en 90 g de agua, ¿cuál es el porcentaje en masa de la sal?

  Primero se calcula la masa de la solución:

$$10\text{ g de NaCl} + 90\text{ g de agua} = 100\text{ g de solución.}$$

  Luego remplazamos en la fórmula:

$$\%\text{ en masa de soluto} = \frac{10\text{ g de NaCl}}{100\text{ g de solución}} \cdot 100 = 10\%.$$

- **Porcentaje referido al volumen**: se refiere al **volumen de soluto**, en mL, presente en cada 100 mL de solución.

  La expresión que utilizamos para calcularlo es:

$$\%\text{ en masa de soluto} = \frac{10\text{ g de NaCl}}{100\text{ g de solución}} \cdot 100 = 10\%.$$

  se expresa en % v/v

  Por ejemplo, ¿cuántos ml de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hay en 300 mL de una solución al 20% en volumen?



Figura 12. Para preparar soluciones se necesitan distintos instrumentos de laboratorio: vasos de precipitados, Erlenmeyer, probetas, matraces y tubos de ensayo.

 © Santillana

Una solución al 20% de H_2SO_4 significa que, por cada 100 mL de solución se tienen 20 mL de H_2SO_4. Por tanto, si tenemos 300 mL de solución tendremos 60 mL de H_2SO_4, según la siguiente operación:

$$\text{mL de } H_2SO_4 = \frac{20 \text{ mL de } H_2SO_4 \cdot 300 \text{ mL de solución}}{100 \text{ mL solución}} = 60 \text{ mL}.$$

- **Porcentaje masa-volumen**: representa la masa de soluto (en g) por cada 100 mL de solución. Se puede calcular según la expresión:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen solución}} \cdot 100 \quad \textbf{se expresa en \% p/v o \% m/v}$$

Por ejemplo, ¿cuál es el porcentaje p/v de una solución que contiene 20 gramos de KOH en 250 mL de solución?

La información anterior nos indica que 250 mL de solución contienen 20 g de KOH. Por tanto, en 100 mL de solución habrá:

$$\frac{\% \text{ masa}}{\text{volumen}} = \frac{20 \text{ g KOH}}{250 \text{ mL}} \cdot 100.$$

De donde, se obtiene que la cantidad de KOH presente equivale al 8%.

- **Partes por millón (ppm)**: para medir algunas concentraciones muy pequeñas, por ejemplo, las partículas contaminantes que eliminan los automotores o la cantidad de cloro o flúor presentes en el agua potable, se utiliza una unidad de concentración denominada **partes por millón (ppm)**, que mide las partes de soluto presentes en un millón de partes de solución. Para soluciones sólidas se utilizan, por lo regular, las unidades **mg/kg** y para soluciones líquidas, **mg/L** (figura 13).

La siguiente expresión, permite calcular las partes por millón:

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{L}}, \text{ o bien, ppm} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{kg}}.$$

Por ejemplo, ¿cuál será la concentración, en ppm, de una muestra de 350 mL de solución de fluoruro de sodio en agua, que contiene 0,00070 g de esta sal disuelta?

Primero se hace la conversión a las unidades requeridas en la fórmula:

350 mL = 0,350 L de solución, y 0,00070 g = 0,70 mg.

Luego se aplica la fórmula:

$$\text{ppm} = \frac{0{,}70 \text{ mg de soluto}}{0{,}350 \text{ L}} = 2 \text{ ppm}.$$

La solución contiene 2 ppm de NaF, que es equivalente a 2 mg por litro de solución.

2.2.2 Unidades químicas

- **Molaridad (M)**: es la forma más usual de expresar la concentración de una solución. Se define como **el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución**. Alternativamente, se puede expresar como milimoles de soluto disueltos en mL de solución. Matemáticamente se expresa así:

$$M = \frac{\text{No. de moles de soluto}}{\text{litro de solución}}, \text{ es decir, } M = \frac{n(\text{moles})}{V_{(L)}}$$



Figura 13. La realización de los cálculos matemáticos es imprescindible, antes de preparar cualquier solución de una concentración dada.

EJERCICIO

Calcula la molaridad de una disolución que contiene 10 gramos de sulfato cúprico ($CuSO_4$), en 350 mL de solución.



Figura 14. Los frascos que contienen soluciones deben estar debidamente etiquetados con el nombre y la concentración de la solución.

- **Molalidad (m)**: indica la **cantidad de moles de soluto presentes en un kg (1.000 g) de solvente**. Cuando el solvente es agua, y debido a que la densidad de esta es 1 g/ml, 1 kg de agua equivale a un litro. La molalidad se calcula mediante la expresión:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{No. de moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}, \text{ o bien, } m = \frac{n \text{ soluto}}{\text{kg solvente}}$$

- **Normalidad (N)**: relaciona el **número de equivalentes gramo o equivalentes químicos de un soluto con la cantidad de solución**, en litros. Se expresa como:

$$N = \frac{\text{No. de equivalentes-gramo de soluto}}{\text{Volumen de solución (L)}}$$

El concepto de equivalente gramo o equivalente químico ha sido desarrollado especialmente para referirse a ácidos y bases. Así, un equivalente gramo es la masa de sustancia (ácido o base) capaz de producir un mol de iones H^+ o OH^-, según el caso. Para pasar de moles a gramos se emplean las masas moleculares de las sustancias involucradas. Por ejemplo, un mol de HCl, cuyo peso molecular es 36,5 g, se ioniza para producir un mol de H^+, por tanto, el peso de un equivalente gramo (abreviado peqg) de HCl es 36,5 g. En el caso de ácidos o bases que generan más de un mol de OH^- o H^+, como por ejemplo, el H_2SO_4 o el $Al(OH)_3$, el peso de un equivalente-gramo se calcula así:

$$1 \text{ peqg de } H_2SO_4 = \frac{\text{Masa molecular del } H_2SO_4}{2 \text{ H}} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49{,}0 \text{ g.}$$

En cuanto al hidróxido de aluminio, 1 peqg es igual a 26 g, que es la tercera parte de su masa molecular.

Dado que un ácido y una base reaccionan, a través de la neutralización mutua de los iones H^+ y OH^-, para producir las sales correspondientes y agua; el concepto de equivalente también se aplica para las sales (figura 14).

EJERCICIO

Calcula el valor de un peso equivalente gramo de las siguientes sustancias: H_3PO_4, $Ca(OH)_2$, $CuSO_4$.

EJEMPLOS

Si se disuelven 10 g de potasa cáustica (KOH) en 450 mL de agua, ¿cuál es la concentración molal de la solución?

De la expresión $m = n$ soluto/kg solvente, conocemos solamente la cantidad de solvente, la cual está expresada en unidades de volumen. Siendo la densidad del agua 1,0 g/mL, podemos decir que los 450 mL de agua equivalen a 450 g de la misma, que equivalen a 0,450 kg.

Calculemos ahora la cantidad de moles de KOH presentes en la solución:

Si un mol de KOH equivale a 56 g, entonces, los 10 g de KOH contendrán:

$$\text{Moles KOH} = \frac{10 \text{ g KOH} \cdot 1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 0{,}17 \text{ mol}$$

Ahora sí podemos aplicar la fórmula, para obtener la molalidad:

$$m = \frac{0{,}17 \text{ mol KOH}}{0{,}450 \text{ kg}} = 0{,}39 \text{ molal}$$

Como es fácil comprobar, a partir de la expresión de molalidad se pueden realizar cálculos sobre el número de moles o kg de soluto, así como g de solvente.

Un punto muy importante de aclarar es que al preparar una solución molal debemos agregar en el recipiente, primero la masa o volumen indicado de solvente y luego, en pequeñas adiciones, la totalidad del soluto. Caso contrario, se hace al preparar una solución molar, en donde, primero se coloca en el recipiente adecuado la totalidad del soluto y luego en pequeñas adiciones se deposita el solvente, hasta completar el volumen de solución previamente determinado.

 © Santillana

EJEMPLOS

1. ¿Cuál será la normalidad de una solución de NaOH que contiene 8 g de NaOH en 200 mL de solución?

En primer lugar vamos a calcular el peso equivalente gramo del NaOH:

1 peqg de NaOH =

$$\text{Masa molar del } \frac{\text{NaOH}}{1\text{ OH}} = \frac{40\text{ g}}{1} = 40\text{ g.}$$

Como se tienen 8 g de NaOH, entonces el número de equivalentes presentes sera:

$$\text{No. peqg de NaOH} = 8\text{ g de NaOH} \cdot 1\text{ eq de } \frac{\text{NaOH}}{40\text{ g}} = 0{,}20.$$

Ahora expresamos el volumen de solución en litros así:

$$V \text{ de solución (L)} = \frac{200 \cdot 1\text{L}}{1.000\text{ mL}} = 0{,}200\text{ L.}$$

Remplazando en la fórmula, tenemos:

$$\text{N} = \frac{0{,}20\text{ eqg}}{0{,}200\text{ L}}$$

La concentración de la disolución es 1 normal (1 N).

2. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico (H_2SO_4) están contenidos en 500 mL de solución 0,50 N de ácido?

De la expresión $\text{N} = \frac{\text{No. peqg de soluto}}{V \text{ de solución (L)}}$, conocemos la normalidad y el volumen de la solución. Luego, para dar solución a este problema debemos:

a) Calcular el No. de pesos equivalentes gramo de ácido y,

b) Expresar los pesos equivalentes gramo en gramos de H_2SO_4.

$$\text{Si N} = \frac{\text{No. peqg de ácido}}{\text{V de ácido}}\text{, entonces,}$$

$$0{,}5 = \frac{\text{No. peqg de ácido}}{0{,}500\text{ L de solución}}$$

$$0{,}25 = \text{No. peqg de ácido.}$$

b) Ahora transformamos los 0,25 peqg de ácido en gramos de H_2SO_4.

Recordemos que un peso equivalente gramo de H_2SO_4 equivale a 49 g, entonces:

$$\text{g de } H_2SO_4 = \frac{0{,}25\text{ peqg} \cdot 49\text{ g}}{1\text{ peqg}} = 12{,}25\text{ g.}$$

3. ¿Cuál es el volumen de HCl concentrado, con una densidad de 1,19 g/mL y 38% de HCl, en masa, necesarios para preparar un litro de solución 0,1 N?

Para resolver este problema es necesario realizar varios pasos o etapas:

a) De la expresión $\text{N} = \frac{\text{No. peqg de soluto}}{V \text{ de solución (L)}}$, conocemos la normalidad y el volumen, por lo tanto debemos calcular el No. de peqg de ácido.

b) Luego transformamos el No. de peqg de HCl en gramos de HCl.

c) La información suministrada por el problema nos da la concentración inicial del ácido (38% en masa). Por tanto, debemos realizar los ajustes correspondientes.

d) A continuación, se debe calcular el volumen de HCl, a partir de la densidad del ácido.

Desarrollando cada punto, tenemos:

a) $\text{N} = \frac{\text{No. peqg de HCl}}{\text{V sol (L)}}$, de donde obtenemos,

$$0{,}1 = \frac{\text{No. peqg de HCl}}{1{,}0\text{ L}} \text{ despejando}$$

$$0{,}1\text{ eqg/}\cancel{\text{L}} \cdot 1{,}0\,\cancel{\text{L}} = 0{,}1\text{ eqg}$$

b) Expresamos los equivalentes de HCl en gramos de HCl, teniendo en cuenta que 1 peqg de HCl es igual a 36,5 g (masa molecular):

$$\text{g de HCl} = \frac{0{,}1\text{ peqg HCl} \cdot 36{,}5\text{ g}}{1\text{ peqg HCl}} = 3{,}65\text{ g.}$$

c) Si el ácido del cual partimos para preparar la solución tuviera una concentración del 100%, la cantidad de HCl necesaria sería de 3,65 g. Dado que el HCl disponible está al 38%, vamos a necesitar una mayor cantidad de ácido, según el siguiente cálculo:

$$\text{g de HCl (al 38\%)} = \frac{3{,}65\text{ g HCl} \cdot 100\%}{38\%} = 9{,}60\text{ g.}$$

Esto quiere decir que en realidad necesitamos 9,60 g de HCl del 38% para preparar la solución solicitada.

d) Como el HCl es un líquido debemos expresar la cantidad de HCl en unidades de volumen, para ello nos basamos en la densidad de la sustancia, según la expresión, $D = \frac{m}{V}$. De donde tenemos:

$$1{,}19\text{ g/mL} = \frac{9{,}60\text{ g de HCL}}{V \text{ de HCL}}$$

$$\text{Volumen de ácido} = 8{,}06\text{ mL.}$$

Por lo tanto, para preparar un litro de solución 0,1 N, necesitamos 8,06 mL de HCl al 38%.



Figura 15. La mayoría de los productos químicos comerciales vienen a altas concentraciones y para usarlos es necesario diluirlos.

- **Fracción molar (X)**: expresa el **número de moles de un componente de la solución, en relación con el número total de moles**, incluyendo todos los componentes presentes. Se calcula mediante la expresión:

$$X_A = \frac{\text{No. de moles de } A}{\text{No. de moles totales de la solución}}$$

$$X_B = \frac{\text{No. de moles de } B}{\text{No. de moles totales de la solución}}$$

Para una solución de dos componentes, llamando n_A y n_B al número de moles de A y B, la expresión matemática es:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \qquad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

La suma de las fracciones molares de una solución es igual a uno.

2.3 Diluciones

Los reactivos disponibles en el laboratorio se encuentran, por lo general, en forma de sólidos o en soluciones comerciales muy concentradas (cercanas al 100%). Con cierta frecuencia, es necesario preparar soluciones menos concentradas, a partir de estos materiales, para lo cual debemos diluirlas (figura 15). Al diluir el volumen del solvente, aumenta el de la solución, mientras que el número total de moles o de moléculas del soluto permanece igual. Esto significa, que el número de moléculas o de moles del soluto al principio y al final, es el mismo. Lo más común es que las concentraciones de las sustancias se encuentren expresadas como molaridad. Si partimos de una solución inicial $n_1 = M_1 \cdot V_1$, para obtener una segunda solución $n_2 = M_2 \cdot V_2$, debe cumplirse que el número inicial de moles sea igual al número final de moles ($n_1 = n_2$). De ahí deducimos que $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$. Esta expresión es la clave para determinar el volumen final, V_2, o la concentración final, M_2, según sea el caso.

Cuando la concentración de la solución se expresa como normalidad, podemos basarnos en una generalización de la expresión anterior:

$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$, en donde C indica la concentración de la solución.

MENTES BRILLANTES

¿Cuánto solvente es necesario agregar a 350 mL de solución de NaOH 2,5 N para que su concentración final sea 0,85 N?

EJEMPLOS

1. Una solución contiene 5,8 g de NaCl y 100 g de H_2O. Determina la fracción molar del agua y de la sal.

Determinamos el número de moles de NaCl y de H_2O:

$$n_{NaCl} = \frac{5{,}8 \text{ g de NaCl} \cdot 1 \text{ mol de NaCl}}{58{,}5 \text{ g de NaCl}} = 0{,}09 \text{ mol.}$$

$$n_{H_2O} = \frac{100 \text{ g de } H_2O \cdot 1 \text{ mol de } H_2O}{18 \text{ g de } H_2O} = 5{,}55 \text{ mol.}$$

La fracción molar de cada componente es:

$$X_{NaCl} = \frac{0{,}09}{0{,}09 + 5{,}55} = 0{,}015$$

$$X_{H_2O} = 1 - 0{,}015 = 0{,}985.$$

2. Calcula el volumen final de una solución 0,5 M a partir de 300 mL de HCl 2,0 M.

Calculamos el volumen final de la solución V_2, a partir de la expresión, $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$.

Despejando: $\frac{M_1 \cdot V_1}{M_2} = V_2$

Y remplazando,

$$V_2 = \frac{2{,}0 \cdot 300 \text{ mL}}{0{,}5} = 1.200 \text{ mL}$$

El volumen final de la solución es 1.200 mL.

 © Santillana

Interpreta

1. En el laboratorio de ciencias se desea preparar una solución 0,5 M de $KMnO_4$. Explica el procedimiento y las cantidades requeridas para la preparación de 100 mL de esta solución.

2. Expresa en molaridad (M), normalidad (N), partes por millón (ppm), fracción molar (X) y molalidad (m) la concentración de una solución que contiene 50 g de NaCl en 2 L de agua.

3. La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto presente en una cantidad determinada de solución o solvente. Explica el significado de las siguientes concentraciones:
   a) Solución de NaCl al 10% m/m
   b) Solución de HCl 2 M
   c) Solución de LiOH 5,5 m
   d) Solución de KCl 7 N

4. Se disuelven 80 g de cloruro de sodio en agua hasta obtener un litro de solución. Si la solución tiene una densidad de 1,5 g/mL, expresa la concentración de esta solución en % m/m, molaridad (M) y normalidad (N).

5. Calcula el número de gramos de agua que deben añadirse a 8,5 g de cloruro de potasio para preparar una solución acuosa de 12% m/m.

Argumenta

6. Si pones en la estufa dos ollas del mismo tamaño y del mismo material: una con agua y la otra con agua y sal de cocina, e inicias el proceso de calentamiento hasta que el agua comience a ebullir:



   a) ¿Cuál de las dos ollas alcanza primero este punto?
   b) Si pones en el congelador los dos sistemas, ¿cuál se congelará primero?
   c) Expresa las situaciones anteriores por medio de gráficas de temperatura contra tiempo.

7. Por lo general, los reactivos se producen en soluciones muy concentradas y es necesario preparar soluciones diluidas para su uso en el laboratorio.
   a) Explica, en términos de concentración, la diferencia entre una solución diluida y una solución concentrada.
   b) Indica qué procedimiento desarrollarías en el laboratorio para diluirla.

8. El mar Muerto, ubicado en la frontera entre Jordania e Israel, recibe ese nombre debido a la ausencia de seres vivos allí. Esto sucede por la elevada concentración de sales disueltas en el agua, 25%. Este valor es superior al promedio del agua de los océanos, que se encuentra entre 3,3 y 3,7%.
   a) ¿Por qué sucede esto?
   b) ¿Qué tipo de solución hay en el mar Muerto?
   c) ¿Cuál es el nivel de tolerancia de sal en el ser humano?

Propone

9. Formula un diseño experimental en el cual puedas establecer la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua, al realizar variaciones de temperatura.
   a) A partir de los resultados obtenidos en tu diseño experimental, elabora una gráfica que relacione la solubilidad de NaCl en H_2O (eje *Y*) en función de la temperatura (eje *X*).
   b) Determina la molaridad y la normalidad de la solución a 30 °C.

10. En el laboratorio se desea preparar una solución con molaridad específica. Para ello el auxiliar de laboratorio sugiere determinar la cantidad exacta de masa de soluto y adicionar agua hasta completar el volumen establecido. ¿Qué sucede si primero se mide el volumen y luego se adiciona el soluto?

11. A un hospital llega un paciente con infarto de miocardio, el médico de turno le solicita a la enfermera que le inyecte solinitrina (disolución de nitroglicerina que contiene 10 mg/100 mL) en una dosis de 30 mL/h. Sin embargo, la medida que trae el medicamento es en microgotas/minuto. Ayúdale a la enfermera a solucionar esta situación. Recuerda que 1 gota = 3 microgotas 5 0,05 mL.

12. El análisis de un jugo de naranja indicó que contenía 85 g de ácido cítrico por cada vaso de 250 mL. Calcula la molaridad del ácido cítrico en el jugo si su fórmula es: $C_6H_8O_7$.

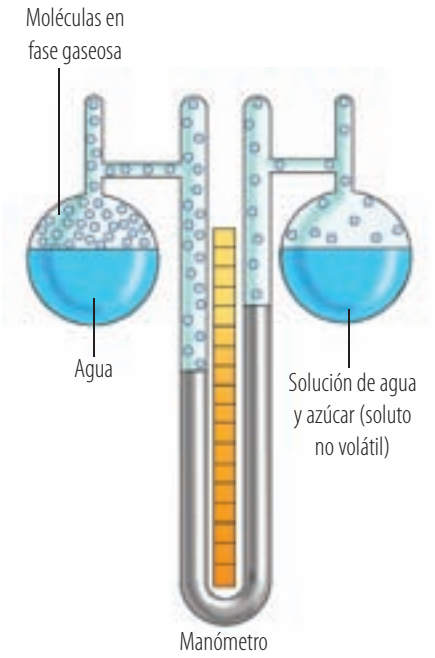


Figura 16. El esquema muestra la disminución de la presión de vapor de un solvente en solución.

3. Propiedades coligativas de las soluciones y de los coloides

Las propiedades coligativas de las soluciones son un rasgo muy importante de las mismas, y por tanto, serán nuestro objeto de estudio en las primeras páginas de este tema. Hacia el final, hablaremos de los coloides.

3.1 Propiedades coligativas de las soluciones

Cuando dos o más sustancias se mezclan para dar lugar a una solución, el resultado es una sustancia con una serie de propiedades físicas propias y diferentes a aquellas que poseían las sustancias originales. Estas propiedades emergentes en las soluciones reciben el nombre de **propiedades coligativas** y dependen directamente de la concentración de soluto, mas no de su naturaleza química. A continuación profundizaremos sobre algunas de estas propiedades.

3.1.1 Presión de vapor

Las moléculas de un líquido cualquiera, a una determinada temperatura, poseen una cierta cantidad de energía cinética. Algunas moléculas, especialmente aquellas situadas cerca de la superficie, pasan espontáneamente al estado gaseoso, es decir, se volatilizan. No obstante, como resultado de las constantes colisiones entre moléculas, muchas de estas regresan nuevamente al líquido, dando como resultado un estado de equilibrio entre las fases gaseosa y líquida de la sustancia. Ahora bien, si el líquido se halla contenido en un recipiente cerrado, la fracción gaseosa ejercerá presión sobre la tapa del recipiente, al golpearla continuamente. Esta presión, denominada **presión de vapor**, se puede medir y es característica de cada sustancia (figura 16).

La proporción entre las fases gas-líquido, depende de la fuerza de cohesión existente entre las moléculas. Si la cohesión es débil, una gran cantidad de moléculas se volatilizarán. Mientras que, si la cohesión es fuerte, serán muy pocas las que lo consigan. Esto es lo que determina que unas sustancias sean más volátiles que otras. Por otro lado, la presión de vapor aumenta con la temperatura, ya que, al contar con mayor energía cinética, más moléculas pasarán a la fase gaseosa.

Una solución cuyo soluto sea no volátil, poseerá una presión de vapor menor que la observada en el solvente puro. Por el contrario, si el soluto es volátil, la presión de vapor de la solución será la suma de las presiones parciales de los componentes de la mezcla. Estas relaciones se resumen en la **ley de Raoult**, formulada por **François Raoult** (1830-1901) en 1887.

Matemáticamente, la ley de Raoult se expresa así cuando el soluto es no volátil:

$$P_A = P_A^o \cdot X_A$$

Donde P_A es la presión de vapor de la solución, P_A^o es la presión de vapor del solvente puro y X_A es la fracción molar del solvente en la solución. Así, entre más diluida sea la solución, menor será la disminución de la presión de vapor (figura 17).

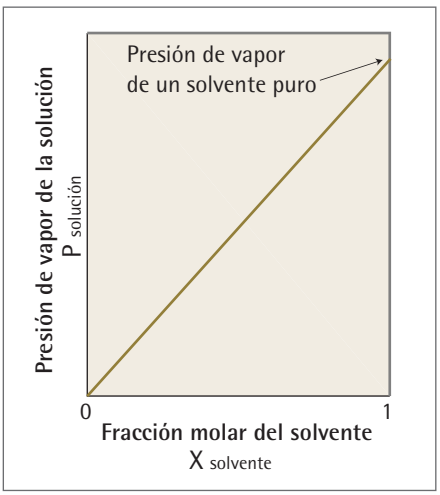


Figura 17. La presión de vapor de una solución es proporcional a la fracción molar del solvente.

 © Santillana

Para dos componentes volátiles tendremos:

$$P_{solución} = P_A + P_B,$$

donde $P_{solución}$ es la presión de vapor de la solución final, y P_A y P_B representan las presiones parciales de los componentes A y B, calculadas según la fórmula anterior.

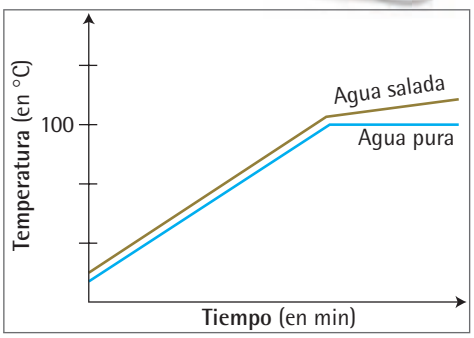


Figura 18. Gráfica del calentamiento del agua y el agua salada.

EJEMPLOS

Un mol de glucosa se añade a 10 moles de agua, a 25 °C. Si la presión de vapor del agua pura, a esta temperatura, es de 23,8 mm de Hg, ¿cuál será la presión de vapor de la mezcla?

Dado que la glucosa es un soluto no volátil, nos basamos en la expresión $P_A = P_A^o \cdot X_A$, para calcular qué tanto disminuye la presión de vapor del solvente puro (A), cuando este se halla en solución.

Así, sabemos que $P_A^o = 23{,}8$ mm de Hg.

Para averiguar cuánto es X_A o fracción molar del agua, procedemos así:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{10}{10 + 1} = 0{,}909.$$

Ahora, aplicando la ley de Raoult:

$$P_A = 23{,}8 \text{ mmHg} \cdot 0{,}909 = 21{,}63 \text{ mmHg}$$

Esto significa que la adición de un mol de glucosa a 10 mol de agua produce un descenso en la presión de vapor del agua, igual a 2,17 mmHg.

3.1.2 Punto de ebullición

El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión atmosférica. Si a este líquido se le adiciona un soluto no volátil, la temperatura de ebullición de la solución resultante, aumenta (figura 18). Experimentalmente se ha encontrado que la elevación del punto de ebullición ΔT_e es proporcional a la concentración molal (m) de la solución, según la expresión: $\Delta T_e = K_e \cdot m$

Donde, m es la concentración molal y K_e es la constante de proporcionalidad, llamada **constante ebulloscópica molal**.

K_e se expresa en **°C/m** y es característica de cada solvente (figura 19).

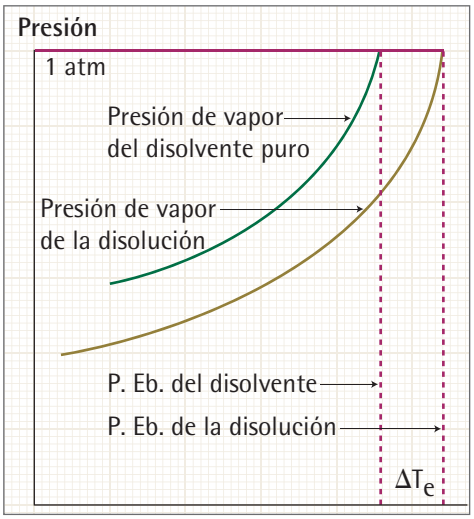


Figura 19. Curvas de ascenso del punto de ebullición de una disolución con respecto a la temperatura y al punto de ebullición del solvente puro.

EJEMPLOS

Calcula el incremento en el punto de ebullición de una solución originada por la adición de 10 g de glucosa a 500 g de agua. La K_e del agua es 0,51°C/m y el peso molar de la glucosa es 180 g/mol.

En primer lugar, teniendo en cuenta que la expresión $\Delta T_e = K_e \cdot m$, emplea la concentración molal, debemos calcular m, para la solución:

$$m = \frac{n}{\text{kg solvente}}$$

$$n_{glucosa} = \frac{10 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} = 0{,}055 \text{ mol}$$

De donde obtenemos,

$$m = \frac{0{,}0005 \text{ mol}}{0{,}500 \text{ kg agua}} = 0{,}11$$

Con esta información calculamos ΔT_e:

$\Delta T_e = 0{,}51$ °C/m $\cdot$ 0,11 m $= 0{,}0561$ °C.

Esto quiere decir que el punto de ebullición del agua en solución, se incrementó 0,0561°C, con respecto al del agua pura. A partir de este valor se deduce que la temperatura de ebullición de la solución es:

$T_{e\ solución} = \Delta T_e + 100$ °C $= 0{,}0561 + 100$ °C $= 100{,}056$ °C

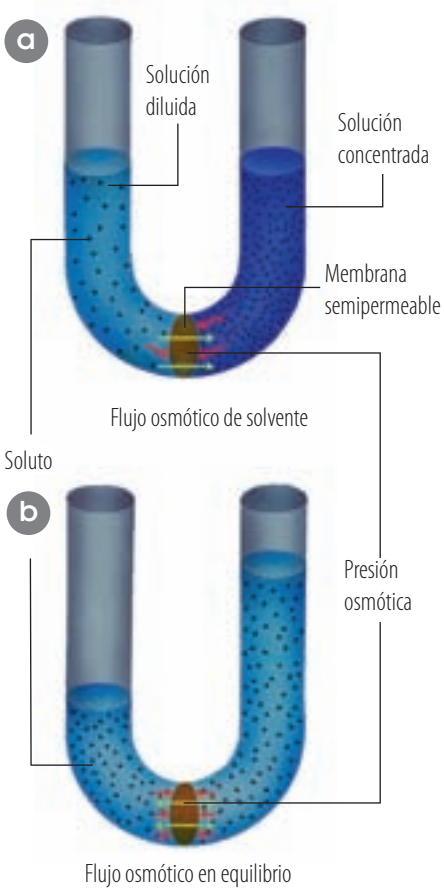


Figura 20. Ósmosis. Las flechas rojas indican la presión osmótica, mientras que las verdes señalan el flujo osmótico. En el diagrama b) se alcanza el quilibrio.

3.1.3 Punto de congelación

En soluciones formadas por solutos no volátiles se observa un descenso de la temperatura de congelación, respecto a la del solvente puro. Esta disminución es proporcional a la concentración molal de la solución y se relaciona por medio de la **constante crioscópica molal**, que se expresa en °C/m y depende de la naturaleza del solvente. La expresión matemática es:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

Una de las aplicaciones de esta propiedad coligativa se relaciona con los **anticongelantes**, sustancias empleadas principalmente en automóviles para evitar que el agua de los radiadores se congele durante el invierno.

3.1.4 Presión osmótica

La **ósmosis** es un fenómeno que se aplica especialmente a soluciones en las cuales el solvente es el agua. Consiste en el paso de moléculas de agua (solvente) a través de una **membrana semipermeable**, desde un compartimiento menos concentrado hacia otro, con mayor concentración de soluto. Una membrana semipermeable es una película, que permite el paso del solvente más no del soluto. Las moléculas del solvente pueden pasar en ambas direcciones, a través de la membrana, pero el flujo predominante ocurre en la dirección menor a mayor concentración de soluto y termina cuando la presión ejercida por el golpeteo de moléculas de soluto a uno y otro lado de la membrana, se iguala. Este golpeteo se traduce en un valor de presión, ejercida por las moléculas de soluto sobre la membrana, denominada presión osmótica (figura 20). La **presión osmótica** depende de la cantidad de soluto y puede interpretarse como si el soluto fuera un gas que ejerce presión sobre las paredes de un recipiente, su expresión matemática es:

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

donde, π representa la presión osmótica, $\frac{n}{V}$ se interpreta como la concentración molar de la solución y R es la constante universal de los gases. Si el solvente es agua, la molaridad será equivalente a la molalidad. De donde, obtenemos que: $\pi = MRT = mRT$

EJEMPLOS

1. **Hallar el punto de congelación de una solución que contiene 23,0 g de etanol (C_2H_5OH) en 600 g de agua, con un valor de K_c para el agua igual a 1,86 °C/m.**

   Calculamos la molalidad de la solución:

   $$m = \frac{n}{\text{kg solvente}};$$

   $$n_{\text{etanol}} = \frac{23\text{ g} \cdot 1\text{ mol}}{46\text{ g}} = 0{,}5\text{ mol}$$

   $$m = \frac{0{,}5\text{ mol}}{0{,}600\text{ kg}} = 0{,}833$$

   Ahora, tenemos que:

   $$\Delta T_c = 1{,}86\text{ °C/m} \cdot 0{,}833\text{ m}$$
   $$= 1{,}54\text{ °C}$$

   Si el punto de congelación del agua pura es 0 °C, este resultado nos indica que la disolución se congela a 0 °C − 1,54 °C, es decir, a −1,54 °C.

2. **¿Cuál es la presión osmótica generada por una solución de 75 g de glucosa disueltos en 250 g de agua, a 27 °C?**

   Calculamos la concentración molal (m) de la solución:

   $$n_{\text{glucosa}} = \frac{75\text{ g glucosa} \cdot 1\text{ mol}}{180\text{ g glucosa}}$$
   $$= 0{,}41\text{ mol de glucosa}$$

   Por tanto, $m = \frac{0{,}41\text{ mol}}{0{,}250\text{ kg}} = 1{,}64$

   Con base en la ecuación $\pi = mRT$, tenemos:

   $$\pi = 1{,}64\ \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0{,}082\ \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300\text{ K} = 40{,}3\text{ atm.}$$

 © Santillana

3.2 Coloides

Los coloides son un estado intermedio entre mezclas homogéneas o verdaderas soluciones y mezclas heterogéneas. El factor determinante en esta diferenciación es el tamaño de las partículas disueltas (solutos).

3.2.1 Características

En las soluciones el soluto presenta moléculas pequeñas, imposibles de filtrar o de separar por medios físicos. Por el contrario, en mezclas heterogéneas es posible distinguir cada uno de los componentes y separarlos físicamente. En los coloides, el tamaño del soluto es tal, que sus partículas se encuentran suspendidas entre aquellas del solvente, sin alcanzar a precipitarse, pero siendo lo suficientemente grandes como para causar turbidez en la mezcla. Así, en un coloide es posible identificar una **fase dispersa** (soluto) y una **fase dispersante** (solvente). A continuación se muestran algunos ejemplos de soluciones coloidales:

Fase dispersa o discontinua	Medio de dispersión	Ejemplos
Sólido	Sólido	Gemas, vidrio, rubí
Sólido	Líquido	Plasma, tintas, soles de oro, jaleas
Sólido	Gas	Humo, nubes de polvo
Líquido	Sólido	Perlas, ópalos
Líquido	Líquido	Mayonesa
Líquido	Gas	Niebla, pulverizados
Gas	Sólido	Pómez, ámbar
Gas	Líquido	Espumas, merengue, nata batida

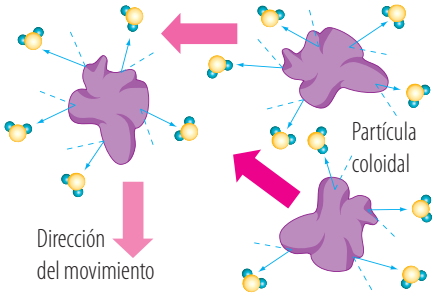


Figura 21. Recorrido errático y al azar de una partícula coloidal impulsada por el movimiento browniano.

EJERCICIO

Señala algunos ejemplos de la vida diaria en los que se aprecien el movimiento browniano y el efecto Tyndall.

3.2.2 Propiedades de los coloides

Los coloides presentan las siguientes propiedades:

- **Movimiento browniano**

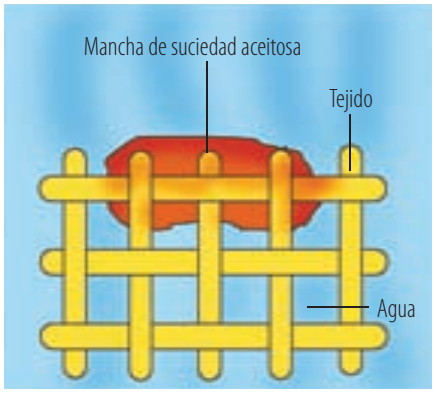
En una solución verdadera las moléculas están siempre en rápido movimiento. Tanto las moléculas de soluto como las de solvente presentan **movimiento molecular**. Como las partículas coloidales son grandes, por lo general formadas por agregados moleculares, su movimiento es más lento. Aparentemente la causa del movimiento de las partículas coloidales es el bombardeo que reciben de las moléculas del medio en el cual están dispersas. **Robert Brown** (1773–1858) fue el primero que observó, en el ultramicroscopio, este movimiento errático, llamado en su honor **movimiento browniano**. Este movimiento es una de las razones por las que las partículas coloidales no se sedimentan, a pesar de su gran tamaño, aun cuando se dejen en reposo por un tiempo prolongado (figura 21).

- **Efecto Tyndall**

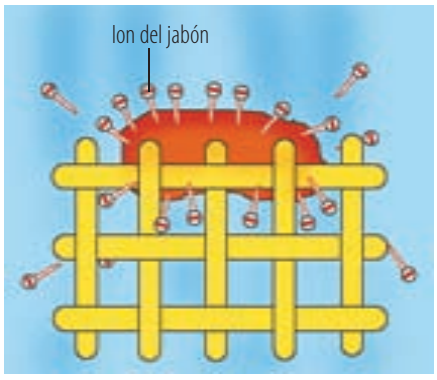
Cuando un haz de luz pasa a través de un coloide, las partículas dispersas difractan la luz, haciendo que se forme un rayo de luz angosto, dentro del cual es posible observar pequeñas manchas luminosas, que corresponden a la luz reflejada sobre la superficie de las partículas coloidales (figura 22). Esto no ocurre en soluciones verdaderas, pues las partículas de soluto son demasiado pequeñas como para desviar la luz. Este fenómeno recibe el nombre de **efecto Tyndall**, en honor a su descubridor.



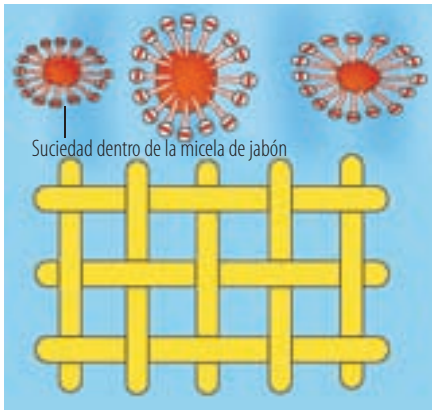
Figura 22. Efecto Tyndall.



Las moléculas del jabón son anfipáticas: poseen un extremo cargado eléctricamente y otro sin carga.



Las manchas de sustancias apolares (como el aceite), al no tener carga, son rodeadas por las moléculas del jabón, las cuales se distribuyen con los extremos cargados hacia afuera.



De esta forma se producen agregados de tamaño coloidal.

Figura 23. El proceso mediante el cual el jabón limpia las impurezas se basa en la formación de agregados coloidales.

Adsorción

La adsorción es la **retención de las moléculas constitutivas de una sustancia, sobre la superficie de otras moléculas, que actúan como adsorbentes**.

Las partículas coloidales suelen ser excelentes adsorbentes, propiedad que tiene numerosas aplicaciones prácticas. Por ejemplo, el gel de sílice es un muy buen adsorbente frente a varias sustancias, especialmente el vapor de agua. Por esta razón, en el laboratorio y en la industria, el gel de sílice se emplea como agente desecante.

La adsorción se puede presentar en sustancias no coloidales como el carbón, que se emplea en las máscaras antigás para adsorber gases venenosos y en forma de pastillas para ayudar al tratamiento de indigestiones o como antídoto de primera urgencia en el tratamiento de ingestión de venenos.

En los laboratorios de química se emplea a menudo carbón en polvo para eliminar impurezas, por ejemplo, cuando se desea aislar y purificar un compuesto. También se pueden preparar columnas de un adsorbente como el óxido de aluminio, para separar materiales que se pueden adsorber a distintas alturas de la columna. Este procedimiento es la base del **análisis cromatográfico de adsorción en columna**.

Carga eléctrica

Las partículas coloidales pueden poseer una carga eléctrica característica sobre su superficie. Esta carga puede ser el resultado de la adsorción de iones, el efecto de electricidad estática o la ionización de las propias partículas coloidales. El proceso responsable de la generación de la carga, determinará el signo de la misma. Dado que partículas de la misma carga se repelen, cuando las partículas coloidales tienen carga no forman agregados mayores, con lo cual se evita que precipiten en forma de coágulos, proceso denominado **coagulación** (figura 23).

Esta propiedad se usa, entre otras aplicaciones, para separar los solutos constitutivos de un coloide. Por ejemplo, es frecuente tener sistemas coloidales formados por una mezcla de diferentes proteínas. Las proteínas son macromoléculas, que dependiendo del medio dispersante, se ionizan diferencialmente. El procedimiento se denomina **electroforesis** y consiste en someter la mezcla a la acción de un flujo eléctrico entre dos electrodos, de manera que las moléculas con carga negativa migran al ánodo (polo positivo), al tiempo que las cargadas positivamente se movilizan hacia el cátodo (polo negativo).

La electroforesis es un procedimiento muy usado en la actualidad, por ejemplo, para separar las proteínas del plasma sanguíneo o para separar moléculas de ADN de origen diferente.

Diálisis

Las sustancias que se disuelven formando soluciones verdaderas se llaman a veces cristaloides para diferenciarlas de los coloides. Los **cristaloides** pasan con facilidad a través de membranas que retienen a las partículas coloidales. Estas membranas se pueden considerar tamices con agujeros de un tamaño definido. La membrana se llama **membrana dializadora** y el proceso de separación se llama **diálisis**. La mayoría de las membranas animales se pueden considerar membranas dializadoras.

Interpreta

1. Explica la relación entre presión de vapor y punto de ebullición de un líquido. Menciona un ejemplo que sustente tu respuesta.
2. Los solutos afectan algunas propiedades físicas de las soluciones. Explica por qué un soluto puede a la vez disminuir la presión de vapor del líquido y aumentar su punto de ebullición.
3. El incremento del punto de ebullición de un líquido al agregarle un soluto, ¿depende del tipo de soluto o de la cantidad de soluto utilizado? Justifica tu respuesta.
4. En invierno se agrega un anticongelante a los radiadores de los automóviles, entre 5 kg de etanol (C_2H_5OH) y 5 kg de metanol (CH_3OH). ¿Cuál de estas sustancias cumple con mayor efectividad la función anticongelante? Justifica tu respuesta.
5. Explica qué información suministra la constante crioscópica molal.
6. Calcula el punto de ebullición y el punto de congelación de una solución de azúcar que contiene: 4,27 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ disuelta en 50 g de H_2O.

   $K_e = 0{,}51$ y $K_c = 21{,}86$.
7. Las soluciones se caracterizan por presentar una sola fase. Sus partículas están dispersas en forma homogénea y no se precipitan al dejarlas en reposo. Los coloides aparentemente parecen soluciones, pero no lo son. Explica las razones de esta diferencia y menciona tres ejemplos de coloides.
8. Responde: ¿por qué debes agitar los medicamentos que se presentan en forma de suspensiones, por ejemplo, un antiácido?

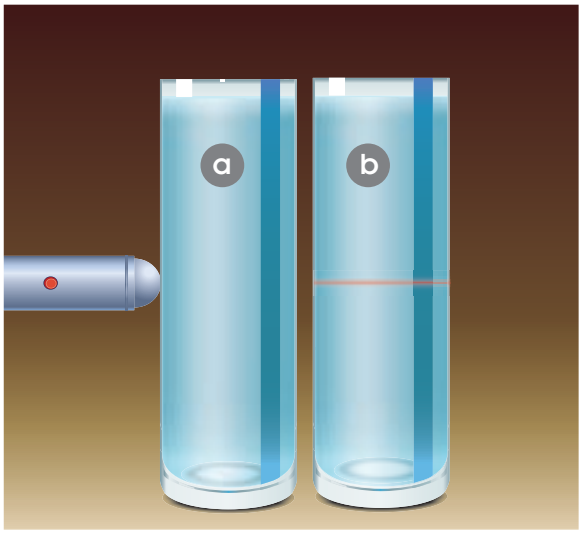


Argumenta

9. La crema de afeitar, los masmelos y algunos acondicionadores para el cabello son ejemplos de un tipo de coloides denominados espumas, ¿cómo se encuentran organizadas las partículas en esta clase de coloides?



10. En la imagen se ilustra la dispersión en agua de dos sólidos, A y B. Se hace pasar un estrecho haz de luz a través de A en el medio acuoso y no se observa una línea visible de luz, pero a través de B en el medio acuoso, la trayectoria de luz es visible. Explica:



   a) ¿Cuál de los dos sólidos, A o B, forma un coloide?

   b) ¿Cuál es una solución?

11. Un faro es una torre que se construye en la costa con el fin de guiar a los navegantes durante la noche. Explica:

   a) ¿Qué ocurre con la trayectoria de la luz del faro a través de la niebla?

   b) ¿Qué es una dispersión de agua y aire?

Propone

12. En la fabricación de las margarinas se emplean sustancias denominadas emulsificantes. ¿Qué función cumplen estas sustancias en el proceso de preparación de las margarinas?
13. En los países que presentan estaciones, usualmente en la época de invierno las personas riegan sal de cocina sobre las carreteras.

   a) ¿Cuál crees es el fundamento de esta constumbre?

   b) ¿Se obtendrían los mismos resultados si se cambia la sal de cocina por cualquier otro soluto, por ejemplo, el azúcar de mesa?

Actividades

Verifica conceptos

1 Establece diferencias entre:

a) Presión de vapor y presión osmótica.

b) Coloide y solución.

c) Movimiento browniano y efecto Tyndall.

d) Fase dispersa y fase dispersante.

e) Presión osmótica y diálisis.

2 Explique la razón en cada caso:

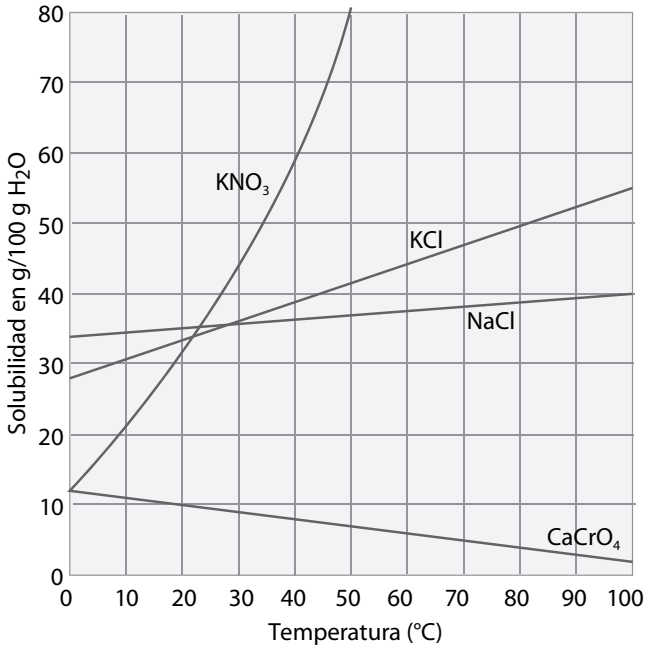
a) ¿Por qué los zancudos y los barcos pueden flotar sobre la superficie del agua?

b) Al destapar un refresco caliente pierde más rápido el gas que cuando está frío. ¿Por qué sucede esto?

c) ¿Por qué al introducir una botella con agua, completamente llena, al congelador se explota cuando se forman los cristales de hielo?

Analiza y resuelve

3 Analiza la siguiente gráfica y contesta las preguntas:



a) Determina la solubilidad en gramos de cloruro de potasio a 25 °C en 50 g de agua.

b) Determina a qué temperatura el KCl y el KNO_3 presentan la misma solubilidad.

c) ¿Cuál es la máxima cantidad de NaCl que se puede disolver en 50 g de agua?

d) Determina la solubilidad en gramos del $CaCrO_4$ a 50 °C en 100 g de agua.

4 La información de la siguiente tabla corresponde a la solubilidad de diferentes sustancias en el agua de acuerdo con la temperatura:

Soluto	Solubilidad g/100 g H_2O			
	0 °C	20 °C	50 °C	100 °C
NaCl	35,7	36	37	39,8
KNO_3	13,3	32	85,5	246
$C_{12}H_{22}O_{11}$	180	220	256	285

a) Elabora una gráfica de soluto g/100 g H_2O (eje *Y*) en función de la variación de la temperatura (eje *X*), mencionando claramente el comportamiento que presenta cada una de las sustancias.

b) Explica qué solubilidad presenta el NaCl y el KNO_3 a 30 °C en comparación con la sacarosa en la misma temperatura.

c) Determina la concentración de la solución de KNO_3 a 45 °C.

d) Explica cómo se afecta la concentración de una solución con la variación de la temperatura.

5 Las disoluciones acuosas son mezclas en la cuales el agua es el disolvente y aparece en mayor proporción que los solutos. Los seres humanos producen en forma natural la saliva, la orina, el sudor, las lágrimas y el plasma sanguíneo. Explica por qué estas secreciones son consideradas como disoluciones acuosas.



 © Santillana

6 En la industria, las disoluciones acuosas se emplean para conservar verduras enlatadas, para preparar jarabes y en la elaboración de perfumes, entre otros. ¿Qué función cumplen esta clase de soluciones en los procesos mencionados?





7 Uno de los factores que afectan la solubilidad de los gases en los líquidos es la presión. Cuando un gas se disuelve en un líquido, disminuye la presión y el gas se libera arrastrando parte del líquido. Escribe ejemplos de la vida diaria en los que se evidencie este fenómeno.

8 En la limpieza del hogar se utilizan varias sustancias como blanqueadores, limpiadores de hornos y jabones. ¿Qué propiedades presentan estas sustancias que las hacen solubles en agua? Justifica tu respuesta.



9 Es común para los oceanógrafos mencionar que en la superficie del océano la concentración de oxígeno se aproxima a su nivel de saturación. ¿Qué significa esta afirmación?

10 La cantidad de una sustancia que se puede disolver en determinada cantidad de agua siempre es limitada.

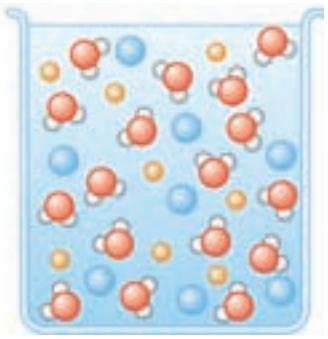
a) ¿Qué ocurre cuando agregas diez cucharadas de azúcar a un vaso que contiene 250 mL de agua?

b) ¿Qué ocurre cuando agregas solo una cucharada de azúcar?

Problemas básicos

11 El agua del grifo contienen sales disueltas, si contiene una alta concentración de sales de magnesio y de calcio se denomina agua dura. El agua de lluvia disuelve poco a otras sustancias y se le denomina agua blanda. Diseña un experimento para comparar el poder de solubilidad de estas dos clases de agua.

Sal disuelta en agua



12 Elabora un modelo y plantea un diseño experimental en el cual puedas comprobar que en los polos, el hielo se forma inicialmente en la superficie del agua. Responde:

a) ¿Por qué sucede este fenómeno?

b) ¿Qué ventajas y desventajas presenta este fenómeno en el equilibrio de los ecosistemas?

Problemas de profundización

13 Las propiedades físicas del agua cambian cuando se disuelven sustancias en ella. Los anticongelantes son soluciones de agua y etilenglicol que se agregan a los radiadores de los automóviles para que en verano se evapore menos el agua y en invierno no se congele. Responde:

a) ¿Cómo se afectan las propiedades del agua en este caso?

b) ¿Por qué la adición de etilenglicol es útil en cambios tan extremos de temperatura?

14 Aproximadamente, una cuarta parte de las aguas negras que se producen a nivel mundial se vierten en el océano. Sugiere algunas soluciones para controlar este problema.

Actividades

Verifica conceptos

1. Expresa la concentración molar para cada una de las siguientes sustancias:
   a) 10 g de KCl en 2 L de solución.
   b) 24 g de O_2 en 300 ML de solución.

2. Calcula la cantidad de masa de cada uno de los siguientes solutos para realizar la preparación de la correspondiente solución:
   a) 250 mL de solución acuosa 0,015 M de H_2SO_4
   b) Una cantidad cualquiera de solución acuosa 1 M de NH_3 y 0,05 M de $(NH_4)2S$

3. Halla la concentración normal (N) de 200 mL de una solución acuosa 1,8 M de H_2SO_4.

4. Calcula la fracción molar (X) de una solución sólida de 150 g de Fe en 250 g de Cu.

5. Establece algunas diferencias entre:
   a) Molaridad y molalidad.
   b) Molaridad y normalidad.
   c) Porcentaje en masa y porcentaje en volumen.

6. Con base en los datos de la tabla, realiza las siguientes conversiones de unidades de concentración:

Solución	M	N
HCl	2	
H_2SO_4	3	

Solución	% m/m	X
NaCl	4	
KOH	5	

Analiza y resuelve

7. Lee las etiquetas de varios antibióticos que encuentres en tu casa y completa la siguiente tabla:

Nombre del antibiótico	Concentración

Responde:
   a) ¿Qué significa cada una de las concentraciones?
   b) ¿Qué tienen en común?
   c) ¿Por qué los antibióticos necesitan ser guardados en lugares frescos y secos?

8. En bebidas alcohólicas como whisky, vino, vodka y cerveza, ¿cuál es la diferencia en la concentración de alcohol etílico? ¿Cuál de esas bebidas puede embriagar más rápido a una persona que los consuma? Explica tu respuesta.



9. Los fumadores tienen aproximadamente un 5% de su hemoglobina saturada con monóxido de carbono (es decir, que ese 5% no participa en la reacción normal); también se conoce que un porcentaje de combinación mayor que el 80% resulta mortal para los seres humanos. ¿Cómo se podría recuperar la insaturación del 5% de la hemoglobina?

10. Explica:
   a) ¿Qué prueba sencilla se le puede practicar al agua para saber si se trata de agua potable?
   b) ¿Por qué el agua disuelve compuestos inorgánicos como la sal pero no puede disolver compuestos orgánicos como el aceite?

 © Santillana

Problemas básicos

11 Completa el siguiente cuadro.

Sustancia	Masa	No. moles	No. eq/g	Volumen mL	M	N
H_2S	200				2	
HNO_3		3,5		320		
$KClO_4$	500					1,5
$NaNO_3$			2	1.400		

12 Determina la concentración de una solución de HCl luego de adicionar 100 mL de agua a un volumen inicial de 165 mL de una solución 0,56 M.

13 En el laboratorio al preparar soluciones con una molaridad específica, se recomienda obtener la masa deseada de soluto y adicionar agua hasta completar el volumen establecido. ¿Qué sucederá si primero se mide el volumen y luego se adiciona el soluto?

14 Calcula el volumen de agua necesario para diluir una solución a un volumen de 100 mL y una concentración de 2,9 N de H_2SO_4. Al inicio de la disolución la solución presentaba una concentración 8 M.

15 Calcula el volumen de cloro gaseoso a 740 mmHg de presión y 26 °C, al hacer reaccionar 100 mL de HCl 2,4 N tal como lo representa la siguiente ecuación química:

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

16 El alcohol etílico (C_2H_5OH) se vende al 85%. Si se compra una botella que contiene 750 mL de esta solución, ¿cuántos gramos de alcohol hay presentes?

17 Se tienen tres soluciones con las siguientes especificaciones:

Solución	Características
A	Concentración 4 M y 2 L
B	2 moles de soluto disueltos en 1 L
C	3 moles disueltos en 3 L

a) Si mezclas las soluciones A, B y C en proporción de 1:1:1 para obtener 3 L de una solución D, ¿cuál de las soluciones tiene menor molaridad?

b) Si mezclas 2 L de A, 1 L de B y 2 L de C se obtiene una nueva soluci. ¿Cuál será la molaridad de esta solución?

Problemas de profundización

18 En la etiqueta de un vino dice alcohol 12% v/v, ¿cuántos mL de etanol (C_2H_5OH) ingiere una persona que consume cuatro copas de 120 mL?

19 El agua potable que llega a las casas tiene probabilidad de presentar altos niveles de plomo, especialmente cuando las tuberías están hechas de metal. La concentración de plomo en el organismo no debe sobrepasar 0,015 ppm, ya que tiene severas consecuencias para el organismo.

a) Discute con tus compañeros soluciones para evitar la contaminación con este metal.

b) Expica: ¿Qué efectos tiene sobre el organismo la contaminación con plomo? ¿Qué significado tiene la expresión ppm?

20 La concentración salina en los glóbulos rojos de la sangre humana es de 9 partes por cada 1.000. ¿Qué ocurre si a una persona se le inyecta en la vena una solución salina de 2 partes por 1.000?

21 Consulta las concentraciones para las siguientes soluciones:

a) Amoníaco b) Ácido muriático c) Varsol

¿Qué cantidad de cada uno de estos solutos podemos encontrar en el volumen de alguna de sus presentaciones?

22 De una solución de HCl se toman 10 mL y se llevan a un recipiente, luego, se agrega agua hasta completar 100 mL. Se toman 10 mL de esta segunda solución y se titulan con NaOH 0,75 M. Si del hidróxido se gastan 25 mL, ¿cuál es la concentración molar de la primera solución?

23 En el mar, a una profundidad superior a los 5.000 metros, existe un ecosistema formado por bivalvos, cangrejos de extraño color blanco y grandes gusanos. Estos organismos para sobrevivir dependen de una adecuada concentración de ácido sulfhídrico (H_2S), metano (CH_4) y amoníaco (NH_3), provenientes de las fuentes hidrotermales submarinas, estas sustancias son utilizadas por algunas bacterias para producir los nutrientes que dichos organismos necesitan.

a) ¿Qué sucedería si repentinamente aumentara la concentración de oxígeno en este medio?

b) ¿Cómo influiría el aumento en la concentración de algunas de estas sustancias en el equilibrio del ecosistema?

Actividades

Verifica conceptos

1. Un analista de laboratorio prepara una disolución mezclando 70,6 g de benceno (C_6H_6) y 38,9 g de tolueno (C_7H_8) a 80 °C. La presión de vapor del benceno y el tolueno a esta misma temperatura es 0,991 atm y 0,382 atm, respectivamente. Con base en esta información determina:
   a) La presión del solvente y el soluto en esta mezcla.
   b) Las fracciones molares de cada uno de los componentes de la mezcla.
   c) La presión total de la mezcla.
2. Explica: cómo se relacionan las propiedades coligativas con la concentración del soluto.
3. Calcula la presión osmótica generada por una disolución acuosa que contiene 345 g de azúcar en 2.000 g de agua a 25 °C.
4. Responde: ¿cómo se puede determinar si una muestra de material es un coloide o una solución por medio del efecto Tyndall?
5. En el siguiente cuadro se relacionan las propiedades de las soluciones, los coloides y las suspensiones:

Propiedad	Solución	Coloide	Suspensión
Tamaño de las partículas	0,1-1,0 nm	1-100 nm	100 nm
¿Precipita después de algún tiempo?	No	No	Sí
¿Se filtra con papel?	No	No	Sí
¿Se separa por diálisis?	No	Sí	Sí
¿Es homogéneo?	Sí	Incierto	No

   De acuerdo con la tabla, explica en qué se diferencian los coloides de las suspensiones y las soluciones.
6. Explica, mediante gráficos, los fenómenos de reflexión y refracción de la luz.

Analiza y resuelve

7. Analiza qué sucedería con el punto de ebullición del solvente puro y el punto de ebullición de la solución, al adicionarle 35 g de NaCl a 800 g de agua.
8. ¿Qué relación existe entre la elaboración de una mayonesa y el proceso que realizamos a diario de lavarnos las manos?
9. Con base en la imagen: ¿cómo actúan los jabones sobre la superficie de un material con el fin de eliminar la mugre y las partículas de grasa?



Problemas básicos

10. En la siguiente tabla se relacionan las fases que intervienen en la formación de una emulsión con algunos ejemplos de productos de consumo diario.

Medio de dispersión	Fase dispersa	Nombre	Ejemplos
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, yogures y mayonesa
Sólido	Líquido	Emulsión sólida	Queso y mantequilla

   Responde:
   a) ¿Qué otras sustancias de uso cotidiano puedes clasificar como emulsiones?
   b) ¿Qué relación existe entre los coloides y las emulsiones?
   c) ¿Qué diferencias encuentras entre una espuma y una mayonesa?

 © Santillana

11 Calcula el aumento ebulloscópico y el descenso crioscópico para una solución acuosa de sacarosa ($C_{12}H_{12}O_{11}$) que tiene una concentración molar 2 M y una densidad de 1,37 g/cm^3.

12 Es probable que, a veces, encuentres que al abrir la llave del agua, esta presente un aspecto lechoso. ¿Se puede considerar este caso como una solución verdadera? Justifica tu respuesta.

13 Los sistemas coloidales se forman por combinación de sólidos, líquidos y gases, excepto las combinaciones de gas en gas que son soluciones. Teniendo en cuenta estas relaciones entre los estados de agregación, ¿qué tipo de coloides son el queso, las nubes y el helado?

14 El aspecto físico de una gelatina varía en relación con los cambios de temperatura. Es decir, una gelatina conservada en la nevera a baja temperatura es físicamente diferente a la misma gelatina cuando se prepara a una temperatura de 100 °C aproximadamente. ¿Qué tipo de coloide se forma en cada una de estas situaciones?

Problemas de profundización

15 Las sales biliares son agentes emulsivos que ayudan a descomponer las grasas durante el proceso de la digestión en los humanos. Estas sales son sintetizadas por el hígado a partir del colesterol, el cual se obtiene de alimentos ricos en grasas.

a) ¿Cómo actúan las sales biliares en el proceso metabólico?

b) ¿Por qué las sales biliares son consideradas agentes emulsivos?

c) ¿Cómo afectan las emulsiones la tensión superficial de los líquidos?

16 En la fabricación industrial del queso, la mantequilla y las margarinas se utilizan sustancias que permiten mejorar la consistencia de estos productos.





a) ¿Qué tipo de emulsificantes son utilizados en la industria de alimentos para obtener la calidad esperada en los productos lácteos?

b) ¿Qué sustancias se pueden emplear en este mismo proceso si el objetivo es fabricar queso en la casa?

17 Si comparas el agua de un río con el agua de mar, notarás que el agua de río parece más sucia, es decir, existe mayor cantidad de partículas disueltas debido al fondo terroso propio de estos ambientes. Responde:

a) ¿Cómo influye la cantidad y el tipo de partículas en la concentración del agua de río y del agua de mar?

b) ¿Qué tipo de sales se encuentran disueltas en el agua de mar?

c) ¿Cómo afecta la presencia de estas sales la concentración del agua de mar?

d) El cambio drástico de temperatura que vivimos en la actualidad por causa del efecto invernadero altera radicalmente el equilibrio de todos los ecosistemas. ¿Cómo influye este cambio en la concentración del agua en los mares?

18 Si se adiciona 1 mol de sal de cocina a 10 kg de agua y 1 mol de etilenglicol a 10 kg de agua:

a) ¿Qué sucede con el punto de congelación del agua en ambos casos?

b) ¿Por qué el etilenglicol se utiliza como anticongelante y no la sal?

c) ¿Qué se debe tener en cuenta para seleccionar un anticongelante?

19 Diariamente utilizamos cremas, jabones líquidos y geles para el cabello. Explica, cómo están conformados dichos productos coloidales teniendo en cuenta los estados de agregación de cada una de sus fases.

20 Un tipo combinado de coloide lo constituye una sustancia sólida compuesta por silicio y oxígeno conocida como *aerogel*. En dicha sustancia, los dos elementos forman tiras largas separadas por espacios que contienen aire lo que da una apariencia de láminas solidificadas de humo. El aerogel es utilizado actualmente para aislar ventanas y en algunos productos aeronáuticos.

a) Define, con tus propias palabras, qué es un aerogel.

b) Explica el significado de la expresión "láminas solidificadas de humo".

c) Explica por qué es utilizado el aerogel en aeronáutica y como aislante de ventanas.

El AGUA, un líquido poco común

"No hay ni pólipo ni camaleón que cambien de color tan a menudo como el agua".
Jean-Albert Fabricius.

El agua, es quizás el compuesto químico más común para todos. Su fórmula H_2O es muy conocida por su gran abundancia: el 70% del planeta Tierra está cubierto por océanos y mares, los seres vivos estamos constituidos en un gran porcentaje por este líquido, por ejemplo, el cuerpo de una medusa tiene alrededor de 90% de agua y el cuerpo humano está compuesto en un 70% por este mismo líquido. La vida es inconcebible sin la presencia del agua, se dice que donde hay agua, hay vida. Nuestro planeta es el único en el sistema solar que tiene las condiciones ambientales para albergar este compuesto en todos sus estados: **vapor** en las nubes, **líquida** en ríos, lagos, océanos..., y **sólida** en forma de hielo o nieve.

Al ser el agua la sustancia más abundante en la superficie de nuestro planeta, podemos fácilmente pensar que es un líquido común y simple. Pero en realidad es todo lo contrario; sus propiedades físicas y químicas convierten a este líquido en el compuesto inorgánico más importante de nuestro planeta. El agua es el **solvente universal** por excelencia, esto quiere decir que una variedad enorme de compuestos inorgánicos y algunos orgánicos se disuelven en ella, esta propiedad permite que sucedan las reacciones propias del metabolismo de las células y, por consiguiente, la vida. El agua posee una **capacidad calórica** alta, lo que le permite absorber grandes cantidades de energía calórica, esta propiedad permite que actúe como termostato controlando la temperatura del planeta y de sus ecosistemas.

El agua es el único compuesto cuyo **estado sólido es menos denso que su estado líquido**, esto significa que el hielo al ser menos denso que el agua líquida puede flotar sobre ella, formando grandes masas de hielo en los polos conocidas como icebergs, los cuales contribuyen en la regulación del clima del planeta Tierra.



La medusa es un organismo que posee alrededor de un 90% de su peso en agua.

 © Santillana

El futuro de la vida en el planeta y nuestro propio futuro dependen de la conservación y el buen uso que demos a las fuentes naturales de agua.



Planta de tratamiento de agua.

El **ciclo del agua** en el planeta permite que la superficie de la Tierra sea un sistema dinámico, que facilita intercambios de materia y energía fundamentales para el sostenimiento de la vida.

El futuro de la vida en el planeta y nuestro propio futuro dependen de la conservación y el buen uso que demos a las fuentes naturales de agua. Por ejemplo, algunos países del Medio Oriente poseen fuentes de agua muy limitadas, lo cual genera conflictos políticos, sociales y económicos que pueden ocasionar guerras. Caso contrario ocurre en las regiones tropicales, zonas privilegiadas a nivel mundial por sus múltiples fuentes de agua, sin embargo, el gran problema ambiental surge en el uso indiscriminado e ineficiente que hacemos de este recurso hídrico.

Producir **agua potable**, es decir, agua apta para el consumo humano, requiere de procesos químicos especiales, cada litro de agua que malgastamos es un desperdicio tanto económico como de esfuerzo de otros, y lo más lamentable de la situación es saber que este tipo de agua es privilegio de pocos. En la actualidad, algunas poblaciones en el mundo no cuentan con suministro de agua potable lo que ocasiona la muerte de personas, plantas y animales por el consumo de aguas contaminadas.

Aunque existen toneladas de agua en los mares y los océanos, esta contiene niveles elevados de sales minerales que la hacen no apta para el consumo humano, sin embargo, actualmente es posible purificar agua de mar mediante un proceso basado en ósmosis inversa. Aunque este proceso a nivel industrial ha demostrado un alto grado de efectividad, el costo es muy elevado lo que lo hace limitado.

Reflexiono sobre lo leído…

- ¿Por qué el agua es una sustancia fundamental para la vida?
- ¿Por qué el agua de mar no es considerada agua potable?
- ¿Cuáles son las propiedades que hacen del agua una sustancia única?
- ¿En qué consistirá la ósmosis inversa?

Fortalezco mis valores…

- ¿Cómo participo en el desarrollo del Proyecto Ambiental Escolar del colegio?
- ¿De qué manera hago uso adecuado del recurso hídrico en los diferentes espacios en los cuales habito?



¿Por qué el agua disuelve un enorme número de sustancias?

Una de las propiedades del agua es su capacidad para disolver una amplia variedad de sustancias, por ello es considerada el **disolvente universal**. En los siguientes experimentos comprobaremos algunas propiedades del agua y de sus disoluciones.

Conocimientos previos

Estructura, composición y propiedades del agua.

Reactivos

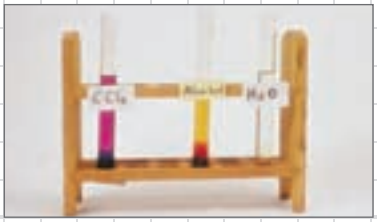
- Alcohol etílico, C_2H_5OH
- Agua destilada
- Permanganato de potasio, $KMnO_4$
- Sulfato de cobre, Cu_5O_4
- Tetracloruro de carbono, CCl_4
- Yodo, I

Materiales

- 1 balanza
- 1 gradilla
- 1 malla de asbesto
- 1 mechero
- 1 pipeta graduada de 10 mL
- 1 trípode
- 1 espátula
- 1 mortero con pistilo
- 3 tubos de ensayo
- 2 vasos de precipitados de 250 mL







Experimento

Procedimiento

1. Con la pipeta deposita 10 mL de agua destilada en un tubo de ensayo. Agrega 1 g de sulfato de cobre en cristales.
2. Mide otro gramo de cristales de sulfato de cobre y, con ayuda del mortero, tritura la muestra hasta obtener pequeños cristales. Deposítalos en un tubo de ensayo y agrega 10 mL de agua destilada. Deja en reposo los dos tubos de ensayo en la gradilla. Observa los resultados.
3. Vierte 2 mL de agua en dos tubos de ensayo, respectivamente. A cada uno adiciona tres cristales de sulfato de cobre. Tapa uno de los tubos con un tapón de caucho y agita fuertemente; deja el otro tubo reposando en la gradilla.
4. Vierte 50 mL de agua destilada en dos vasos de precipitados. Agrega a cada vaso unos cristales de permanganato de potasio. Calienta uno de los vasos, mientras el otro se mantiene a temperatura ambiente. Compara los resultados.
5. Rotula tres tubos de ensayo como 1, 2 y 3. Adiciona 3 mL de agua al tubo número 1; 3 mL de alcohol al tubo número 2 y 3 mL de tetracloruro de carbono al tubo número 3. Marca los tubos. Adiciona 0,5 g de yodo a cada uno. Tápalos y agita. Observa los resultados.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Qué relación existe entre la solubilidad y la temperatura?
2. ¿Cómo influye la temperatura en la disolución de los gases en los líquidos?
3. ¿Por qué la solubilidad depende de la naturaleza del disolvente, como en el paso 4?
4. ¿Cómo influye el tamaño de las partículas en su proceso de disolución?

 © Santillana



¿Cómo se calcula la concentración de las soluciones?

La **concentración de una solución** expresa la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solvente o de solución. Las unidades de concentración se expresan como porcentaje en masa, porcentaje en volumen, porcentaje masa/volumen y partes por millón. En esta práctica aprenderás a preparar soluciones de diferentes concentraciones.

Conocimientos previos

Soluciones y unidades físicas de concentración.

Reactivos

- Sal común, NaCl
- Sulfato de cobre, $CuSO_4$
- Agua oxigenada comercial de 12 volúmenes
- Alcohol etílico, C_2H_5OH
- Agua destilada

Materiales

- 4 probetas de 100 mL
- 2 balones aforados de 50 mL
- 4 balones aforados de 100 mL
- 5 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 balanza
- 1 vidrio de reloj
- Cinta de enmascarar
- Marcador



Experimento

Procedimiento

1. Con ayuda de la balanza, mide 4 gramos de sal común sobre un vidrio de reloj.
2. En un vaso de precipitados de 250 mL agrega 50 mL de agua destilada y adiciona los 4 g de sal. Agita hasta que los cristales se disuelvan totalmente.
3. Vierte la solución anterior en un balón aforado de 100 mL. Con ayuda de una probeta vierte agua destilada hasta completar el volumen indicado.
4. Rotula el balón aforado, anotando: solución de NaCl al 4%. Lo que significa 4 gramos de sal/100 mL de solución.
5. Repite los pasos 1, 2 y 3 cambiando la sal por 6 gramos de sulfato de cobre y el balón aforado de 100 mL por uno de 50 mL. Expresa la concentración de esta solución en gramos por cada 100 mL (m/v: porcentaje masa/volumen).
6. Con ayuda de la pipeta, vierte 5 mL de agua oxigenada en un balón aforado de 100 mL y adiciona agua destilada hasta el aforo. Expresa la concentración de esta solución en mL de agua oxigenada por cada 100 mL de solución, es decir, porcentaje volumen/volumen (% v/v).
7. Repite el paso 6 cambiando el agua oxigenada por alcohol antiséptico.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Qué le sucederá a la concentración de la primera solución que preparaste si le adicionas 0,5 g de sal?
2. ¿Qué diferencias existen entre las unidades de concentración % m/m, % m/v y % v/v?
3. ¿Qué significa la etiqueta de un frasco que dice: alcohol antiséptico 98%?
4. ¿Qué aplicaciones tienen las unidades de concentración en la vida diaria?
5. ¿Qué recomendaciones se deben tener en cuenta en la preparación de soluciones de determinadas concentraciones?



¿Cómo preparar soluciones de concentración molar conocida?

La concentración de una solución corresponde, como hemos dicho, a la cantidad de soluto contenido en una determinada cantidad de solvente o de solución. Las unidades de concentración pueden ser **molaridad**, **molalidad**, **normalidad** y **fracción molar**. En esta práctica aprenderás a preparar soluciones utilizando las unidades mencionadas.

Conocimientos previos

Soluciones y unidades químicas de concentración.

Reactivos

- Cloruro de sodio, NaCl
- Agua destilada H_2O
- Permanganato de potasio, KMnO4
- Hidróxido de sodio, NaOH

Materiales

- Tabla periódica
- 1 balanza
- 1 vidrio de reloj
- 1 espátula
- 1 balón aforado de 50 mL
- 1 balón aforado de 100 mL
- 1 balón aforado de 250 mL
- Cinta de enmascarar
- Marcador



Experimento

Procedimiento

1. Con ayuda de la balanza, mide 2 g de cloruro de sodio sobre un vidrio de reloj.
2. Pon los 2 g de sal en un vaso de precipitados de 250 mL y agrega 20 mL de agua. Agita hasta que los cristales se disuelvan totalmente.
3. Vierte la solución anterior en un balón aforado de 100 mL. Con ayuda de la probeta, agrega agua destilada hasta aforar la solución. Calcula la concentración de la solución preparada expresándola en molaridad y normalidad.
4. Repite los pasos 1, 2 y 3 utilizando 2 g permanganato de potasio y un balón aforado de 250 mL.
5. Repite los pasos 1, 2 y 3 utilizando 1 g de hidróxido de sodio y un balón aforado de 50 mL.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Qué relación existe entre la concentración molar y la concentración normal de una solución?
2. ¿Cómo se determina la normalidad de una solución ácida?
3. ¿Cuál de las tres soluciones que preparaste presenta mayor concentración de soluto?
4. ¿Cómo se puede disminuir la concentración de una solución?
5. ¿Cómo se determinaría la fracción molar de cada una de las soluciones anteriores?

© Santillana

¿Cómo diferenciar soluciones de dispersiones coloidales?

Los **coloides** son estados intermedios entre las mezclas homogéneas y las mezclas heterogéneas. El factor determinante en esta diferenciación es el tamaño de las partículas disueltas (solutos). En las soluciones, el soluto presenta moléculas pequeñas, imposibles de filtrar o de separar por medios físicos. En los coloides, el tamaño del soluto es tal, que sus partículas se encuentran suspendidas entre las del solvente, lo que causa turbidez en la mezcla. En esta práctica, diferenciarás las soluciones de los coloides mediante el **efecto Tyndall**.

Conocimientos previos

Soluciones, coloides, efecto Tyndall, sistemas homogéneos y heterogéneos.

Reactivos

Agua

Cloruro de sodio, NaCl

Azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$

Materiales

- Talcos
- Gel para el cabello
- Gelatina recién preparada
- Linterna
- Apuntador láser
- Cinta aislante de color negro
- 6 vasos de precipitados de 250 mL
- Cuchara pequeña

Experimento

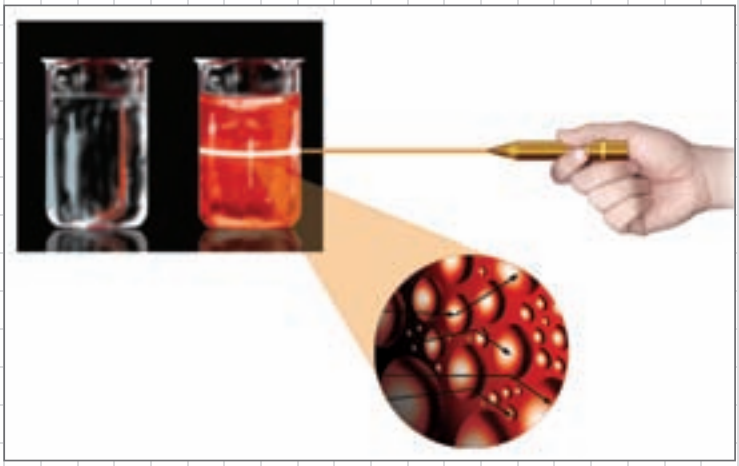
Procedimiento

1. Deposita una cucharadita de sal en un vaso de precipitados que contenga 250 mL de agua y mezcla.
2. Realiza el mismo procedimiento con el azúcar, el talco, el gel para el cabello y la gelatina. Coloca una etiqueta frente a cada frasco.
3. Con la cinta aislante negra, cubre la pantalla de la linterna y deja una rendija de más o menos 1 mm de ancho para que pase la luz.
4. Ilumina, por un lado, cada uno de los vasos que contienen las mezclas. Observa lo que ocurre y registra tus observaciones en una tabla de resultados.
5. Con ayuda del apuntador láser ilumina, por un lado, cada vaso que contiene las mezclas. Observa lo que ocurre y registra tus observaciones en una tabla de resultados.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿En cuáles vasos se puede observar la trayectoria de la luz, en cuáles no?
2. ¿En cuáles vasos se puede observar la trayectoria del apuntador láser, en cuáles no?
3. ¿Qué clases de coloides utilizamos en la vida diaria?
4. ¿En qué se diferencian los coloides de las emulsiones?
5. ¿Qué clases de emulsiones utilizamos en la vida diaria?





UNIDAD 6

Cinética química

Temas de la unidad

1. Velocidad de reacción
2. Equilibrio químico

Para pensar…

A través de nuestros sentidos podemos percibir que hay reacciones químicas que ocurren muy rápidamente, como una explosión o el cambio de color de una solución cuando adicionamos cierto reactivo. En otros casos, las reacciones químicas se llevan a cabo tan lentamente que sólo percibimos que hubo un cambio, luego de un largo tiempo. Es el caso de la descomposición de ciertos alimentos dentro del refrigerador o la corrosión de una pieza metálica debida a la humedad del ambiente.

En cada uno de los ejemplos mencionados, la velocidad de reacción es diferente, es decir, en unos casos las reacciones ocurren rápido, mientras que en otros lo hacen lentamente. El estudio de la velocidad a la que ocurren las reacciones, así como de los factores que determinan esta velocidad, se lleva a cabo dentro de una rama de la química denominada **cinética química**, según veremos en el primer tema de la unidad. Dentro de esta rama de la química se estudian con especial interés las reacciones reversibles, es decir, aquellas en las que los reactivos interactúan para dar lugar a los productos, de la misma forma como éstos regeneran los reactivos.

Bajo estas circunstancias, puede alcanzarse un equilibrio, en el cual las velocidades de descomposición de los reactivos y de formación de los productos presentan valores similares. Esto se conoce como **equilibrio químico** y serán nuestro objeto de estudio en el segundo tema de esta unidad.

Para responder…

- ¿De qué depende que una reacción sea instantánea o, por el contrario, muy lenta?
- ¿Por qué los equilibrios químicos son considerados como sistemas dinámicos?
- ¿Qué aplicaciones industriales puede tener el equilibrio químico?
- ¿Qué función cumplen los catalizadores en las reacciones químicas?



Figura 1. El espectrofotómetro permite medir paso a paso los cambios en las concentraciones de reactivos y productos.

1. Velocidad de reacción

En una reacción química, además de conocer los compuestos que intervienen, es importante saber qué tan rápido reaccionan y los factores que determinan esta velocidad. Así, es posible modificar o alterar el curso de la reacción para buscar mayor eficiencia.

1.1 Conceptos básicos

La velocidad de una reacción es la **rapidez** con la que se forman los productos o se consumen los reactivos involucrados en dicha reacción (figura 1).

La velocidad de reacción se define en términos del tiempo necesario para que desaparezca o se transforme una determinada cantidad de reactivos o para que se formen los productos correspondientes. Decimos entonces que:

$$Velocidad = \frac{\text{cambio en la concentración de una sustancia consumida o formada}}{\text{tiempo transcurrido}}$$

Consideremos una reacción cualquiera:

$$A_{2(g)} + B_{2(g)} \longrightarrow 2AB_{(g)}$$

A medida que la reacción ocurre, las concentraciones de A_2 y B_2, disminuyen gradualmente, mientras que la concentración del producto, AB, aumenta en la misma proporción (figura 2).

La velocidad de reacción para las especies A_2 y B_2 se puede expresar en términos del aumento en la concentración de AB, en un intervalo de tiempo:

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\Delta[AB]}{\Delta t}$$

También podemos expresar la velocidad a partir de la tasa de descomposición de cualquiera de los dos reactivos:

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\Delta[A_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B_2]}{\Delta t}$$

La diferencia está en que en el caso de los productos hablamos de velocidad de formación, mientras que en el segundo caso se trata de velocidad de descomposición. Observa que los corchetes se emplean para representar la concentración de una sustancia, como mol/litro. De donde, deducimos que las unidades en las que se expresa la velocidad son $\frac{\text{mol/litro}}{\text{s}}$.

La velocidad de las reacciones químicas es una función de la concentración de las sustancias reaccionantes, pues se intuye que entre más moléculas de cada sustancia se tengan, mayor será la probabilidad de que entren en contacto unas con otras y por tanto, mayor será la rapidez con la que unas se transforman en otras.

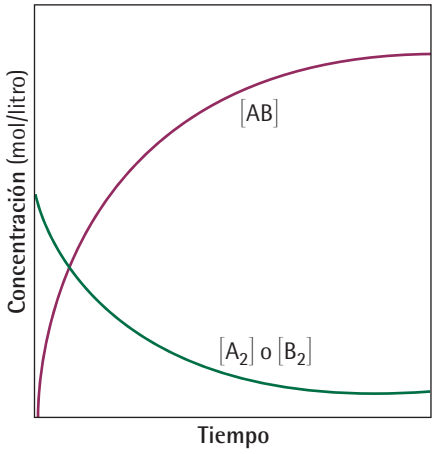


Figura 2. Variación de las concentraciones de las sustancias en relación con el tiempo.

EJERCICIO

Las reacciones químicas, atendiendo a la velocidad con que se producen se pueden clasificar como lentas, rápidas e instantáneas. Elabora una lista de reacciones que conozcas que puedan servir como ilustración de esta clasificación.

 © Santillana

1.1.1 Teoría de las colisiones

Como se mencionó antes, una reacción química implica una reorganización espacial de los átomos en la ruptura, y posterior formación de enlaces químicos. Para que esto suceda, las moléculas y átomos involucrados, deben estar en contacto físico. Las particularidades del proceso de interacción entre sustancias químicas a nivel molecular se explican a partir de la **teoría de las colisiones**.

La teoría cinético-molecular de la materia nos dice que los átomos y moléculas de las distintas sustancias se hallan en continuo movimiento, lo que ocasiona choques constantes entre las partículas. Estos choques son la chispa necesaria para que haya una reacción química. Así, mientras mayor sea el número de choques por unidad de tiempo, mayor será la probabilidad de que ocurra una reacción.

Sin embargo, no todos los choques son efectivos, en el sentido de que provoquen un cambio químico. Para que esto ocurra, las partículas en cuestión deben tener una energía suficientemente alta para vencer las fuerzas de repulsión que actúan entre ellas. De no ser así, dichas partículas se volverían a separar. Por otra parte, debido a que las moléculas suelen tener una compleja estructura tridimensional, alrededor de la cual se distribuyen nubes de electrones, los choques efectivos deben darse en una cierta orientación espacial. En otras palabras, la posición y la dirección con la cual se acerquen las moléculas determinará que se produzca o no una reacción (figura 3).

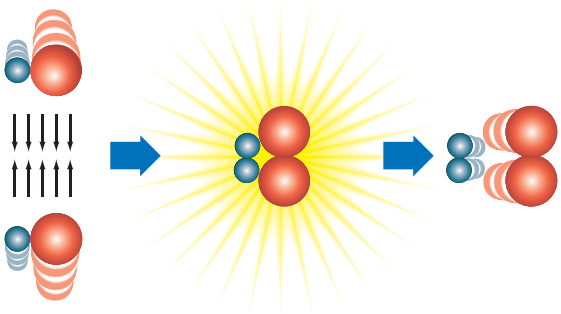


Figura 3. Partículas de reactivos, con la suficiente energía y orientadas correctamente, chocan de manera efectiva, dando lugar a los productos.

La energía necesaria para que sea posible una reacción se denomina energía de activación (E_a). La energía de activación es una propiedad de cada reacción y depende de la clase de enlaces que se tengan que romper durante la misma.

De lo anterior se concluye que la velocidad de reacción depende del número de choques por segundo, del número de choques efectivos, de la orientación con la cual ocurren los choques, de la energía que posean las moléculas en el momento de la colisión y de cuánta energía hace falta para alcanzar el valor crítico o energía de activación. De ahí que, cualquier circunstancia que afecte la frecuencia y la efectividad de las colisiones, afecta también la velocidad de reacción.

Cuando se produce un choque efectivo, las moléculas involucradas forman una sustancia intermedia, de alta energía, que se denomina **complejo activado**. La energía de activación E_a, corresponde a la diferencia entre la energía de los reaccionantes y la del complejo activado (figura 4).

Consideremos como ejemplo la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno gaseosos:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$$

Para que se forme el producto, se requiere, en primer lugar que se rompan los enlaces H—H y O—O, para que luego se formen los enlaces H—O. Para que esto suceda, el nivel de energía de las moléculas de H_2 y O_2 debe ser igual o superior a la E_a y además debe cumplirse que la orientación de la colisión sea la adecuada. En el esquema se puede apreciar que esta reacción libera energía; por lo tanto, se clasifica como exotérmica.

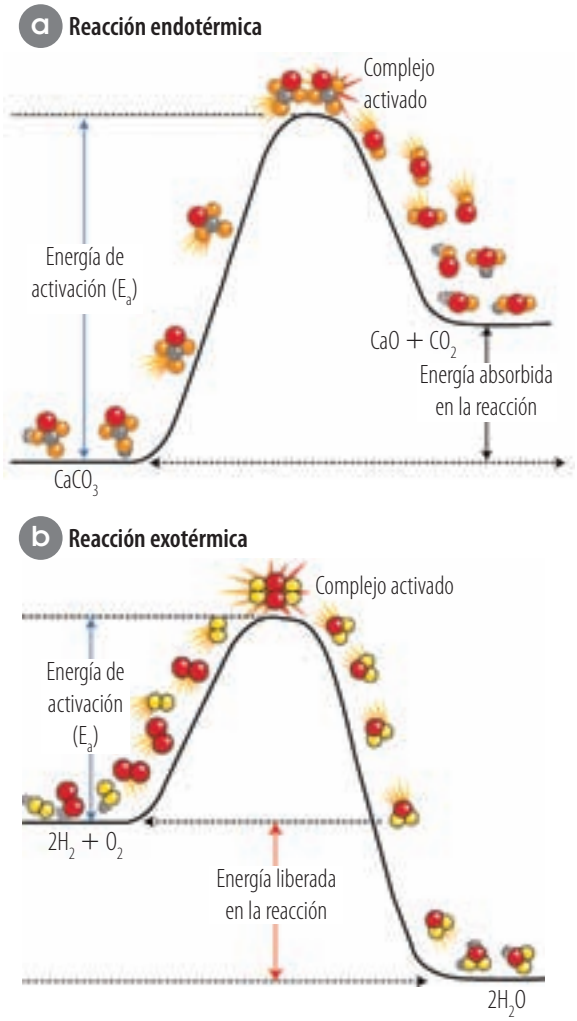


Figura 4. Energía de activación y formación del complejo activado, para una reacción endotérmica (a) y exotérmica (b).

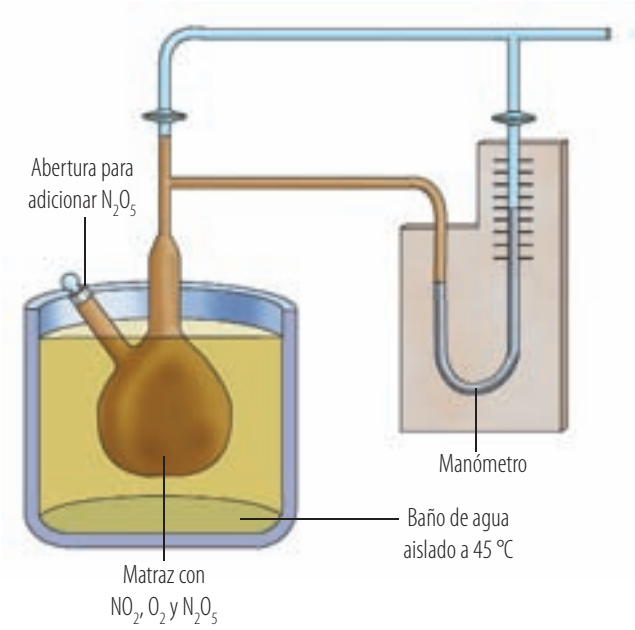


Figura 5. Montaje experimental para cuantificar la velocidad de reacción.

1.2 Ecuación de velocidad

Según lo explicado anteriormente, una reacción química cualquiera puede descomponerse en una serie de etapas o pasos, como por ejemplo, la ruptura de los enlaces de los reactivos, la formación del complejo activado y finalmente, la formación de nuevos enlaces para dar lugar a los productos. Cada etapa ocurre a una cierta velocidad, dependiendo de las condiciones existentes y de la naturaleza de los compuestos presentes. En otras palabras, la velocidad con la que se lleva a cabo cada etapa puede variar. Bajo este contexto, las ecuaciones que empleamos para cuantificar la velocidad de las reacciones químicas están planteadas para la **reacción global**, y no para cada una de las etapas. La velocidad de la reacción global es generalmente igual a la velocidad de la etapa más lenta en la secuencia de reacción.

Se sabe, debido a la experiencia, que la velocidad de reacción es proporcional a las concentraciones de los reactivos. Sin embargo, la magnitud de esta proporcionalidad varía de una reacción a otra. Así, la ecuación de velocidad para la reacción genérica:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Es la siguiente: $v = K[A]^x \cdot [B]^y$

Donde, v es la velocidad de reacción (para la desaparición de los reactivos, en este caso), $[A]$ y $[B]$ son las concentraciones de las especies A y B, respectivamente, expresadas en mol/litro, K es la constante de proporcionalidad, denominada **constante específica de velocidad** y x y y son exponentes, que representan la magnitud de la proporcionalidad, por lo que pueden ser números enteros o fracciones, así como de signo positivo o negativo, según el caso.

Algunas veces, los valores de x y y coinciden con los de los coeficientes de la reacción balanceada (a y b, en este caso). No obstante, estos exponentes deben determinarse experimentalmente, ya que no siempre son iguales a los coeficientes.

Estos planteamientos se resumen en lo que se conoce como la **ley de acción de masa**.

Por ejemplo, se ha determinado que la ecuación de velocidad para la reacción:

$$2NO_2 \longrightarrow 2NO + O_2, \text{ es: } v = K[NO_2]^2$$

Mientras que para la reacción:

$$2N_2O_{5(g)} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}, \text{ es: } v = K[N_2O_5]$$

La velocidad de las reacciones se determina experimentalmente a través del registro de cambios de color o de presión en el sistema en reacción (figura 5). Cambios que son resultado de la aparición de los productos. Por ejemplo, en la primera reacción, es posible evidenciar la desaparición del dióxido de nitrógeno (NO_2) que es un gas de color café. De la misma manera, en el segundo ejemplo, este gas aparece como producto, con lo cual es posible cuantificar la tasa de formación del mismo.

EJEMPLOS

En el laboratorio, trabajando a 325 °C, se determinó la constante específica de velocidad para la descomposición del N_2O_5, como $5 \cdot 10^{-}4$. Calcula el número de moles que se descomponen en un segundo, si la concentración inicial del N_2O_5 es de $6{,}5 \cdot 10^{-}4$ mol/litro.

Sabemos que, $v = K[N_2O_5]$

De donde se obtiene que:

$$v = \frac{5 \cdot 10^{-4} \cdot 6{,}5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/litro}}{\text{s}}$$

$$v = \frac{3{,}25 \cdot 10^{-7} \text{ mol/litro}}{\text{s}}$$

 © Santillana

1.2 Factores que afectan la velocidad de reacción

Teniendo en cuenta los planteamientos de la teoría de las colisiones, cualquier condición que afecte la ocurrencia de choques efectivos, afectará igualmente la velocidad de reacción. Experimentalmente se ha establecido que los principales factores determinantes de la velocidad de las reacciones químicas son: la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura a la que ocurre la reacción y la presencia de catalizadores.

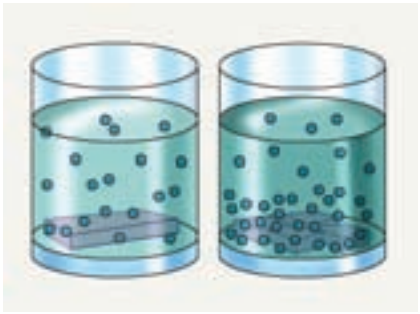


Figura 6. La velocidad de reacción se incrementa al aumentar la superficie de contacto.

1.2.1 Naturaleza de los reactivos

La tendencia a reaccionar que muestran unas sustancias con otras se relaciona con la distribución y estructura tridimensional de los electrones periféricos, con la energía de los enlaces que unen los diferentes átomos y con la afinidad entre átomos, moléculas o iones presentes. Por ejemplo, las sustancias en formas moleculares reaccionan más lentamente que las iónicas.

1.2.2 Superficie de contacto

Mientras más puntos de contacto haya entre las sustancias reaccionantes, la reacción ocurrirá más rápido. Por ejemplo, un terrón de azúcar es atacado por bacterias y levaduras, más lentamente que si se hallara disuelto en una solución acuosa (figura 6).

1.2.3 Concentración de los reactivos

A partir de la ecuación de velocidad sabemos que la velocidad es proporcional a la concentración de las especies químicas. Esto se debe a que al aumentar la concentración de las sustancias reaccionantes, se aumenta la probabilidad de choque entre sus moléculas, y por tanto la cantidad de colisiones efectivas. Por ejemplo, un trozo de carbón arde con dificultad si la combustión se realiza en presencia de poco oxígeno, pero si aumentamos la concentración de este gas, la combustión se realiza rápidamente con producción de luz.

Cuando los reactivos son gases, un aumento en la presión del sistema, genera un aumento del número de moléculas por unidad de área, lo que se traduce en un aumento de la concentración que lleva a su vez a una aceleración del proceso.

La magnitud en la cual se aumenta la velocidad, con cada aumento de concentración depende de la reacción y se debe determinar empíricamente.

1.2.4 Temperatura

Con base en la teoría de colisiones, así como en la teoría cinético-molecular, se comprende fácilmente que un aumento en la temperatura del sistema en reacción lleve a un aumento proporcional en la velocidad de reacción. A mayor temperatura, mayor energía cinética poseerán las moléculas y por tanto más cerca estarán de alcanzar el valor crítico, Ea. Así mismo, a mayor energía cinética, la frecuencia de choques se verá también incrementada, y por tanto, la probabilidad de choques efectivos aumentará.

Experimentalmente se ha observado que por cada 10 °C de aumento en la temperatura, la velocidad de reacción se duplica. No obstante, la realidad es un poco más compleja, pues la magnitud del incremento en la velocidad debido a la temperatura depende de la constante específica de la reacción y de la energía de activación (figura 7).

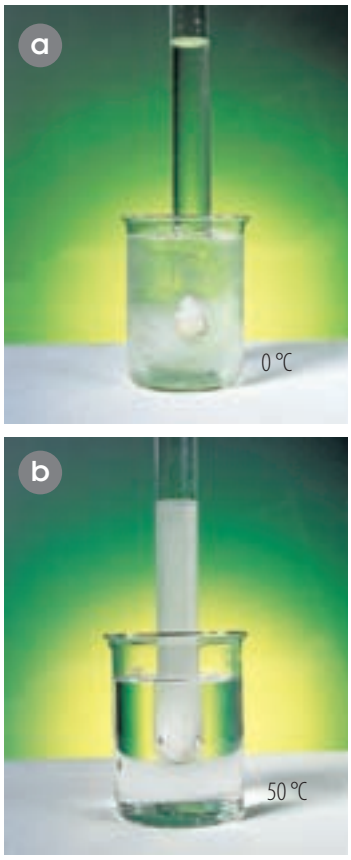


Figura 7. Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.
La reacción entre el $CaCO_3$ y el HCl con formación de CO_2 es mucho más rápida a 50 °C (a) que a 0 °C (b).

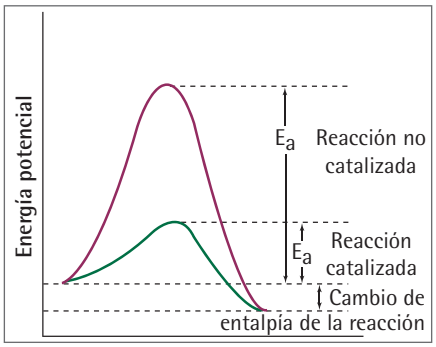


Figura 8. El efecto de los catalizadores se relaciona con un descenso en el valor de E_a.

1.2.5 Catalizadores

1.2.5.1 Generalidades

Un catalizador es una sustancia que afecta la velocidad de una reacción, ya sea incrementándola o retardándola. Los catalizadores se caracterizan porque son necesarios en muy bajas concentraciones y porque no son consumidos o transformados al final de la reacción. En ocasiones un catalizador puede intervenir en la reacción formando compuestos intermedios, que sirven de puente para la formación de los productos, pero al finalizar la reacción, la sustancia catalizadora siempre queda libre e inalterada.

El proceso general de alteración de la velocidad a través del empleo de catalizadores, recibe el nombre de **catálisis**. Cuando una sustancia actúa acelerando la reacción general se denomina **catalizador positivo**, mientras que si la retarda se denomina **catalizador negativo** o **inhibidor**. Por ejemplo, el oxígeno se puede obtener en el laboratorio por descomposición térmica del clorato potásico ($KClO_3$), a 500 °C. Sin embargo, si se adiciona una pequeña cantidad de dióxido de manganeso, MnO_2, la reacción ocurre a 150 °C, según la ecuación:

$$2KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{} 2KCl + 3O_2$$

EJERCICIO

Realiza una consulta sobre la aplicación de los catalizadores en la industria y la biotecnología.

La acción de un catalizador se puede sintetizar como la disminución del valor crítico de energía, E_a, necesario para que la reacción ocurra. Los mecanismos para lograr esta disminución varían, desde la adsorción y por tanto, retención de los reactivos, hasta la formación de complejos activados entre reactivos y catalizadores (figura 8).

En general, se puede decir que los catalizadores **son específicos**, pues cada reacción presenta una afinidad específica para diferentes catalizadores. Por ejemplo, si se hace reaccionar etanol en presencia de cobre se obtiene acetaldehído, mientras que, si se hace reaccionar en presencia de aluminio se obtiene éter dietílico:

$$\underset{\text{Etanol}}{CH_3—CH_2—OH} \xrightarrow[Cu]{} \underset{\text{Acetaldehído}}{CH_3—CHO} + H_2$$

$$\underset{\text{Etanol}}{2CH_3—CH_2—OH} \xrightarrow[Al]{} \underset{\text{Éter dietílico}}{CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3}$$

Según el estado de agregación del catalizador con respecto al de los demás reactivos, los catalizadores se dividen en homogéneos y heterogéneos. Los **catalizadores homogéneos** son aquellos que se encuentran en el mismo estado de agregación que los reactivos, mientras que, los **catalizadores heterogéneos** son, por lo general, sólidos finamente divididos que catalizan reacciones en medio líquido o gaseoso.

1.2.5.2 Catalizadores biológicos

En los organismos vivos ocurren un sinnúmero de reacciones químicas, muchas de las cuales requerirían temperaturas o concentraciones demasiado altas para ser posibles. La manera como se logra que se lleven a término a temperatura ambiente y con concentraciones bajas es por medio de los llamados **catalizadores biológicos** o **enzimas** (figura 9).

Actualmente, la aplicación de la acción enzimática de múltiples sustancias orgánicas en la industria de alimentos, se halla muy desarrollada.

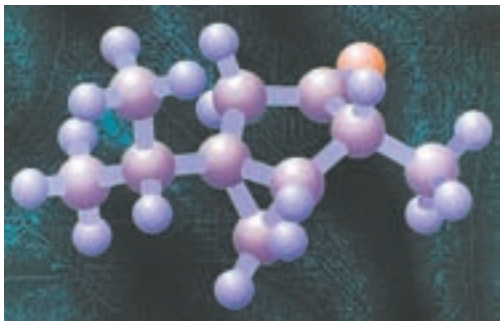


Figura 9. Las enzimas son macromoléculas orgánicas que catalizan reacciones en los sistemas biológicos.

 © Santillana

Interpreta

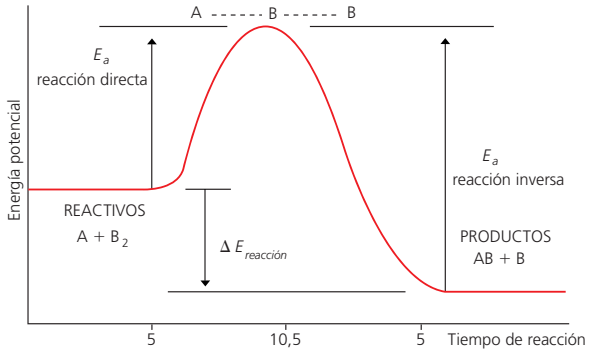
1. Los profesionales en química que estudian la cinética química, centran sus estudios en las velocidades de reacción y en la formación de productos a partir de reactivos. Uno de los elementos que deben tener en cuenta al momento de realizar los análisis de las reacciones químicas es la existencia de factores que pueden modificar la velocidad de una reacción.

   Menciona cuáles son los factores que afectan la velocidad de reacción y escribe un ejemplo.

2. Explica cómo se relacionan las velocidades de reacción en una reacción reversible.

3. Menciona y explica las condiciones necesarias para que se produzca una reacción química a partir de la teoría de las colisiones. Justifica tu respuesta por medio de dibujos.

4. Representa la relación entre el tiempo de reacción (eje *X*) y la energía potencial (eje *Y*), utilizando el siguiente gráfico. Explica el comportamiento de los reactivos y los productos en el transcurso de la reacción.



5. Los catalizadores desempeñan funciones muy importantes en las reacciones bioquímicas de los seres vivos. ¿Qué nombre reciben este tipo de catalizadores? Si no existieran, ¿qué sucedería en el organismo?

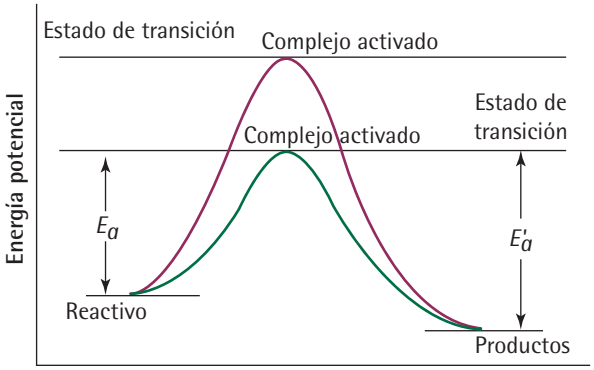
6. Plantea la velocidad de reacción para la siguiente ecuación:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

7. Un supervisor observa que el rendimiento de la producción industrial de ácido sulfúrico en equilibrio con sus reactivos, disminuye de manera constante en la planta. Uno de los ingenieros sugiere que se escoja un catalizador para aumentar el rendimiento. ¿Estás de acuerdo con el planteamiento propuesto por el ingeniero? Justifica tu respuesta.

Argumenta

8. La siguiente gráfica muestra el efecto de un catalizador:



   Con base en la gráfica determina si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa. Justifica tu respuesta:

   - ☐ El catalizador facilita la formación del complejo activado.
   - ☐ El catalizador disminuye la energía del estado de transición.
   - ☐ El catalizador no produce disminución en la energía de activación.
   - ☐ E_a de los reactivos es menor que E'_a de los productos.

Propone

9. A continuación se presentan, en desorden, diferentes etapas de un proceso de elaboración de crispetas de maíz, incluyendo el rendimiento en cada etapa. Coloca en el paréntesis el número que corresponda de acuerdo con el orden de etapas que consideres lógico en el proceso:

   Etapa ( ). Sellado de paquetes (130 lb/h).

   Etapa ( ). Empaque (125 lb/h).

   Etapa ( ). Explosión y tostado de los granos de maíz (125 lb/h).

   Etapa ( ). Inserción de la etiqueta de precio en cada empaque (15 lb/h).

   Etapa ( ). Enfriamiento del producto (130 lb/h).

   Responde:

   A. ¿Cuáles son las etapas de mayor rendimiento?

   B. ¿Cuál es la etapa de menor rendimiento?

   C. ¿Qué incidencia, consideras tú, tiene el bajo rendimiento de esta etapa en la producción total?

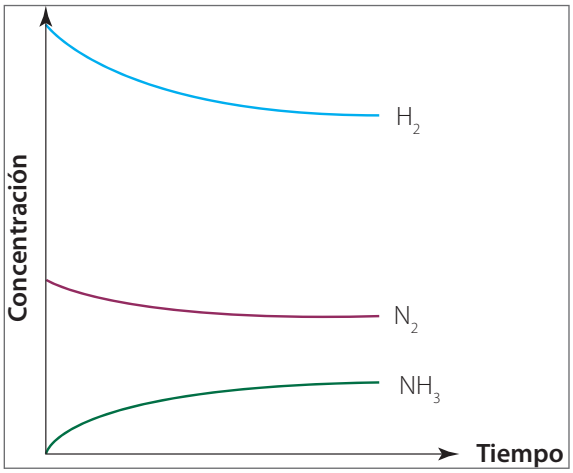


Figura 10. La gráfica muestra el cambio de las concentraciones de reactivos y productos a través del tiempo. Observa que partimos de una cierta cantidad de reactivos (H_2 y N_2), para al final tener una mezcla de éstos con el producto (NH_3).

2. Equilibrio químico

El segundo aspecto importante por tratar dentro de la cinética es el equilibrio químico, el cual, como se mencionó antes, es un caso especial que se presenta en las reacciones. Situaciones de equilibrio son bastante frecuentes en la naturaleza, por lo que el estudio de este tipo de estados es de suma importancia para el hombre.

2.1 Reacciones reversibles

En la vida diaria observamos que hay transformaciones químicas irreversibles como, por ejemplo, la combustión de un fósforo o la cocción de algún alimento. En estos casos no es posible volver atrás, para obtener los elementos que intervinieron inicialmente en la reacción. Existen, no obstante, otras reacciones en las que los productos pueden reaccionar entre sí para originar nuevamente los reactivos iniciales. En estos casos, se habla de **reacciones reversibles**.

En general, podemos decir que todas las reacciones son reversibles. Lo que ocurre es que las condiciones externas, presentes en el momento de la reacción, determinan que la energía de activación para uno de los dos sentidos, sea mucho más baja que para el opuesto, con lo cual, la velocidad de reacción de una de las dos vías se ve favorecida (figura 10).

2.2 Estados de equilibrio dinámico

Veamos el siguiente ejemplo de reacción reversible:

$$2HgO_{(s)} \rightleftharpoons 2Hg_{(l)} + O2_{(g)}$$

El óxido de mercurio (HgO), por acción del calor, se descompone en mercurio y oxígeno. La reversibilidad del proceso se hace evidente gracias a los cambios de color de reactivos y productos, pues, el HgO es un sólido de color naranja, que al descomponerse se torna, inicialmente rojo y luego gris plateado, color característico del mercurio elemental. Cuando el HgO se agota, se favorece la reacción inversa, con lo cual los productos reaccionan, beneficiando a su vez la reacción directa que los volverá a originar. Se llega a un estado de equilibrio cuando la velocidad de formación de reactivos y productos se iguala. A este equilibrio se le llama **equilibrio dinámico** pues, no implica quietud o estancamiento, sino, por el contrario, movimiento continuo en ambos sentidos de la ecuación. Las condiciones que se deben cumplir para alcanzar el equilibrio dependen de cada reacción.

2.3 Ley de acción de masas

La experiencia ha demostrado que cada reacción en particular presenta su propio estado de equilibrio, caracterizado por una relación específica entre las concentraciones de las diversas sustancias que intervienen en el proceso.

EJERCICIO

Discute la afirmación según la cual todas las reacciones son esencialmente reversibles.

Estas observaciones fueron la base para la formulación de la **ley de acción de masas**, la cual se enuncia en los siguientes términos: *la velocidad de una reacción química es proporcional al producto de las masas activas de las sustancias reaccionantes*. La expresión **masas activas** hace referencia a las concentraciones de las sustancias que participan en la reacción. Recordemos que esta ley es la base para la formulación de la ecuación de velocidad. Cuando se presenta un estado de equilibrio, la ley de acción de masas relaciona las velocidades en los sentidos, directo (reactivos a productos) e inverso (productos a reactivos), como se verá a continuación.

2.4 La constante de equilibrio

Examinemos la reacción:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

Las expresiones de velocidad para cada dirección son:

$$v_1 = K_1 \cdot [H_2][I_2] \qquad v_2 = K_2 \cdot [HI]^2$$

Según lo expuesto hasta ahora, en el equilibrio, las dos velocidades son iguales. Es decir:

$$v_1 = v_2$$

De donde obtenemos la igualdad: $K_1 \cdot [H_2] \cdot [I_2] = K_2 \cdot [HI]^2$

Al relacionar las dos constantes de velocidad, se obtiene una nueva constante: **la constante de equilibrio K_e**.

$$Ke = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

La constante de equilibrio K_e es característica de cada reacción, bajo condiciones de temperatura y presión específicas y constantes.

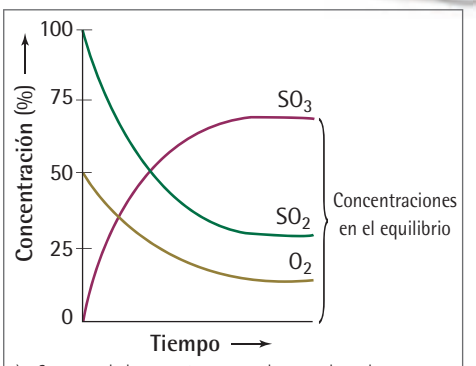
En forma general podemos afirmar que para una reacción cualquiera:

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftharpoons cC_{(g)} + dD_{(g)}$$

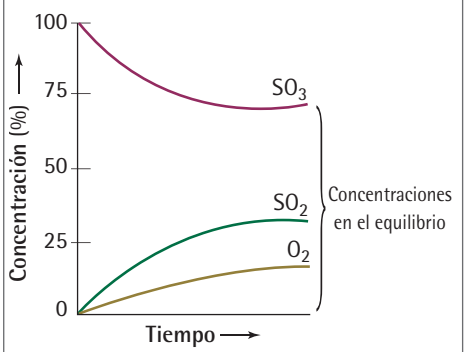
La constante de equilibrio está dada por la ecuación:

$$K_e = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

En otras palabras, esto significa que el producto de las concentraciones de los productos sobre el producto de las concentraciones de los reactantes elevados a la potencia indicada por los coeficientes de balanceo es igual a la constante de equilibrio del sistema de reacción (figura 11).



a) Se parte de los reactivos para obtener el producto.



b) Se parte del producto para obtener los reactivos.

Figura 11. La constante de equilibrio relaciona las concentraciones de reactivos (SO_2 y O_2) y productos (SO_3) en el equilibrio, sin importar desde dónde se parte al inicio de la reacción.

2.4.1 Significado de la constante de equilibrio

Veamos ahora qué significado tiene el valor de la constante de equilibrio. En un sistema en equilibrio se puede presentar alguna de las siguientes situaciones:

- **$K_e > 1$:** la concentración de los productos es mayor que la concentración de los reactivos, de manera que el cociente [productos] / [reactivos] es mayor a la unidad. Esto significa que la reacción es favorable en el sentido de formación de los productos. Industrialmente se busca que se presente esta situación, con el fin de optimizar la producción de algún compuesto deseado, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4) o el amoniaco (NH_3) (figura 12a).

EJERCICIO

Escribe la expresión de la constante de equilibrio, para las siguientes reacciones:

a) $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$, a 55 °C.

b) $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$, a 230 °C.

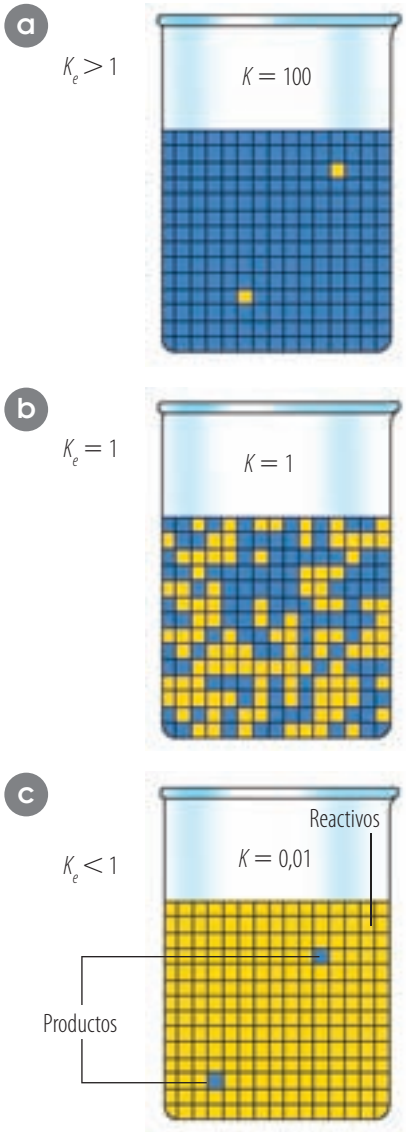


Figura 12. Tres diferentes situaciones de acuerdo con el valor de K_e.

- $K_e < 1$: la concentración de los productos es menor que la de los reactivos. En este caso, se presenta una situación desfavorable en la formación de productos, pues predomina la formación de reactivos (figura 12b).
- $K_e = 1$: el valor de la constante de equilibrio oscila alrededor de uno. Significa que la proporción de reactivos y productos es similar, sin que se favorezca la formación de ninguno de los dos (figura 12c).

A partir de lo anterior, podemos inferir que una simple mirada al valor de la constante de equilibrio aporta información cualitativa acerca de las condiciones en las que se alcanza el equilibrio y si en este estado hay predominio de la formación de productos o de reactivos.

2.4.2 Cálculo de la constante de equilibrio

La constante de equilibrio K_e al igual que las constantes de velocidad de reacción, se determina experimentalmente y es característica para una reacción dada, a una cierta temperatura. Veamos el siguiente ejemplo.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}, \text{ a } 454\ ^\circ C$$

Para este sistema se realizaron cuatro experimentos, variando las concentraciones de cada una de las especies presentes:

Experimento	Concentraciones iniciales (mol/L)		Concentraciones en el equilibrio (mol/L)			K_e
	$[H_2]$	$[I_2]$	$[H_2]$	$[I_2]$	$[HI]$	
1	1,35	0,493	0,885	0,020	0,945	50,4
2	1,33	0,888	0,535	0,092	1,590	51,4
3	1,35	1,554	0,224	0,426	2,257	53,4
4	1,36	2,413	0,111	1,170	2,502	48,2
					K_e promedio = 50,8	

A partir de la expresión: $K_e = \dfrac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$

Se calculó la constante, K_e, para cada uno de los experimentos realizados, como se observa en la última columna de la tabla anterior. Como podrás notar, el valor de K_e es diferente para cada caso, aún cuando los resultados se ubican dentro de un estrecho rango, por lo que es válido calcular un valor de K_e promedio.

EJEMPLOS

1. **En el sistema en equilibrio representado por la ecuación:**

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

una vez establecido el equilibrio se encontró que el valor de $K_e = 1{,}7 \cdot 10^2$. Es decir, $K_e > 1$, indicando que en el estado de equilibrio hay predominio de productos, es decir, la reacción es favorable para obtener $CO_{(g)}$.

2. **Se tiene un sistema en equilibrio a 500 °C representado por la siguiente ecuación:**

$$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

La expresión para la constante de equilibrio es:

$$K_e = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2}$$

Una vez alcanzado el equilibrio se encontró que el valor de $K_e = 2 \cdot 10^{-3}$, es decir, $K_e < 1$. De ahí se deduce que en el equilibrio hay mayor concentración de HI y por lo tanto la reacción no es favorable para la obtención de los productos H_2 e I_2.

 © Santillana

EJEMPLOS

Se colocan en un recipiente de vidrio, de 1 L, 0,02 mol de $PCl_{5(g)}$ y se llevan a una temperatura de 200 °C, con lo cual el PCl_5 se descompone de acuerdo con la ecuación:

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Al medir las concentraciones en el equilibrio, se encontraron los siguientes valores:

$[PCl_5] = 0{,}0107\ 6$ mol/L

$[PCl_3] = 0{,}00924$ mol/L

$[Cl_2] = 0{,}00924$ mol/L

Con esta información, calcula la constante de equilibrio K_e.

La expresión para la condición de equilibrio es:

$$K_e = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

Remplazando los valores de la concentración tenemos:

$$K_e = \frac{[0{,}00924] \cdot [0{,}00924]}{[0{,}01076]} = 7{,}93 \cdot 10^{-3}$$

2.4.3 Cálculo de las concentraciones en el equilibrio

Una vez hemos determinado la constante de equilibrio de una reacción, podemos establecer las concentraciones de los reactantes o productos en estado de equilibrio, para una temperatura dada (figura 13). Veamos.

Supongamos que tenemos en un balón de 2 L, 2 mol de $H_{2(g)}$ y 2 mol de $I_{2(g)}$, a una temperatura de 454 °C y deseamos calcular las concentraciones de todas las especies cuando se haya alcanzado el equilibrio, a esta temperatura, partiendo de un valor conocido de $K_e = 50{,}8$.

Para facilitar la comprensión del procedimiento, es conveniente elaborar un cuadro como el de la figura 14. Las concentraciones iniciales en mol/L se hallan, a partir del volumen del recipiente (2 L) y del número de moles de reactivo (2), con lo cual, la concentración es de 1 mol/L.

Ahora bien, sabemos que la ecuación de equilibrio para la reacción es:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

De donde deducimos que la constante de equilibrio es:

$$K_e = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Remplazando con los datos que tenemos, obtenemos (figura 5):

$$50{,}8 = \frac{[2X]^2}{[1 - X] \cdot [1 - X]} \qquad 50{,}8 = \frac{4X^2}{[1 - X]^2}$$

Aplicando raíz cuadrada a ambos lados tenemos:

$$\sqrt{50{,}8} = \sqrt{\frac{4X^2}{(1 - X)^2}} \quad \text{Es decir, } 7{,}12 = \frac{2X}{(1 - X)},$$

de donde hallamos que $X = 0{,}78$ mol/L.

Con esta información calculamos las concentraciones en el equilibrio de todas las especies, de la siguiente manera:

$[H_2] = 1 - 0{,}78 = 0{,}22$ mol/L

$[I_2] = 1 - 0{,}78 = 0{,}22$ mol/L

$[HI] = 2 \cdot 0{,}78 = 1{,}56$ mol/L

Para asegurarnos que hemos seguido el procedimiento correctamente, basta con remplazar los resultados obtenidos, en la expresión de la constante de equilibrio y comprobar que se obtiene un valor de 50,8 para K_e.

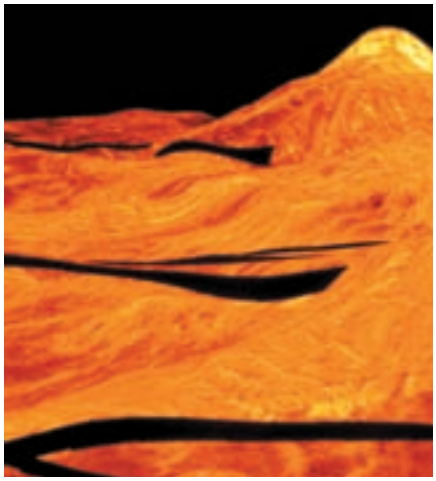


Figura 13. Imagen de radar de la superficie de Venus. La reacción $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ se mantiene en equilibrio dinámico debido a las altas presiones y temperatura en el planeta.

Concentraciones iniciales (moles/L)	Cambio de concentración por reacción	Concentraciones en el equilibrio (moles/L)
$[H_2] = 1$	$-X$	$1 - X$
$[I_2] = 1$	$-X$	$1 - X$
$[HI] = 0$	$+2X$	$2X$

Figura 14. Calculo de las concentracciones en el equilibrio.

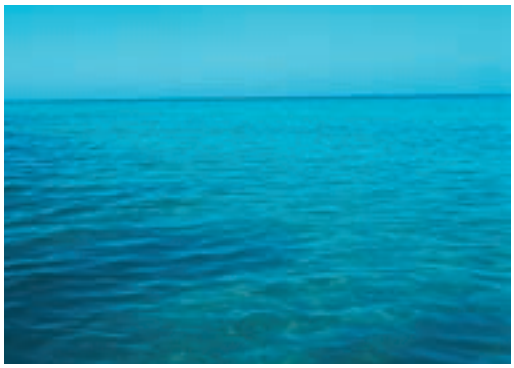


Figura 15. El agua a temperatura ambiente se disocia en iones H^+ y OH^- formando un equilibrio con la molécula sin disociar.

EJERCICIO

Escribe la expresión para la constante de equilibrio de los siguientes sistemas y clasifícalos como homogéneos, heterogéneos y moleculares:

$2Cl_{2(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons 4HCl_{(g)}$

$Fe_2O_{3(s)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2Fe_{(s)} + 3H_2O_{(g)}$



Figura 16. El yodo sólido establece un equilibrio con su vapor de yodo. Esto se denomina equilibrio de fase: $I_{2(s)} \rightleftharpoons I_{2(g)}$.

2.5 Clases de equilibrio químico

Cuando el equilibrio se establece de manera que todos los compuestos presentes se hallan en una sola fase, por ejemplo, una mezcla de gases o una solución líquida, hablamos de **equilibrio homogéneo** (figura 15). En este caso, no existen límites físicos entre las especies presentes, pues todas se encuentran en el mismo estado de agregación. Por el contrario, cuando el equilibrio se presente para más de una fase, por ejemplo, un sólido inmerso en líquido, se trata de un **equilibrio heterogéneo** (figura 16). Por ejemplo:

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

Dado que el carbono se presenta en fase sólida, al tiempo que el oxígeno y el monóxido de carbono se encuentran en estado gaseoso, tenemos un equilibrio heterogéneo. Para este sistema, la expresión de la ley de equilibrio es:

$$K_e = \frac{[CO(g)]^2}{[C(s)]^2 \cdot [O_2(g)]}$$

La concentración de la fracción sólida se mantiene constante, aún si el sistema se desplaza ligeramente del equilibrio, pues existe una barrera física entre las fases sólida y gaseosa. Por esta razón, el equilibrio y el valor de K_e depende exclusivamente de las concentraciones de los compuestos que se hallan en fase gaseosa. Esto lleva a la exclusión del término $[C_{(s)}]$ de la ecuación, que puede escribirse ahora simplificada como:

$$K_e = \frac{[CO_{(g)}]^2}{[O_{2(g)}]}$$

Es frecuente hablar también de **equilibrio molecular** cuando un sistema involucra moléculas y de **equilibrio en solución** cuando éste tiene lugar en solución acuosa. Estos son algunos ejemplos:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ $NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH^{4+}_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$

$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$ $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$

Equilibrio molecular *Equilibrio en solución*

EJEMPLOS

Clasifica los siguientes sistemas en equilibrio y expresa K_e para cada sistema en equilibrio:

a) $H_{2(g)} + S_{(g)} \rightleftharpoons H_2S_{(g)}$, a 1.000 °C.

b) $H_{2(g)} + S_{(l)} \rightleftharpoons H_2S_{(g)}$, a 200 °C.

c) $H_{2(g)} + S_{(s)} \rightleftharpoons H_2S_{(g)}$, a 100 °C.

a) Se trata de un sistema homogéneo, puesto que todas las especies se encuentran en fase gaseosa. La constante de equilibrio se expresa como

$$K_e = \frac{[H_2S]}{[H_2] \cdot [S]}$$

b) Se trata de un sistema heterogéneo porque el azufre se encuentra en fase líquida mientras que las demás especies están en fase gaseosa, por lo tanto, la expresión de equilibrio será:

$$K_e = \frac{[H_2S]}{[H_2]}$$

c) Se trata de un sistema heterogéneo puesto que el azufre se encuentra en fase sólida; la expresión para K_e es:

$$K_e = \frac{[H_2S]}{[H_2]}$$

 © Santillana

2.6 Factores que afectan el equilibrio

De los factores que afectan la velocidad de una reacción, solamente alteran el punto de equilibrio de dicha reacción: la concentración de las sustancias involucradas en la reacción, la presión, cuando reactivos y productos son gases y la temperatura.

2.6.1 Principio de Le Châtelier

A finales del siglo XIX, el químico francés **Henry le Châtelier** (1850-1936) postuló que *cuando en un sistema en equilibrio se modifica cualquiera de los factores mencionados, se afecta la velocidad de la reacción y el punto de equilibrio se desplaza en la dirección que tienda a contrarrestar el efecto primario de dicha alteración*.

2.6.2 Efecto de la concentración

Según la ley de acción de masas, la velocidad de una reacción aumenta proporcionalmente con el aumento de la concentración de sus reactivos (figura 17). Así, para el sistema en equilibrio:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

La adición de más hidrógeno, promoverá la reacción directa con el fin de contrarrestar el exceso de H_2 presente. En otras palabras, el equilibrio se desplazará en la dirección de formación de los productos, para consumir el hidrógeno adicionado. El resultado final es un aumento en la concentración de HI, proporcional a una disminución en la concentración de I_2.

De igual manera, cuando se disminuye la concentración de uno de los reactivos, el sistema se reajustará reponiendo lo que se perdió, desplazando el equilibrio hacia la dirección que produzca la especie faltante.

Debe quedar claro que un cambio en las concentraciones de cualquiera de los compuestos presentes, afectan las concentraciones en el estado de equilibrio, más no la constante, K_e.

2.6.3 Efecto de la temperatura

Como se mencionó antes, la constante de equilibrio para una reacción se da para una determinada temperatura, de donde se deduce que un cambio en la misma tiene un efecto directo sobre K_e de la reacción. Tomemos como ejemplo la siguiente reacción:

$$H_2 + O_2 \rightleftharpoons H_2O + 68{,}3 \text{ kcal}$$

Se trata de una reacción exotérmica en la dirección reactivos-productos, pero endotérmica en la dirección contraria, productos-reactivos.

Ahora bien, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, si suministramos energía al sistema, aumentando así la temperatura de éste, habrá un exceso de calor, que será compensado con un aumento de la velocidad en el sentido de formación de los reactivos, con lo cual el calor adicional es absorbido (figura 18). De igual manera, si se trata de una reacción endotérmica, el aumento en la temperatura tendrá como resultado un aumento en la velocidad de formación de productos.

En resumen, *cambios en la temperatura del sistema ocasionarán un aumento en la velocidad de reacción, en la dirección en la que se absorba calor, es decir, favoreciendo la reacción endotérmica.* Esto fue enunciado formalmente por **Van't Hoff**, en 1884.

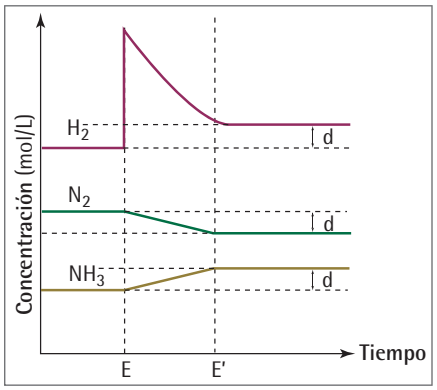


Figura 17. Efecto de la concentración: el H_2, el N_2 y el NH_3 se hallan en equilibrio (E), cuando se adiciona más H_2. El equilibrio se desplaza (intervalos d), produciendo más NH_3 (E').



Figura 18. Efecto de los cambios de temperatura para una reacción exotérmica.

EJERCICIO

Explica por qué se dice que cuanto mayor sea la concentración de un reactivo mayor es la velocidad de una reacción.

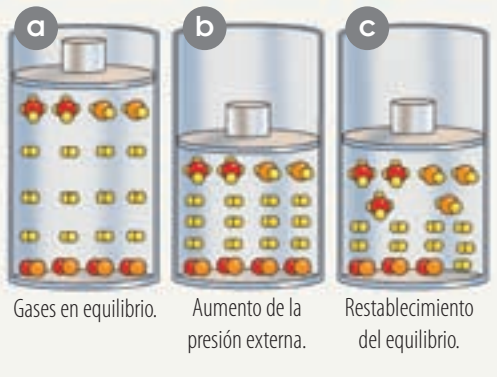


Figura 19. Efecto de la presión: en el sistema en equilibrio $CO + 3H_2 \rightleftharpoons CH_4 + H_2O$, los reactivos presentan mayor número de partículas (a), por tanto, al aumentar la presión, reduciendo el volumen a la mitad (b) el equilibrio se desplaza hacia la derecha, situación con menor número de partículas (c).

2.6.4 Efecto de la presión

La variación de la presión en un sistema en equilibrio, sólo tiene efectos importantes cuando se trata de sustancias en estado gaseoso, puesto que al cambiar la presión, se cambia también el volumen. Un cambio en el volumen acarrea un cambio en la densidad de moléculas, lo cual se traduce en una modificación de las concentraciones (o de las presiones parciales) de las especies presentes.

Retomando el principio de Avogadro, recordemos que un mismo número de moles o de partículas ocupará un mismo volumen, bajo las mismas condiciones de presión y tem-peratura. En consecuencia, el volumen de un gas es proporcional al número de moléculas. Así, un aumento en la presión favorecerá la reacción que implique una disminución del volumen ocupado. En cambio, si se disminuye la presión, se favorecerá la reacción en la que se ocupe un mayor volumen, es decir, donde haya mayor número de partículas (figura 19a, b y c).

Por ejemplo, para la reacción:

$$PBr_{3(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons PBr_{5(g)}$$

¿Qué ocurre si se aumenta la presión del sistema?, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio? Se observa que dos volúmenes de reactivos, generan un volumen de producto. De manera que un aumento en la presión desplaza el equilibrio en la dirección de la formación de PBr_5, pues se favorece la reacción que implique una disminución de volumen.

2.6.5 Aplicaciones del principio de Le Châtelier

Industrialmente se busca optimizar las condiciones para que la mayor parte de los reactivos formen el o los productos de interés. A través de la manipulación de los factores que afectan la velocidad de reacción y especialmente aquellos relacionados con el equilibrio químico, se puede lograr la optimización de diversos procesos.

La síntesis de amoniaco por el **proceso de Haber**, se basa en la manipulación y control de la presión, la temperatura y la concentración de los reactivos involucrados, así como del uso de los catalizadores adecuados (figura 20).

La reacción que describe el proceso es:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + \text{calor}$$

Como se observa, cuatro volúmenes de reactivos dan lugar a dos volúmenes del producto. Así, si el sistema se somete a alta presión, el equilibrio se desplazará hacia la producción de amoniaco.

De la misma manera, si se adiciona constantemente H_2 y N_2, al tiempo que se retira el NH_3 producido, el equilibrio se mantendrá desplazado hacia la generación del producto.

Dado que el proceso de Haber es exotérmico, un aumento de la temperatura generará un desplazamiento del equilibrio hacia los reactivos. Podríamos pensar entonces que lo ideal es disminuir la temperatura del sistema. Sin embargo, esto hace que la reacción ocurra muy lentamente, perjudicando el rendimiento del proceso. Esta dificultad se compensa con el aumento en la presión discutido anteriormente.



Figura 20. Planta de amoniaco.

 © Santillana

Interpreta

1 Para una reacción química a una temperatura determinada, existen varias posiciones en equilibrio, pero solo un valor de *K*. La siguiente tabla registra los valores de las concentraciones iniciales y en equilibrio de tres experimentos diferentes, relacionados con la síntesis de amoníaco:

$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)}$$

Experimento	Concentración inicial	Concentración en equilibrio
1	$N_{2(g)}$	$N_{2(g)}$
	1 M	0,921 M
	0	0,399 M
	2 M	2,59 M
2	$H_{2(g)}$	$H_{2(g)}$
	1 M	0,763 M
	0	1,197 M
	1 M	2,77 M
3	NH_3	$NH_{3(g)}$
	0	1,157 M
	1 M	0,203 M
	3 M	1,82 M

Si en cada experimento se tiene un recipiente de 1 L a 500 °C, comprueba si el valor de la constante *r* de equilibrio *K* es la misma en los tres experimentos.

2 La presión de vapor es un ejemplo de equilibrio. Si tienes un recipiente herméticamente cerrado que contiene un perfume, este líquido produce vapores, moléculas que se liberan del líquido a una temperatura específica. Parte de estas moléculas ocupan el espacio libre en el recipiente, sin embargo, otras regresan al líquido. Cuando se establece un equilibrio entre estas moléculas se puede afirmar que la presión que ejerce el vapor sobre la superficie del perfume corresponde a su presión de vapor. Identifica y explica en cuál de los siguientes recipientes se evidencia el equilibrio dinámico dado por la presión de vapor.

a 

b 

c 

Argumenta

3 El balance entre dos procesos, uno opuesto al otro, se denomina equilibrio. Menciona situaciones cotidianas en las cuales es evidente este tipo de equilibrio dinámico.

4 Las reacciones químicas son procesos que se realizan en todo momento. ¿Es posible que todas puedan alcanzar el estado de equilibrio? ¿A qué se debe?

5 Explica: ¿Se puede modificar la situación de equilibrio químico de un sistema o, una vez que se alcanza, el sistema permanece inamovible?

6 La densidad del diamante es mayor que la del grafito, si se tiene la siguiente reacción en equilibrio:

$$C_{grafito} \rightleftharpoons C_{diamante}\ ;\ \Delta H > 0 \text{ (endotérmica)}$$

¿Qué condiciones de presión y temperatura favorecen la formación del diamante a partir del grafito?

7 La mayoría de gaseosas o refrescos son disoluciones carbónicas en equilibrio, que al estar cerradas no dejan escapar el CO_2. ¿Qué ocurre al destapar las botellas que lo contienen?

Propone

8 La energía es indispensable en un sistema en equilibrio, por lo tanto, puede considerarse como reactivo en procesos endotérmicos o como productos en procesos exotérmicos. La siguiente ecuación química representa un proceso exotérmico en equilibrio:

$$2SO_{2(g)} + O_2 \rightleftharpoons 2SO_{3(g)} + \text{energía}$$

a) ¿Qué sucede a la reacción química si se eleva la temperatura del sistema?

b) ¿Qué le ocurre al sistema al disminuir la temperatura?

9 Según el siguiente sistema en equilibrio:

$$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}$$

¿cómo se afecta el sistema en equilibrio si se adiciona 2,5 mol/L de CO a la reacción?

Actividades

Verifica conceptos

1. Las enzimas son catalizadores biológicos. Determina en qué procesos industriales son utilizadas y cuál es la función específica en cada proceso.

2. Un tipo de reacción química característica es la descomposición, que consiste en la obtención de dos productos a partir de la descomposición de un solo reactivo. Por ejemplo, el yoduro de hidrógeno (HI) es un gas que origina la formación de hidrógeno gaseoso (H_2) y yodo gaseoso (I_2) por medio de una reacción química:

$$2HI_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

3. En un experimento, la concentración de HI varía con el tiempo, tal como se muestra en la siguiente tabla:

HI (M)	Tiempo (minutos)
1,00	0
0,75	15
0,55	30
0,45	45
0,38	60

a) Elabora una gráfica en la cual se evidencie la variación de la concentración de HI en función del tiempo.

b) Responde: ¿Qué sucede con la concentración de HI a medida que aumenta el tiempo?

- ¿Cuál es la velocidad de la reacción en el primer cuarto de hora?
- ¿Después de cuánto tiempo se redujo a la mitad la concentración de HI?

4. Determina la veracidad (V) o falsedad (F) de los siguientes enunciados:

☐ La cinética química es un área que estudia la velocidad de las reacciones químicas y los factores que la afectan.

☐ La concentración, la temperatura y la catálisis afectan inversamente la velocidad de reacción.

☐ La velocidad de reacción se expresa en unidades de normalidad por segundo.

☐ Una gráfica de molaridad contra tiempo muestra que la velocidad aumenta conforme avanza la reacción.

☐ Un catalizador es una sustancia que disminuye la velocidad de una reacción y sufre cambios químicos en su estructura.

5. Responde: ¿cuáles son los factores que afectan la velocidad de reacción?

Analiza y resuelve

6. La energía mínima que se requiere para iniciar una reacción química se llama energía de activación, E_a. Este valor varía de una reacción a otra.

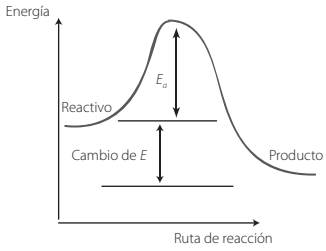


Diagrama de energía para una reacción

Con base en la gráfica responde:

a) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? Justifica tu respuesta.

b) ¿Cuál tiene más energía, el reactivo o el producto? ¿A qué se debe?

c) ¿El cambio de energía tiene efecto sobre la velocidad de la reacción? Explica.

d) ¿La reacción inversa es exotérmica o endotérmica? ¿Cómo lo sabes?

7. En la naturaleza y en la industria existen procesos químicos que suceden con rapidez. Por ejemplo, el sodio metálico (Na) reacciona violentamente con el agua y el vinagre reacciona casi de inmediato al entrar en contacto con el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$). También existen reacciones que ocurren en intervalos largos, por ejemplo, la reacción entre el vinagre y la cáscara de huevo. Responde:

a) ¿Cómo se puede controlar la velocidad de las dos primeras reacciones químicas mencionadas?

b) ¿Cómo se puede acelerar la velocidad de esta última reacción?

 © Santillana

8 Si quieres quemar un trozo de madera rápidamente es mejor partirlo en pedazos. Así mismo, si el trozo de madera se pulveriza, el aserrín que se forma se incendia con gran rapidez. ¿Qué sucede con el tamaño del material y la superficie de las partículas al entrar en contacto con el aire en el proceso de combustión?

9 Cuando respiras, saltas, corres, te asustas o realizas cualquier actividad física, se producen cientos de reacciones químicas en tu cuerpo a gran velocidad. Estos procesos no serían posibles sin la acción de las enzimas. Responde:

a) ¿Qué sucedería a nuestro cuerpo si dejara de producir enzimas?

b) ¿Qué consecuencias ocasionaría en nuestro metabolismo la ausencia de enzimas?

Problemas basicos

10 En los seres vivos se llevan a cabo muchas reacciones químicas que hacen parte de su metabolismo. En los seres humanos cada reacción ocurre a una velocidad particular y a una temperatura promedio de 37 °C. Responde:

a) ¿Qué sucede con la velocidad de las reacciones si la temperatura corporal aumenta a 40 °C?

b) ¿Cómo influye en la velocidad de las reacciones una disminución de la temperatura corporal por debajo de 30 °C?

11 La vesícula biliar produce un líquido conocido como bilis, esta sustancia es la encargada de fragmentar las moléculas de grasa que ingerimos diariamente. ¿Cómo influye este proceso en la digestión?

12 En las siguientes fotografías se observan tres reacciones químicas que ocurren en diferentes intervalos de tiempo.



a) Responde: ¿Cuál de estos procesos químicos ocurre a mayor velocidad?

b) Ordena los cuatro cambios químicos de mayor a menor velocidad de reacción.

c) Plantea un diseño experimental que te permita justificar la organización planteada en el numeral b.

13 Algunas reacciones para iniciar requieren energía de activación, por ejemplo, el gas doméstico, para que encienda, requiere una chispa. Describe, con un dibujo, lo que sucede durante este proceso.

Problemas de profundización

14 Imagina que en el laboratorio de química tienes tres vasos de precipitados con 25 mL de solución de sulfato cúprico ($CuSO_4$) cada uno. Al primero le agregas una granalla de zinc; al segundo, limaduras de zinc y al tercero, zinc en polvo.



a) ¿Existen variaciones en la velocidad de reacción en los tres recipientes?

b) ¿Cómo influye la superficie de contacto en la velocidad de reacción? Justifica tu respuesta mediante un modelo.

15 En la naturaleza se llevan a cabo miles de reacciones.

a) ¿Todas ocurren a la misma velocidad?

b) ¿Por qué la explosión de pólvora es instantánea, mientras que la formación de depósitos coralinos es un proceso que se desarrolla lentamente?

Actividades

Verifica conceptos

1. Las reacciones químicas son procesos que se realizan en todo momento. Responde:
   a) ¿Es posible que todas puedan alcanzar el estado de equilibrio?
   b) ¿A qué se debe?
   c) ¿Se puede modificar la situación de equilibrio químico de un sistema o, una vez que se alcanza, el sistema permanece inamovible? Explica tu respuesta.

2. Establece la dirección en la cual cada uno de los siguientes sistemas en equilibrio se desplazaría con la aplicación de cada uno de los factores que aparecen después de la ecuación:
   a) $2NOBr_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Br_{2(g)}$ Adición de un catalizador
   b) $2NH_{3(g)}\ 3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons$ Aumento de la concentración de $N_{2(g)}$
   c) $BaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ Eliminación del CO_2
   d) $C_{(s)} + CO_2 \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$ Endotérmica, disminución de temperatura

3. Establece diferencias entre velocidad de reacción y equilibrio químico.

4. Explica: ¿Una fogata es un ejemplo de equilibrio químico? Justifica tu respuesta.

5. Al aumentar la concentración de los reactivos en estado gaseoso o la presión y la temperatura.
   a) ¿El sistema en equilibrio se modifica?
   b) ¿Qué significado tiene cada cambio de acuerdo con el principio de Le Châtelier?
   c) ¿Qué sucedería si se adiciona un catalizador?

6. Expresa la constante de equilibrio para las siguientes ecuaciones:
   a) $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2SO_{4(l)}$
   b) $Fe_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons FeO_{(s)}$
   c) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

7. Determina cuál de los anteriores equilibrios son heterogéneos y cuáles son homogéneos.

Analiza y resuelve

8. El estado de equilibrio consiste en que la velocidad con que se forma el producto es la misma con la que se descompone, dando lugar a las reacciones reversibles. Muchas de las reacciones químicas que ocurren en nuestro cuerpo son procesos reversibles, por ejemplo, la unión del oxígeno a la hemoglobina para formar oxihemoglobina, necesaria para transportar el oxígeno a todas nuestras células. ¿Qué otras reacciones de nuestro cuerpo son reversibles? Explica tu respuesta.

9. Explica los efectos de los cambios de temperatura sobre la constante de equilibrio, completando el siguiente cuadro:

Reacción	Cambio de t°	Efecto sobre K_e
Exotérmica	Incremento	
Exotérmica	Disminución	
Endotérmica	Incremento	
Endotérmica	Disminución	

Problemas básicos

10. Un ingeniero químico debe diseñar una planta piloto para la fabricación de cloro, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(g)} + 2Cl_{2(g)}$$

Responde: ¿qué le sugerirías para obtener un mayor rendimiento en la producción de cloro?

11. El monóxido de carbono es un gas incoloro e insípido que contamina el aire. Se origina por la combustión incompleta de los derivados del petróleo, de la biomasa en los incendios forestales y, en menor medida, del tabaco. Cuando una persona inhala monóxido de carbono se produce la carboxihemoglobina. Plantea la reacción que se lleva a cabo y responde:
   a) ¿Es un proceso reversible? Explica.
   b) ¿Es un sistema en equilibrio? Explica.
   c) ¿Qué sucede si una persona inhala una gran cantidad de CO?

 © Santillana

12 La formación de trióxido de azufre ocurre mediante la siguiente reacción reversible:

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$$

En un sistema en equilibrio que se encuentra confinado en un recipiente de 12 L a 25°, se tienen 0,024 mol de SO_3, 3,6 mol de SO_2 y 1,2 mol de O_2. Calcula la constante de equilibrio para el sistema.

13 A una temperatura determinada, en un recipiente de 1 L, se hacen reaccionar 0,6 mol de NO y 0,6 mol de Br_2 con el fin de obtener NOBr. Cuando la reacción alcanza el equilibrio se obtiene NOBr a una concentración de 0,18 M. Determinar el valor de K_e para esta reacción química.

14 Para el equilibrio:

$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$ a 225 °C, K = 10,2

¿qué concentración de $CH_3OH(g)$ está en equilibrio con el $CO_{(g)}$ a una concentración de 0,10 moles/litro y $H_{2(g)}$ a una concentración de 0,025 mol/litro?

Problemas de profundización

15 Se tiene la siguiente reacción química en un recipiente de 1 L a 454 °C y una $K_e = 50{,}8$.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons HI_{(g)}$$

Cuando se alcanza el equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos son [HI] = 0,75 M, $[H_2]$ = 0,09 M y $[I_2]$ = 0,09 M. Si se añade 0,45 mol de HI, ¿cuáles serán las concentraciones cuando se establezca nuevamente el equilibrio?

16 En la reacción química:

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Se tienen en equilibrio 1,45 moles de PCl_5, 0,55 moles de PCl_3 y 0,55 moles de Cl_2 en un recipiente de 5 L. ¿Cuáles serán las concentraciones en el nuevo equilibrio, si una vez alcanzado el primero añadimos 1 mol de Cl_2 al matraz? ($K_e = 0{,}042$)

17 Se hacen reaccionar 7 g de H_2 con 100 g de flúor, F_2, a 400 K. Después de haber alcanzado el equilibrio, el análisis indica que el recipiente contiene 54 g de HF. ¿Cuántos moles de hidrógeno, flúor y ácido fluorhídrico están presentes en la mezcla?

18 Explica cómo se alcanza el equilibrio cuando se mezclan por primera vez las sustancias X y Y de acuerdo con la ecuación:

$$X + Y \rightleftharpoons W + Z$$

19 En un sistema en equilibrio, se puede considerar a la energía como reactivo, en un proceso endotérmico, o como producto, en un proceso exotérmico, para predecir la dirección del desplazamiento. En el siguiente sistema en equilibrio:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)} + \text{energía}$$

Responde:

a) ¿Qué sucede al elevarse la temperatura?

b) ¿Qué sucede al disminuir la temperatura?

20 En el siguiente sistema en equilibrio:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

a) ¿Qué ocurre si se inyecta de manera repentina 1.000 mol/L de N_2?

b) ¿Qué ocurre si se extrae 1 mol/L de NH_3?

21 Si se tiene el siguiente sistema en equilibrio:

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$$

2 moléculas gaseosas $\rightleftharpoons$ 1 molécula gaseosa

a) ¿Qué sucede al disminuir el volumen?

b) ¿Cómo se puede disminuir el volumen?

22 En la actualidad, existe una gran preocupación por la utilización de compuestos clorofluorocarbonados, empleados en la refrigeración, el aire acondicionado y los aerosoles, que provocan daño en la capa de ozono, que es la responsable de filtrar los rayos ultravioleta provenientes del Sol. Responde:

a) ¿Qué consecuencias trae para los seres vivos el deterioro de la capa de ozono?

b) ¿Crees posible que el avance científico encuentre solución a este problema? Justifica tu respuesta.

23 Explica cómo afecta la temperatura el siguiente equilibrio químico:

$$(Co(OH)_2)_6^{+2} + 4Cl^- \rightleftharpoons (CoCl_4)^{-2} + H_2O$$

24 Determina cómo se afectaría el equilibrio químico de la reacción anterior si añadimos cloruro de sodio al sistema.

25 Las plantas, al realizar la fotosíntesis, absorben energía solar y sintetizan azúcar según la siguiente reacción:

$$6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)} \rightleftharpoons C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)}$$

Analiza y responde: ¿Un aumento de temperatura y el uso de la levadura como catalizador tenderá a favorecer o a reducir la producción de $C_6H_{12}O_6$?

Contaminación e intoxicación por METALES PESADOS

"Llegó la hora de construir tecnologías que beneficien el desarrollo de la naturaleza…"

Peter N. Stearns



Las baterías de automóviles son una fuente de contaminación por plomo (Pb).

Los metales pesados de mayor toxicidad conocidos hasta el momento son el mercurio, el plomo, el cadmio y el talio.

Las reacciones químicas son la base de una amplia gama de procesos industriales, lamentablemente en muchos de estos procesos no existe un manejo adecuado de los **residuos químicos** que se producen en las diversas etapas de cada proceso industrial. Así mismo, las actividades cotidianas de las ciudades modernas producen toneladas de desechos, muchos de ellos con características de contaminantes químicos de tipo muy tóxico. Un grupo de contaminantes químicos particularmente nocivos son los metales pesados, estos metales se denominan de esta manera por presentar un peso atómico superior a los demás metales que se encuentran en la tabla periódica, además son considerados como sustancias de alto riesgo para la salud humana debido a sus grados de toxicidad. Los metales pesados de mayor toxicidad conocidos hasta el momento son el **mercurio**, el **plomo**, el **cadmio** y el **talio**; aunque el arsénico es considerado un semimetal también hace parte de esta clasificación por los efectos generados a la salud de los seres vivos.

Algunas aplicaciones de estos compuestos tanto a nivel industrial como en el hogar corresponden a productos que utilizamos diariamente sin saberlo. Por ejemplo, el plomo, el mercurio y el cadmio son empleados en la fabricación de baterías, pinturas y algunos productos cerámicos. El cromo es utilizado ampliamente en industrias de curtido de cueros.

Los efectos que genera en los seres vivos la utilización de estas sustancias dependen, en gran parte, de sus niveles de toxicidad. Por ejemplo, la reacción química entre el mercurio y los aminoácidos con el grupo sulfhídrilo (—SH), como la cisteína forman compuestos insolubles que inactivan esta enzima. Este metal precipita y desactiva enzimas indispensables para el metabolismo normal. Otra enfermedad muy conocida es el **saturnismo** o **plumbosis** ocasionada por intoxicación con plomo (Pb), y que produce anemia debido a que el plomo en la sangre bloquea la síntesis de hemoglobina y, por lo tanto, altera el transporte de oxígeno a la sangre y demás órganos del cuerpo. El plomo es un metal pesado neurotóxico, lo que significa que circula por todo el organismo y ocasiona daños neurológicos irreversibles si llega al cerebro.



Diversos productos que empleamos en la vida diaria como las baterías contienen metales pesados.

© Santillana



Analizo y concluyo

- Explica cómo actúan los agentes quelantes en las intoxicaciones con metales pesados.
- Realiza un listado de productos que presenten en su composición metales pesados.
- Explica qué tipo de efectos genera la intoxicación por metales pesados.

Fortalezco mis valores...

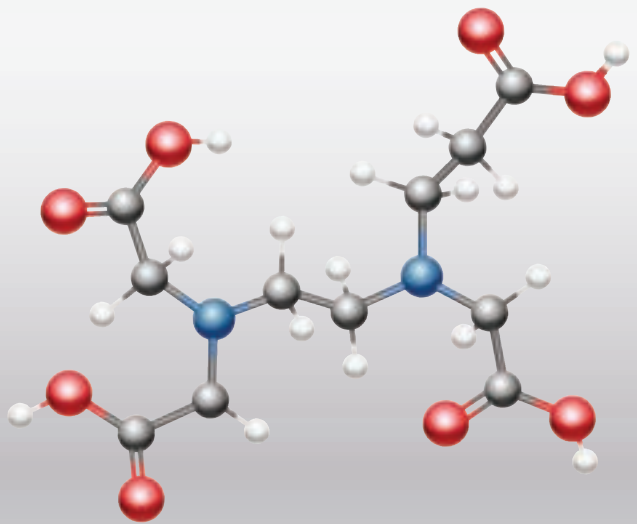
- ¿Qué elementos y medidas de protección debo tener al momento de manipular productos que contengan metales pesados?
- ¿Qué tipo de estrategias debo generar para disminuir la contaminación por metales pesados tanto en mi hogar como en el colegio?

Gracias a los adelantos en investigaciones propias de la química, se están empleando, para el tratamiento de intoxicaciones con metales pesados, los denominados **agentes quelantes**. Estas sustancias orgánicas actúan como antídotos mediante una reacción de quelación que consiste en atrapar el metal dentro de la estructura química de la molécula del agente quelante y formar un compuesto complejo, que luego puede ser eliminado fácilmente del organismo.

La palabra *quelante* surge del griego "**Chela**" que significa "**garra**", y hace alusión a la propiedad de los agentes quelantes de atrapar iones metálicos como si los atrapara con unas garras.

El primer agente quelante que se empleó como antídoto fue el **BAL** (Bristish Anti-Lewisite), un compuesto derivado del glicerol capaz de quelar el arsénico presente en un gas de guerra llamado **Lewisita**. Actualmente, el agente quelante más utilizado en el tratamiento de intoxicaciones por metales pesados es el **EDTA** o **ácido etilendiaminotetracético**. La sal de calcio del EDTA se suministra por vía intravenosa de forma que el complejo EDTA-Pb lo elimina fácilmente del organismo a través de la excreción. Las reacciones de quelación de metales pesados son un buen ejemplo de las aplicaciones de las reacciones químicas y sus equilibrios en la medicina.

A diario, grandes cantidades de sustancias tóxicas como los metales pesados viajan a través de los diferentes ciclos ecológicos provocando alteraciones serias en el equilibrio ambiental del planeta que desembocan en graves trastornos de salud para quienes habitan en él. En este sentido, la contaminación del agua y del aire se ha convertido en un problema ambiental que cada día toma más fuerza. Lo más importante frente a esta problemática es romper la indiferencia y generar conciencia frente a las acciones que diariamente realizamos, por ejemplo, reciclar materiales con metales pesados; caso concreto, las pilas.





¿Por qué algunas reacciones ocurren más rápido que otras?

En la vida diaria hemos observado reacciones que ocurren muy rápido, como los fuegos artificiales, o el cambio de color de una solución cuando adicionamos un reactivo. En otros casos, las reacciones ocurren tan lentamente, que solo percibimos que hubo un cambio, transcurrido un largo tiempo. En esta práctica observarás la **velocidad** de algunas reacciones.

Conocimientos previos

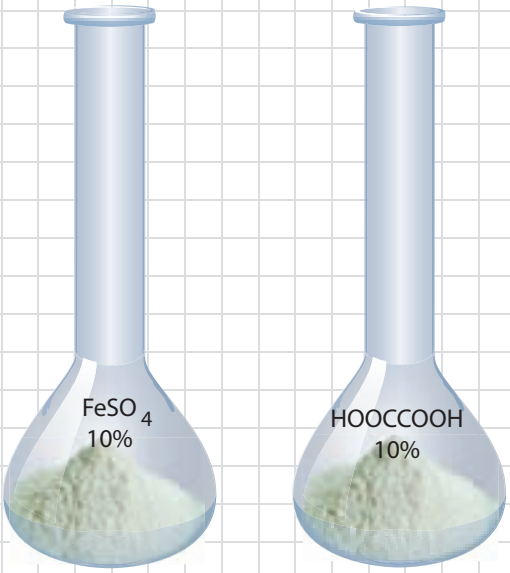
Velocidad de reacción, teoría de las colisiones.

Reactivos

- Agua destilada
- Ácido oxálico, HCOOCOOH
- Ácido sulfúrico, H_2SO_4
- Permanganato de potasio, $KMnO_4$
- Sulfato ferroso, $FeSO_4$

Materiales

- 3 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 2 vasos de precipitados de 250 mL
- 2 balones aforados de 100 mL
- 1 espátula
- 1 balanza
- 1 probeta de 100 mL



Experimento

Procedimiento

1. En un balón aforado de 100 mL prepara 100 mL de sulfato ferroso al 10%, y en otro, 100 mL de solución de ácido oxálico al 10%.
2. Vierte 10 mL de agua destilada en un tubo de ensayo y adiciona un cristal de permanganato de potasio; agita hasta que la disolución sea completa. Luego, adiciona 2 gotas de ácido sulfúrico al 50% y vuelve a agitar. Observa lo que ocurre.
3. Reparte la solución en dos tubos de ensayo y márcalos como A y B, respectivamente. Al tubo A adiciona 2 mL de solución de sulfato ferroso y al tubo B agrega 2 mL de solución de ácido oxálico. Agita suavemente y mide el tiempo de reacción.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿En cuál de los tubos ocurrió primero la reacción? ¿Por qué?
2. ¿Los enlaces químicos que se establecen entre las siguientes reacciones influyen en la velocidad de reacción?
3. ¿Por qué el sulfato ferroso y el ácido oxálico presentan diferente velocidad de reacción ante el mismo agente oxidante?
4. ¿Qué reacciones rápidas has observado en la vida diaria?
5. ¿Cuáles reacciones son rápidas y cuáles son lentas en los seres vivos?

© Santillana

¿Qué factores afectan la velocidad de una reacción?

La velocidad de las reacciones químicas se afecta por **factores** como la concentración de los reactantes, la superficie de contacto, la temperatura, la presencia de catalizadores y la naturaleza de los reactivos.

En esta práctica, evidenciarás cómo se puede **afectar la velocidad de una reacción**.

Conocimientos previos

Cinética química y factores que alteran la velocidad de reacción.

Reactivos

- Vinagre diluido, CH_3COOH
- Agua

Materiales

- Tabletas efervescentes
- Fósforos
- 2 huevos
- 1 mortero con pistilo
- 4 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 esponjilla de acero
- 1 puntilla grande de acero
- 1 pinza para crisol
- 1 mechero
- 1 cronómetro

Experimento 1

Procedimiento

1. Vierte 100 mL de agua en un vaso de precipitados de 250 mL y adiciona una pastilla efervescente. Observa lo que ocurre y mide el tiempo de reacción (fotografía 1).
2. Con ayuda del mortero y el pistilo, tritura una tableta efervescente, repite el paso 1. Observa la rapidez de la reacción.

Experimento 2

Procedimiento

1. Toma la puntilla de acero con la pinza para crisol e introdúcela en la llama del mechero hasta que adquiera un color rojo. Observa lo que ocurre.
2. Repite el paso 1, utilizando la esponjilla de acero.

Experimento 3

Procedimiento

1. Agrega 5 mL de vinagre en un vaso de precipitados de 250 mL y adiciona 95 mL de agua.
2. Sumerge un huevo en la solución anterior y observa la formación de burbujas (fotografía 2).
3. Repite los pasos 1 y 2, utilizando vinagre puro. Observa lo que ocurre.


1


2

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Qué factores influyen en la velocidad de reacción de los experimentos 2 y 3?
2. ¿Cuál reacción se lleva a cabo con mayor velocidad en el experimento 1?
3. ¿Cuál es la reacción más lenta en el paso 3?
4. ¿Qué cambios químicos le ocurren a la esponjilla y a la puntilla en experimento 2?
5. ¿Cómo alteran los catalizadores la velocidad de reacción?

¿Cómo ocurre un equilibrio químico?

Algunas reacciones químicas son reversibles, esto significa que al comienzo de la reacción, los reactivos forman productos (**reacción directa**), y tan pronto como se forman las moléculas del producto, estas reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos, iniciando la reacción inversa. El equilibrio químico se alcanza cuando las velocidades de las reacciones, directa e inversa, se igualan y las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes. En esta práctica, observarás una **reacción química en equilibrio** y la alteración que sufre al cambiar algún factor del sistema.

Conocimientos previos

Equilibrio químico y principio de Le Châtelier.

Reactivos

- Tiocianato de potasio
- Cloruro férrico, $FeCl_3$
- Cloruro de sodio, NaCl
- Cloruro cúprico, $CuCl_2$
- Sulfato de magnesio, $MgSO_4$

Materiales

- 1 vaso de precipitados de 250 mL
- 7 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 1 agitador de vidrio
- 1 pipeta graduada de 5 mL
- 1 espátula



Experimento

Procedimiento

1. Prepara 50 mL de solución diluida de tiocianato, KSCN, en un vaso de precipitados y adiciónale 3 gotas de solución de cloruro férrico. Registra tus observaciones.
2. Vierte 10 mL de la solución anterior en cuatro tubos de ensayo.
3. Toma otros tres tubos de ensayo para preparar soluciones diluidas de cloruro de sodio, cloruro cúprico y sulfato de magnesio.
4. Vierte 2 mL de cada una de estas soluciones en tres de los tubos que contienen tiocianato. El otro tubo déjalo como patrón.
5. Observa cada tubo cuidadosamente a la luz, en sentido vertical y horizontal.
6. Envuelve cada tubo con papel filtro y añade 2 mL más de las soluciones del numeral 3. Registra tus observaciones.

Análisis de resultados

Responde:

La reacción que ocurre entre el cloruro férrico y el tiocianato es la siguiente:

$$FeCl_3 + KSCN \longrightarrow KCl + Fe(SCN)Cl_2$$

1. ¿Qué puedes deducir de esta ecuación con respecto a los cambios observados en el procedimiento?
2. ¿Cómo se comporta cada una de las sales que añadiste a la solución de tiocianato y cloruro férrico?
3. ¿Son iguales los colores que observas en sentido vertical y horizontal?
4. ¿Observas algún cambio al agregar más solución?
5. ¿Qué aplicación encuentras a este comportamiento?

© Santillana



¿Cómo se afecta la velocidad de reacción de las enzimas?

Cada una de las reacciones químicas que se producen en el interior de las células son catalizadas y reguladas por **enzimas** específicas. Estas reacciones están acopladas de manera que la ocurrencia de una, es requisito para el inicio de la siguiente. Por esta razón, las enzimas, además de acelerar la velocidad de las reacciones químicas, regulan los procesos metabólicos. En esta práctica observarás cómo se puede alterar la velocidad de reacción de una enzima.

Conocimientos previos

Cinética química, factores que influyen en la velocidad de reacción y enzimas

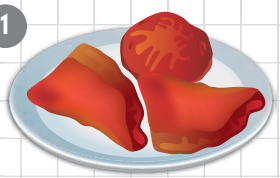
Reactivos

- Agua oxigenada, H_2O_2
- Hidróxido de sodio, NaOH
- Ácido clorhídrico, HCl

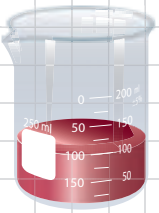
Materiales

- Hielo
- Sangre de hígado de res
- 6 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 plancha de calentamiento
- Guantes de cirugía
- 1 colador
- 1 agitador de vidrio
- 5 probetas de 100 mL

1



2



Experimento 1: acción de la catalasa sobre el peróxido de hidrógeno

Procedimiento

1. Corta el hígado de res fresco en pequeños trozos y depósitalo en un colador (figura 1). Comprime los trozos de hígado hasta obtener 100 mL de sangre (figura 2).
2. En un vaso de precipitados de 250 mL, agrega 20 mL de agua oxigenada y 20 mL de sangre de res. Observa los cambios ocurridos.

Experimento 2: efecto de la temperatura en la velocidad de reacción de una enzima

Procedimiento

1. En un vaso de precipitados de 250 mL vierte 20 mL de sangre. Coloca el vaso sobre la plancha y calienta hasta ebullición. Con cuidado, agrega 20 mL de agua oxigenada y observa los cambios ocurridos.
2. Toma otro vaso de precipitados y vierte 20 mL de sangre y tres cubos de hielo. Cuidadosamente, adiciona 20 mL de agua oxigenada. Observa lo que sucede.

Experimento 3: efecto del pH en la velocidad de reacción de una enzima

Procedimiento

1. Toma otro vaso de precipitados y vierte 20 mL de sangre y 20 mL de HCl, agita la mezcla. Luego, adiciona 20 mL de agua oxigenada y observa los cambios que ocurren.
2. En otro vaso de precipitados, agrega 5 g de NaOH y 20 mL de sangre de res; agita vigorosamente con la varilla de vidrio. Agrega 20 mL de agua oxigenada. Observa los cambios ocurridos.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Cómo influye la temperatura en la velocidad de reacción de una enzima?
2. ¿Cómo influye el pH en la velocidad de reacción?
3. ¿Cuál reacción fue la más rápida en el experimento 2? ¿Por qué?
4. ¿Cuál reacción fue la más lenta en el experimento 3? ¿Por qué



UNIDAD 7

Equilibrio en soluciones

Temas de la unidad

1. Equilibrio en soluciones iónicas
2. Equilibrio iónico del agua
3. Electroquímica



Para pensar…

En las últimas unidades se ha resaltado la importancia del agua y de las reacciones que se llevan a cabo en soluciones acuosas en el laboratorio de química, en el ambiente natural, en los organismos vivos, y desde luego en muchos procesos industriales que desarrollan tecnologías tendientes a mejorar la calidad de vida del hombre. Muchas de estas reacciones, involucran sustancias ácidas o básicas o sustancias ligeramente solubles en agua que en un momento dado alcanzan un estado de equilibrio. Esta situación nos permite entender y cuantificar muchos cambios que se presentan en ciertos sistemas y desde luego modificarlos para nuestro provecho. En esta unidad vamos a exponer algunos conceptos relacionados con el equilibrio iónico del agua, las diferentes teorías sobre ácidos y bases, lo mismo que sobre el fundamento teórico y las aplicaciones de los procesos electroquímicos.

Para responder…

- ¿Cuál es la diferencia entre un ácido y una base?
- ¿Cuál es la importancia biológica de mantener unos niveles estables de pH?
- ¿Conoces las ventajas y desventajas de la aplicación industrial de los procesos electroquímicos?



Figura 1. Este sencillo dispositivo se emplea para comprobar la conductividad de las soluciones de electrólitos.

1. Equilibrio en soluciones iónicas

En el siglo XVIII ya se sabía que ciertas soluciones tenían la propiedad de conducir la electricidad, por lo que más tarde se las llamó soluciones de electrólitos. A continuación, vamos a considerar algunos de las propiedades de estas soluciones, deteniéndonos en dos grupos muy especiales: las soluciones ácidas y las soluciones básicas.

1.1. Electrólitos

Un **electrólito es una sustancia que se ioniza**, es decir, que se disocia, dando lugar a los iones correspondientes. El resultado es una solución conductora de la corriente eléctrica. Ejemplos de solución de electrólitos son las soluciones acuosas de sales, ácidos o bases.

Cuando un soluto no se disocia en iones, sino que por el contrario conserva su naturaleza molecular, se forma una solución que no conduce la corriente eléctrica. Este tipo de soluciones se conocen como **soluciones moleculares** o de **no electrólitos**. La mayoría de las sustancias orgánicas, como hidrocarburos y azúcares, forman soluciones de no electrólitos.

Los electrólitos se dividen teniendo en cuenta un criterio cualitativo en electrólitos fuertes y electrólitos débiles. Los **electrólitos fuertes** son compuestos que se disocian prácticamente en su totalidad, dando lugar a soluciones que conducen bien la corriente eléctrica. Por el contrario, los **electrólitos débiles** son sustancias que se ionizan solo en pequeñas proporciones, con lo cual parte de las moléculas originales no se disocian y por tanto no contribuyen a la conducción de corrientes eléctricas, dando origen a soluciones que no conducen adecuadamente la electricidad (figura 1).

Hay tres clases de electrólitos fuertes:

- **Los ácidos fuertes**: son ácidos que forman soluciones acuosas diluidas, en las cuales cerca del 100% de las moléculas se ionizan. Los más comunes son el ácido sulfúrico (H_2SO_4), el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido bromhídrico (HBr), el ácido perclórico ($HClO_4$) y el ácido yodhídrico (HI).

  Los ácidos fuertes existen casi exclusivamente como iones en soluciones acuosas diluidas, como en el siguiente ejemplo:

  $$H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 2H^+_{(ac)} + SO^{2-}_{4\,(ac)}$$

  ac: medio o solución acuosa

- **Las bases fuertes**: se forman generalmente con los metales del grupo IA y algunos del grupo IIA, siendo las más comunes hidróxidos metálicos solubles. Al igual que los ácidos fuertes, las bases fuertes se caracterizan porque se ionizan casi completamente en soluciones acuosas diluidas, como se muestra a continuación para el hidróxido de sodio (NaOH) en solución acuosa:

  $$NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

- **Las sales solubles**: la mayor parte de las sales solubles son compuestos iónicos, tanto en estado sólido como en solución. Por ejemplo, el proceso de disociación para el cloruro de sodio se puede representar así:

  $$NaCl_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

 © Santillana

1.2 Equilibrios de solubilidad

Como acabamos de mencionar, en soluciones de electrólitos fuertes, la totalidad de las moléculas se encuentran disociadas, es decir, las reacciones que describen el proceso de disolución ocurren principalmente hacia la derecha, como por ejemplo en el siguiente caso:

$$HCl_{(ac)} \longrightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

Se trata de sistemas que no están en equilibrio, pues la velocidad hacia la derecha es varias veces superior a la velocidad hacia la izquierda.

Por el contrario, en una solución de un electrólito débil, parte de las moléculas se halla disociada y parte conserva su estado molecular, situación en la cual se alcanza un estado de equilibrio (figura 2). Para el ácido acético podemos representar esta situación como sigue:

$$CH_3COOH_{(ac)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(ac)} + H^+_{(ac)}$$

Veamos a continuación el proceso de disociación de las tres clases principales de electrólitos: ácidos, bases y sales.

- **Disociación de ácidos**. Cuando estas sustancias se disuelven en agua, son atraídas por los polos positivo y negativo de la moléculas de agua, con lo cual se produce la disociación de la molécula de ácido. Durante este proceso se liberan iones H^+, llamados **hidrogeniones**. Se trata de átomos de hidrógeno, que al carecer del electrón correspondiente actúan como partículas positivas o protones.

  La disociación de un ácido cualquiera se puede representar así:

  $$HA_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + A^-_{(ac)}$$

  Si el ácido es un electrólito fuerte, la disociación se produce en un 100% y la probabilidad de la reacción reversible es prácticamente nula. Si el ácido es un electrólito débil, los iones formados tienden a agruparse nuevamente, haciendo que se establezca un equilibrio entre el ácido y los iones. Como en cualquier situación donde se presente un estado de equilibrio, se puede calcular la constante de equilibrio para la solución, denominada **constante de disociación, K_d**. Cuando se trata de un ácido, se le llama **constante de acidez, K_a**. Para la reacción anterior:

  $$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

- **Disociación de bases.** Es un proceso similar al descrito para sustancias ácidas, pero donde se liberan iones OH^- o hidróxilo. Para bases débiles, se establece rápidamente un estado de equilibrio iónico, para el cual se tiene una constante de disociación, conocida como **constante de basicidad, K_b** (figura 3). En forma general el proceso para una base se representa así:

  $$MOH_{(ac)} \rightleftharpoons M^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

  Donde K_b será igual a:

  $$K_b = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]}$$



Figura 2. Los jugos de los cítricos son sustancias ácidas.

EJERCICIO

1. Escribe la ecuación de disociación para los siguientes electrólitos: $HNO_{3(ac)}$, $HBr_{(ac)}$ y $KOH_{(ac)}$.
2. Plantea un modelo para explicar la manera como viaja la electricidad a través de una solución de electrólitos fuerte.



Figura 3. La mayoría de los jabones y detergentes son de carácter básico.

$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$
$Kps = [Ag^+][Cl^-]$ $\quad Kps = 1{,}7 \cdot 10^{-10}$

$BaF_{2(s)} \rightleftharpoons Ba^{2+}_{(ac)} + 2F^-_{(ac)}$
$Kps = [Ba^{2+}][F^-]^2$ $\quad Kps = 1{,}0 \cdot 10^{-8}$

$Ca_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftharpoons 3Ca^{2+}_{(ac)} + 2PO^{3-}_{(ac)}$
$Kps = [Ca^{2+}]^3[PO^{3-}_4]^2$ $\quad Kps = 2{,}0 \cdot 10^{-29}$

Figura 4. Constantes *Kps* para algunas sales.

- **Disociación de sales**. La mayoría de las sales son solubles en agua y establecen situaciones de no equilibrio, en las que todas las moléculas se hallan disociadas. En cambio, cuando una sal poco soluble se disuelve en agua, se alcanza un equilibrio entre los procesos de disolución y precipitación, según se representa en la siguiente ecuación:

$$MA_{(s)} \rightleftharpoons M^+_{(ac)} + A^-_{(ac)}, \text{ donde } K_d = [A^-] \cdot [M^+]$$

Observa que la expresión para K_d no tiene denominador, pues la especie MA es un sólido. Recordemos que la concentración molecular de los productos sólidos y de los líquidos puros no varía, y por lo tanto el valor de la constante solo depende de las concentraciones de los iones disueltos. Para las sales decimos que la constante de disociación es igual a:

$$K_d = K_e = Kps,$$

donde *Kps* es la **constante del producto de solubilidad** (figura 4).

- **Grado de disociación**. Empleamos el término **grado de disociación** (α) para cuantificar qué tanto se disocia un soluto, a se obtiene de la relación entre el número de moles disociadas y el número de moles iniciales o totales, según la expresión:

$$\alpha = \frac{\text{No. de moles que se disocian}}{\text{No. de moles totales}} \cdot 100$$

Por ejemplo, si en una solución 1 M de H_3PO_4, la concentración de $[H^+]$, una vez alcanzado el equilibrio es de 0,10 M, el grado de disociación para la solución es:

$$\alpha = \frac{\text{No. de moles que se disocian}}{\text{No. de moles totales}} \cdot 100 = \frac{0{,}10\ \text{M}}{1\ \text{M}} \cdot 100 = 10\%$$

A continuación desarrollaremos dos ejemplos de cómo calcular la constante de disociación y las concentraciones iónicas en el equilibrio.

EJEMPLOS

¿Cuál es valor de K_a de una solución 0,5 M de ácido acético (CH_3COOH), que a temperatura ambiente está disociada en un 0,6%?

En primer lugar calculamos las moles disociadas, para saber cuál es la concentración de los iones en solución.

$$\alpha = \frac{\text{No. de moles disociados}}{\text{No. de moles totales}} \cdot 100$$

Remplazando tenemos

$$0{,}6\% = \frac{\text{No. de moles disociados}}{0{,}5\ \text{(moles iniciales)}}$$

Despejando el término "No. de moles disociados", obtenemos:

$$\frac{0{,}6 \cdot 0{,}5}{100} = 0{,}0030 \text{ moles disociadas}$$

Luego la concentración de iones en disolución es $3 \cdot 10^{-3}$.

La ecuación de disociación para el sistema es:
$CH_3COOH_{(dil)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + CH_3COO^-_{(ac)}$ es:

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Ordenamos la información que tenemos así,

Concentración inicial:

$[H^+] = 0; [CH_3COO^-] = 0; [CH_3COOH] = 0{,}5$ mol/L

Concentración en el equilibrio:

$[H^+] = 3{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$[CH_3COO^-] = 3{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$[CH_3COOH] = 0{,}5 - 3{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

Remplazando tenemos:

$$K_a = \frac{(3{,}0 \cdot 10^{-3})^2}{0{,}4970} = 1{,}81 \cdot 10^{-5}$$

 © Santillana

EJEMPLOS

¿Cuál es la concentración de hidrogeniones, $[H^+]$, de una solución 0,072 M de HCN, sabiendo que su K_a es $4{,}9 \cdot 10^{-10}$?

La ecuación de disociación para el sistema es la siguiente:

$$HCN_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + CN^-_{(ac)} \quad K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

Concentración inicial: $[H^+] = 0; [CN^-] = 0;$ $[HCN] = 0{,}072$ M

Concentración en el equilibrio: $[H^+] = x; [CN^-] = x;$ $[HCN] = 0{,}072 - x$

Remplazando tenemos: $4{,}9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0{,}072 - x}$

Dado el valor de K_a se puede esperar que el valor de (x) en el denominador sea muy pequeño, por lo tanto, se puede considerar despreciable y realizar los cálculos directamente sin tenerlo en cuenta.

Entonces $x = 5{,}9 \cdot 10^{-6}$ M

Como podemos ver la concentración de

$$[H^+] = [CN^-] = 5{,}9 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

1.3 Conceptos y teorías sobre ácidos y bases

Los ácidos y las bases fueron reconocidos inicialmente por sus propiedades más simples, como el sabor: los ácidos tienen un sabor agrio, mientras que las bases son amargas. Posteriormente, se observó que estas sustancias tenían la capacidad de cambiar el color de ciertos compuestos, como el papel de tornasol y la fenolftaleína, que, por esta razón, se conocen como **indicadores**. Los ácidos viran el papel tornasol de azul a rojo y la fenolftaleína de rojo a incolora, mientras que las bases viran el papel tornasol de rojo a azul y la fenolftaleína de incolora a rosa.

Como se ha explicado ya, ácidos y bases forman soluciones de electrólitos, capaces de conducir la electricidad. No obstante, muestran propiedades químicas diferentes. Por ejemplo, los ácidos reaccionan con ciertos metales, como magnesio, zinc o hierro, produciendo hidrógeno gaseoso. Las bases por su parte no muestran este comportamiento, al tiempo que son muy buenos detergentes, presentando una textura jabonosa.

Así mismo, los ácidos y bases reaccionan entre sí dando como resultado una solución compuesta por una sal y agua, que si bien conduce la electricidad, no tiene las propiedades físico-químicas que tienen ácidos y bases independientemente.

En un intento por dar una explicación al porqué los ácidos y la bases se comportan física y químicamente como lo hacen, se han propuesto una serie de teorías sobre ellos, llamadas **teorías ácido-base**. Veamos.

Ácido		Protón		Anión
$HCl_{(ac)}$	$\rightarrow$	$H^+_{(ac)}$	+	$Cl^-_{(ac)}$
$HNO_{3(ac)}$	$\rightarrow$	$H^+_{(ac)}$	+	$NO^-_{3(ac)}$
$H_2S_{(ac)}$	$\rightarrow$	$2H^+_{(ac)}$	+	$S^{2-}_{(ac)}$
$H_2SO_{4(ac)}$	$\rightarrow$	$2H^+_{(ac)}$	+	$SO^{2-}_{4(ac)}$

Figura 5. Ecuaciones de disociación de algunos ácidos.

1.3.1 Teoría de Svante Arrhenius

El químico sueco **Svante Arrhenius** (1859-1927) formuló en 1884 el primer concepto teórico sobre el comportamiento de ácidos y bases, partiendo del efecto que tienen estas sustancias sobre el agua, cuando se encuentran formando soluciones acuosas. Arrhenius propuso que: *un ácido es una sustancia que cuando se disuelve en agua incrementa la concentración de iones hidrógeno, H^+. Mientras que, una base se define como toda sustancia capaz de incrementar la concentración de iones hidroxilo, OH^-, en solución acuosa.* La teoría de Arrhenius tenía algunas limitaciones: se restringía a sustancias en solución acuosa y al definir la condición ácida y básica a partir de la presencia de iones H^+ y OH^-, desconocía una serie de compuestos que, si bien se comportan como ácido o bases, no se componen de estos iones (figuras 5 y 6).

Bases		Catión		Ion hidroxilo
$NaOH_{(ac)}$	$\rightarrow$	$Na^+_{(ac)}$	+	$OH^-_{(ac)}$
$Ca(OH)_{2(ac)}$	$\rightarrow$	$Ca^{2+}_{(ac)}$	+	$2OH^-_{(ac)}$
$Al(OH)_{3(ac)}$	$\rightarrow$	$Al^{3+}_{(ac)}$	+	$3OH^-_{(ac)}$

Figura 6. Ecuaciones de disociación de algunas bases.

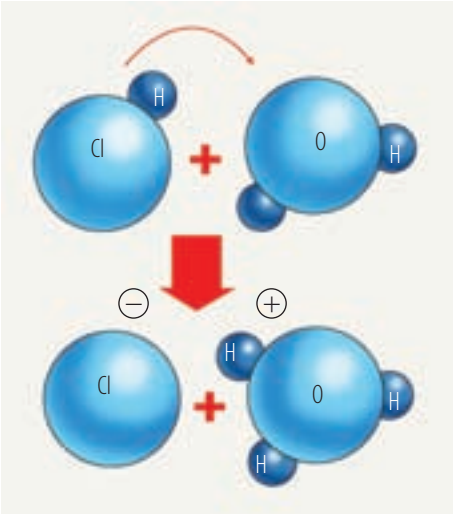


Figura 7. El HCl se comporta como un ácido según el modelo de Brönsted-Lowry, cuando transfiere un protón a una molécula de agua, la cual actúa entonces como una base.

1.3.2 Teoría de Brönsted-Lowry

En 1923, en forma simultánea, pero por separado, los químicos **Johannes Brönsted** (1879-1947) y **Thomas Lowry** (1874-1936) propusieron que las reacciones ácido-base podían ser interpretadas como transferencias de protones entre los compuestos involucrados. Sobre esta base, aportaron una definición más amplia de ácidos y bases, según la cual, **un ácido es una especie capaz de ceder uno o más protones (iones H^+), en tanto que una base es una sustancia capaz de aceptar dichos protones**.

De esta manera, cuando un ácido dona un protón, da origen a una **base conjugada**, que es una especie capaz de volver a captar el protón cedido (figura 7). Igualmente, una base se disocia para dar lugar a un ion OH^-, que es capaz de aceptar un protón, con lo que forma un **ácido conjugado**.

Estos conceptos se resumen en las siguientes reacciones esquemáticas:

$$\text{Ácido} \longrightarrow \text{Base conjugada} + H^+$$
$$\textit{Base} + H^+ \longrightarrow \textit{Ácido conjugado}$$

En este contexto, una reacción de neutralización se puede representar así:

$$\text{ácido}_1 + \text{base}_2 \longrightarrow \text{base conjugada}_1 + \text{ácido conjugado}_2$$

Veamos dos ejemplos, el primero para la disociación de un ácido, como el ácido cianhídrico y el segundo para un ácido (HCl) y una base (NH_3) (figura 8):

$$HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$$
$$HCl + NH_3 \rightleftharpoons Cl^- + NH_4^+$$

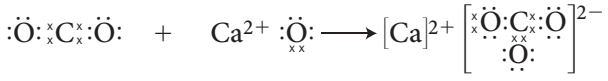
1.3.3 Teoría de Lewis

Bajo los conceptos de ácido y base planteados por el químico norteamericano **Gilbert Lewis** (1875-1946), en 1938, se alcanzó una mayor generalización, que permitió incluir dentro de la definición compuestos que antes no encajaban. Por ejemplo, la reacción entre el dióxido de carbono y el óxido de calcio constituye una interacción ácido-base, desde la teoría de Lewis, que se basa en la donación de pares de electrones en enlaces covalentes.

$$CO_2 + CaO \longrightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}$$

Así, un **ácido de Lewis** se define como **toda sustancia capaz de aceptar pares de electrones**, mientras que una **base de Lewis** es una sustancia que **puede ceder pares de electrones**.

Esta definición implica que las moléculas de los ácidos deben poseer orbitales vacíos para alojar electrones, al tiempo que las bases deben tener llenos los orbitales correspondiente, para poder ceder la pareja de electrones libres. Esquemáticamente, representamos esta situación así:



En una reacción de neutralización una sustancia con un hueco electrónico, es decir, un ácido de Lewis acepta un par de electrones cedidos por una base de Lewis. Veamos un ejemplo:

$$BF_3 + :NH_3 \longrightarrow F_3B \longleftarrow :NH_3$$

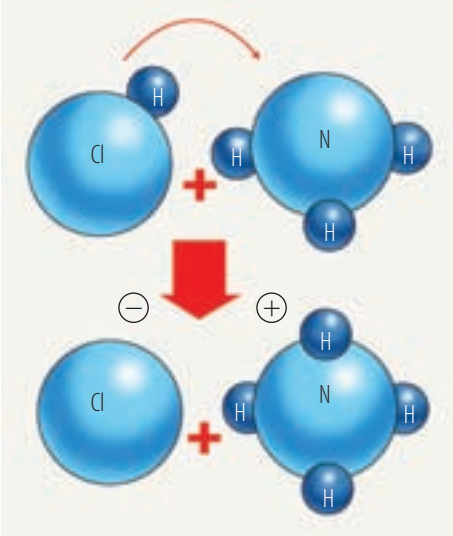


Figura 8. El NH_3 se comporta como una base cuando capta un protón de una molécula de cloruro de hidrógeno.

 © Santillana

Interpreta

1. En un cuadro comparativo, resume las características dadas a los ácidos y las bases a través de la historia.

2. Plantea la constante de acidez, K_a, para la disolución del ácido acético en el agua.

$$CH_3COOH + H_2O \longrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$$

3. Con base en la ecuación de la disolución del ácido acético en agua y la concentración del ion hidronio $[H_3O^+] = 1{,}89 \times 10^{-3}$ M, calcula la concentración de los iones acetato $[CH_3COO^-]$ y $[CH_3COOH]$, y el valor de la constante de acidez (K_a).

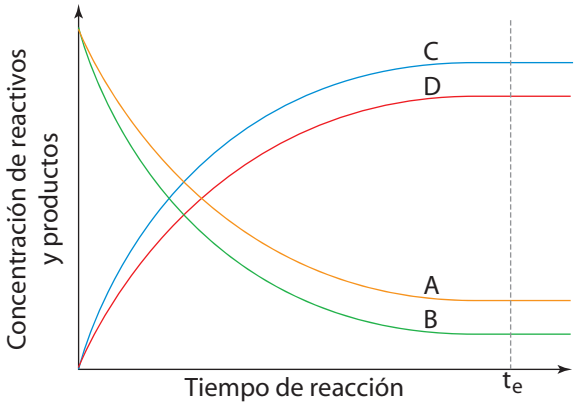
4. Explica:
   a) ¿Cómo se diferencia un electrólito de otra sustancia?
   b) ¿Qué diferencias y semejanzas existen entre un electrólito débil y un electrólito fuerte? Justifica tu respuesta con ejemplos.

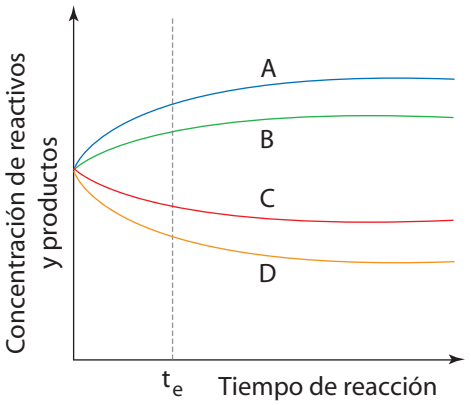
5. Completa la siguiente tabla con ejemplos.

Electrólitos fuertes	Electrólitos débiles	No electrólitos

Argumenta

6. Las siguientes gráficas indican el sentido de dos reacciones químicas reversibles, una inicial y la otra inversa.
   a) Señala en cada una el punto donde se establece el equilibrio.
   b) Responde: ¿cuál es la inicial y cuál la inversa?





7. Escribe las ecuaciones químicas para la reacción de cada una de las siguientes sustancias con agua.
   a) H_3PO_4
   b) HSO_4^-
   c) HCl
   d) NH_3
   e) O^-

8. En el ejercicio anterior indica en cada caso si se trata de un ácido o una base según lo estudiado.

Propone

9. Una solución de ácido acético está ionizada en 1,5%.

   Calcula $[H^+]$ de la solución. $K_a = 1{,}8 \times 10^{-5}$.

10. La constante de basicidad, K_b, del amoníaco en agua es $1{,}8 \times 10^{-5}$. Calcula la $[OH^-]$ de una solución de NH_3 0,08 M.

11. El siguiente diagrama de Lewis muestra que el Be es deficiente en electrones puesto que no alcanza a completar ocho electrones en su orbital de valencia (octeto incompleto); por tanto, el $BeCl_2$ es un ácido de Lewis. Los electrones solitarios de Cl son difíciles de donar dada la alta electronegatividad del Cl.

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}—Be—\dot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

   Indica en cada uno de los siguientes casos si se trata de un ácido o una base de Lewis:
   a) $AlCl_3$
   b) CH_3OH



Figura 9. El agua químicamente pura es muy estable, solo una pequeñísima parte de sus moléculas experimenta el proceso de disociación.

2. Equilibrio iónico del agua

En una porción de agua pura, una pequeña parte de las moléculas se presentan disociadas y en equilibrio con las restantes no disociadas, constituyendo lo que se conoce como el **equilibrio iónico del agua**. Veamos.

2.1 Ionización del agua

El agua pura posee una reducida capacidad para conducir la electricidad, por lo que se clasifica como un electrólito débil. Esta propiedad se debe a la presencia de iones, en muy bajas concentraciones, que sólo pueden provenir de la ionización de parte de las moléculas de agua. Durante el proceso de disociación o ionización del agua, algunas moléculas actúan como ácidos y otras como bases, propiciando un intercambio de protones, según el modelo Brönsted-Lowry, como se representa a continuación:

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}.$$

La disociación del agua representa una situación de equilibrio:

$$K_e = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

En la cual, la proporción de moléculas disociadas es muy baja: cerca de una por cada quinientos millones de moléculas (figura 9). Por esta razón, la concentración de H_2O puede considerarse prácticamente constante, con lo cual podemos aplicar el principio de un sistema en equilibrio heterogéneo, donde el valor de K_e depende únicamente de las concentraciones de los iones. De esta manera obtenemos que:

$$K_e \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+] \cdot [OH^-].$$

En donde $K_e \cdot [H_2O]^2$ da lugar a una nueva constante llamada **constante del producto iónico del agua**:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

A una temperatura de 25 °C, K_w tiene un valor de $1{,}0 \cdot 10^{-14}$ (figura 10).

Dado que la concentración de iones H_3O^+ y OH^- en el equilibrio es la misma, tenemos que:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$$

De donde, $[H_3O^+] = [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-7}$ mol/L.

Según esto, las concentraciones de H_3O^+ y OH^- deben ser inversamente proporcionales, para que el valor de K_w se mantenga constante a una misma temperatura. De modo que el aumento de una, implica la disminución de la otra. Por ejemplo, si a un volumen de agua le adicionamos una pequeña cantidad de un ácido, la concentración de iones H_3O^+ se verá incrementada. Según el principio de Le Châtelier, esto causa un desplazamiento del equilibrio, por exceso de iones H_3O^+, por lo que una cierta cantidad de iones OH^- se combinarán con una parte de los iones H_3O^+, formando nuevamente agua. De esta manera, la disminución en la concentración de OH^- compensa el incremento de H_3O^+.

Temperatura (K)	K_w
273	$1{,}4 \cdot 10^{-15}$
283	$3{,}0 \cdot 10^{-15}$
293	$6{,}8 \cdot 10^{-15}$
298	$1{,}0 \cdot 10^{-14}$
333	$9{,}5 \cdot 10^{-14}$

Figura 10. Valores K_w para diferentes temperaturas.

EJERCICIO

1. Analiza la tabla de la figura 2. ¿Cómo interpretas la variación en el valor de K_w?
2. ¿Qué ocurre con el equilibrio iónico del agua químicamente pura cuando se le adicionan 0,0020 moles de NaOH?

 © Santillana

2.2 Soluciones neutras, ácidas y básicas

Todas las soluciones en las que las concentraciones de iones H_3O^+ y OH^- sean iguales a $1{,}0 \cdot 10^{-7}$, se consideran neutras, como el agua pura. Una solución con mayor concentración de iones H_3O^+ que OH^-, se considera ácida. En cambio, si la concentración de los iones OH^- es mayor que la de H_3O^+, la solución será básica. En resumen:

Solución ácida: $[H_3O^+] > [OH^-]$ $\quad [H_3O^+] > 10^{-7}$ M

Solución básica: $[H_3O^+] < [OH^-]$ $\quad [H_3O^+] < 10^{-7}$ M

EJEMPLOS

Calcular la concentración de iones $[H^+]$ de una solución de NH_4OH, 0,010 M. La solución está disociada en un 4,3%.

En este caso se trata de una solución básica, luego debemos calcular en primer lugar la concentración de OH^-, para después determinar la $[H^+]$.

Sabemos que la solución está disociada en un 4,3%, es decir, por cada 100 moles de soluto, 4,3 moles se encuentran disociadas. En este caso, tenemos 0,010 moles de NH_4OH, de las cuales, el 4,3% se han disociado:

$$100 \text{ _____ } 4{,}3$$

$$0{,}010 \text{ _____ } x$$

$$x = \frac{4{,}3 \cdot 0{,}010}{100} = 0{,}00043 \text{ moles} = 4{,}3 \cdot 10^{-4}$$

Ahora bien, según la expresión del producto iónico del agua $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$; de donde remplazando obtenemos:

$1{,}0 \cdot 10^{-14} = [H^+] \cdot (4{,}3 \cdot 10^{-4})$, por lo que,

$[H^+] = 2{,}3 \cdot 10^{-11}$

2.3 Concepto de pH

El sistema utilizado anteriormente para indicar si una solución es ácida o básica es útil pero poco práctico, pues el uso de notación científica para expresar cantidades tan pequeñas, del orden de 10^{-14} o 10^{-7} moles/L, puede resultar engorroso. Para evitar este inconveniente, el químico danés **Sörensen**, ideó una escala de grado de acidez, en la cual la concentración de iones H^+ o H_3O^+ se expresa como el logaritmo decimal de la misma cambiado de signo, que equivale al exponente o potencia de dicha concentración. Esta forma de expresar la concentración de hidrogeniones (H^+) de una solución recibe el nombre de **potencial de hidrógeno** o pH, y se expresa matemáticamente de la siguiente manera:

$$pH = -\text{Log}[H^+]$$

Pero, ¿qué significa esta expresión? Recordemos que toda potencia de diez es el logaritmo decimal de ese número. Por ejemplo, en la expresión 10^3, tres es el logaritmo de la cantidad correspondiente que es 1.000, número que a su vez es el antilogaritmo de 10^3. Así mismo 10^{-3} equivale a $1/10^3$, es decir, su inverso, en el cual la potencia o exponente es positivo. Por lo tanto, el pH es el logaritmo decimal del inverso de la concentración de H^+:

$$pH = \text{Log}\frac{1}{[H^+]}$$

Una concentración de H^+ de $1{,}0 \cdot 10^{-4}$ M, equivale entonces a un pH de:

$$pH = \text{Log}\frac{1}{(1{,}0 \cdot 10^{-4})} = 4$$

Este valor se interpreta, diciendo que la solución tiene un grado de acidez igual a 4. Debido a que el logaritmo de 1 es igual a cero (figura 11).



Figura 11. El pH se mide con un instrumento denominado pHmetro, que utiliza un electrodo muy sensible para medir el grado de acidez de una disolución.

EJERCICIO

Calcula la $[H^+]$ de una solución cuya $[OH^-]$ es $3 \cdot 10^{-4}$ M y concluye si la solución es ácida o básica.

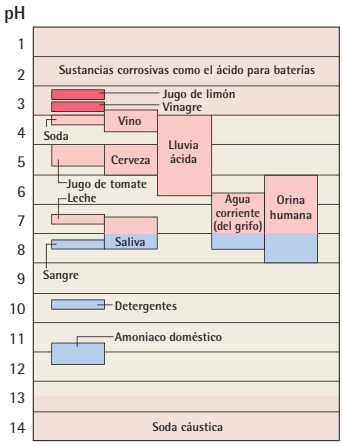


Figura 12. Escala de pH.

2.4 Concepto de pOH

De la misma manera que expresamos el grado de acidez de las soluciones, utilizando la concentración de hidrogeniones (iones H^+ o H_3O^+), podemos expresar el grado de basicidad, a partir de la concentración de OH^- en una solución. Obtenemos así otra escala, denominada pOH. Matemáticamente el pOH se representa como sigue:

$$pOH = -\text{Log}\left[OH^-\right] \text{ o } pOH = \text{Log}\ \frac{1}{\left[OH^-\right]}$$

En el inicio de la unidad se expresó el producto iónico del agua $K_w = \left[H^+\right]\left[OH^-\right] = 1 \times 10^{-14}$, si aplicamos a este los conceptos de pH y pOH podemos concluir que pH + pOH = 14.

EJEMPLOS

1. **Se tiene una solución cuya concentración de OH^- es $1{,}0 \cdot 10^{-9}$, ¿cuál es el pOH de dicha solución?**

   Si la $\left[OH^-\right] = 1{,}0 \cdot 10^{-9}$, y sabemos que

   $pOH = -\text{Log}\left[OH^-\right]$, remplazamos los términos conocidos y obtenemos:

   $pOH = -\text{Log}\,(1{,}0 \cdot 10^{-9})$

   $pOH = \text{Log}\ 1 - (\text{Log}\ 1{,}0 + (-9) \cdot \text{Log}\ 10)$

   $pOH = 0 - (0 - 9 \cdot 1) = 9$

   El grado de basicidad de la solución es 9 en escala de pOH.

2. **La concentración molar de una solución de KOH es de $1{,}0 \cdot 10^{-5}$. Calcula el pOH de la solución.**

   El KOH es una base fuerte, luego estará disociada en un 100%, de tal manera que la concentración molar de la solución corresponde a la concentración de iones OH^-:

   $\left[KOH\right] = 1{,}0 \cdot 10^{-5}$, de donde,

   $\left[OH^-\right] = 1{,}0 \cdot 10^{-5}$, por lo tanto,

   $$pOH = \text{Log}\ \frac{1}{\left[OH^-\right]}, pOH = \text{Log}\ \frac{1}{(1{,}0 \times 10^{-5})} = 5$$

3. **El pH de una solución es 12,41, ¿cuál es su pOH?**

   Recordemos la expresión para el producto iónico del agua: $K_w = \left[H^+\right]\left[OH^-\right]$ y remplacemos los valores correspondientes:

   $1{,}0 \cdot 10^{-14} = (1{,}0 \cdot 10^{-7}) \cdot (1{,}0 \cdot 10^{-7})$.

   Aplicando el logaritmo decimal a ambos lados de la igualdad tendremos:

   $\text{Log}\ 1{,}0 \cdot 10^{-14} = \text{Log}\ 1{,}0 \cdot 10^{-7} + \text{Log}\ 1{,}0 \cdot 10^{-7}$

   Resolviendo, obtenemos que:

   $14 = 7 + 7$, es decir, que pH + pOH = 14.

   Esta expresión nos permite calcular directamente el pH o el pOH cuando conocemos alguno de los dos.

   Volviendo a nuestro ejemplo, para un pH = 12,41, tendremos un pOH de 1,59.

2.5 Cálculos relativos a pH y pOH

A continuación hallaremos el pH de un ácido fuerte, el pOH de una base fuerte, el pH de un ácido débil, la $\left[H^+\right]$ a partir del pH y el pH a partir de K_b (figura 12).

EJEMPLOS

1. **Hallar el pH de una disolución 0,01 M de ácido nítrico (HNO_3).**

   Como la constante de disociación del ácido nítrico es muy alta, suponemos que, en disolución acuosa, está totalmente disociado, según la reacción:

   $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$

   Esto significa que si $\left[HNO_3\right] = 0{,}01$ M, la concentración de los iones H^+ y NO_3, es también 0,01 M.

   $$\begin{array}{ccccc} HNO_3 & \longrightarrow & H^+ & + & NO_3^- \\ 0{,}01 & & 0{,}01 & & 0{,}01 \end{array}$$

   Por lo tanto, para calcular el pH, basta remplazar en la ecuación correspondiente la $\left[H^+\right]$, de acuerdo con:

   $pH = -\text{Log}\left[H^+\right]$

   $pH = -\text{Log}\ 10^{-2} = 2$

 © Santillana

2. Calcula el pH de una disolución 0,01 M de ácido cianhídrico (HCN), cuya constante de disociación (K_a) es $4{,}9 \cdot 10^{-10}$.

Por el valor de K_a deducimos que el HCN es un ácido débil, es decir, se halla disociado parcialmente, y el equilibrio está desplazado hacia la izquierda, según la ecuación:

$$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$$

Si la concentración inicial C_o de HCN es 0,01 M, parte del ácido $(0{,}01 - x)$ se disocia originando x mol/litro de H^+ y CN^-, lo que expresamos así:

$$\begin{array}{ccccc} HCN & \rightleftharpoons & H^+ & + & CN^- \\ 0{,}01 - x & & x & & x \end{array}$$

Para calcular la $[H^+]$ nos basamos en la expresión de K_a y remplazamos los valores conocidos:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}, \text{ entonces,}$$

$$4{,}9 \cdot 10^{-10} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0{,}01 - x]}$$

Para despejar la incógnita, podemos obviar el término x de la sustracción $0{,}01 - x$. Esto es posible porque el grado de disociación dado para el valor x, es insignificante frente a 0,01. En consecuencia tenemos:

$$4{,}9 \cdot 10^{-10} = \frac{[x]^2}{0{,}01}, \text{ despejando } x^2 \text{ tenemos que,}$$

$$x^2 = 4{,}9 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}01 = 4{,}9 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-2}$$

$$x = \sqrt{4{,}9 \cdot 10^{-12}}$$

$$x = 2{,}2 \cdot 10^{-6}$$

Como x es igual a la concentración de iones H^+, el pH será: $pH = -\text{Log } 2{,}2 \cdot 10^{-6}$

$pH = -(\text{Log } 2{,}2 + \text{Log } 10^{-6}) = -0{,}342 + 6 = 5{,}65$

El procedimiento descrito es aplicable para calcular el pH de cualquier ácido débil.

3. Calcula el pH de una disolución 0,01 M de hidróxido de sodio (NaOH).

Sabemos que el NaOH es una base fuerte, por lo que en disolución acuosa está totalmente disociada, según:

$$\begin{array}{ccccc} NaOH & \longrightarrow & Na^+ & + & OH^- \\ 0{,}01 & & 0{,}01 & & 0{,}01 \end{array}$$

Como en cualquier solución acuosa existe una relación matemática entre $[H^+]$ y $[OH^-]$, podemos también calcular el logaritmo del inverso de $[OH^-]$ en la solución y obtener el pOH, de acuerdo con:

$pOH = -\text{Log}[OH^-]$ $\quad pOH = -\text{Log } 10^{-2} = 2$

Como $pH + pOH = 14$, por lo tanto, $pH + 2 = 14$, de donde deducimos que el pH de la solución de NaOH 0,01 M es 12.

Observa que la relación entre pH y pOH resulta útil para establecer de forma rápida la acidez o basicidad de una solución.

4. El pH de un limpiador para vidrios es 12. ¿Cuál es la concentración molar de iones OH^-?

Recordemos que a partir del valor del pH podemos deducir la concentración molar de iones OH^- y H^+, según:

$pH = -\text{Log}[H^+]$

$[H^+] = \text{antilog} - pH$

$[H^+] = \text{antilog} - 12$

$[H^+] = 10^{-12}$ mol/litro

En segundo lugar, aplicando la ecuación del producto iónico del agua, tenemos:

$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

$[1 \cdot 10^{-12}] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} =$$

$[OH-] = 1 \cdot 10^{-2}$ M

5. Calcula el pH de una solución 0,01 M de hidróxido de amonio (NH_4OH), cuya constante de basicidad, K_b, es 1,8 ? 10^{-5}.

Calculamos primero la $[OH^-]$. Como el NH_4OH es un base débil, debemos plantear la ecuación de equilibrio:

$$\begin{array}{ccccc} NH_4OH & \rightleftharpoons & NH_4^+ & + & OH^- \\ 0{,}01 - x & & x & & x \end{array}$$

$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH-]}{[NH_4OH]}$, donde remplazando tenemos:

$$1{,}8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}01 - x} \qquad 1{,}8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0{,}01}$$

$$x = 4{,}24 \cdot 10^{-4}$$

Como el valor de x corresponde a $[OH^-]$, podemos calcular el pOH y luego el pH.

$pOH = -\text{Log}[OH^-]$

$pOH = -\text{Log } 4{,}24 \cdot 10^{-4} = -0{,}627 + 4 = 3{,}37$

Luego, $pH + 3{,}37 = 14$ $\quad pH = 10{,}63$

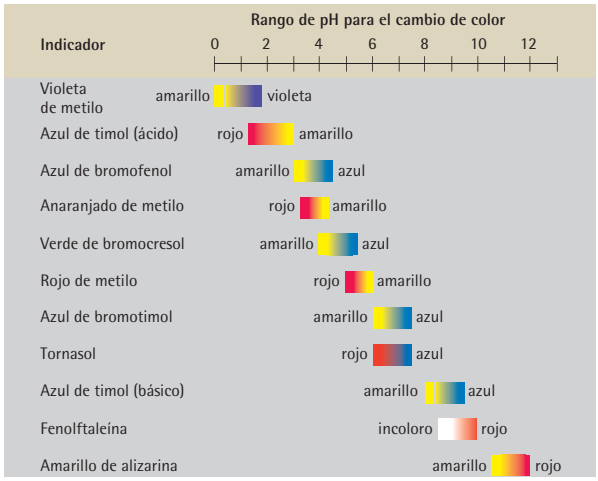


Figura 13. Rango de pH para el viraje de color de diferentes indicadores.

2.6 Indicadores de pH

De la misma forma que podemos medir el rango de acidez o basicidad de una sustancia química mediante los valores de su pH o pOH, podemos hacerlo también mediante sustancias que cambian su color, según estén en medio ácido o básico (figura 13). Estas sustancias se denominan **indicadores** y pueden usarse en forma de solución o impregnadas en papeles especiales. Los indicadores son generalmente ácidos orgánicos débiles con estructuras complejas.

La característica más importante de esta clase de sustancias es que cambian de color al variar la concentración de iones H^+, lo que obedece a ciertas modificaciones en sus estructuras moleculares. Se representan con la fórmula general HIn. Dado que los indicadores son ácidos débiles, al disociarse se alcanza un estado de equilibrio, con las formas iónicas H^+ e In^-, según se muestra en la ecuación general:

$$HIn_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + In^-_{(ac)}$$

La constante de equilibrio para esta reacción será:

$$K_e = \frac{[H^+][In^-]}{[HIn]}, \text{ luego: } \frac{K_e}{[H^+]} = \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

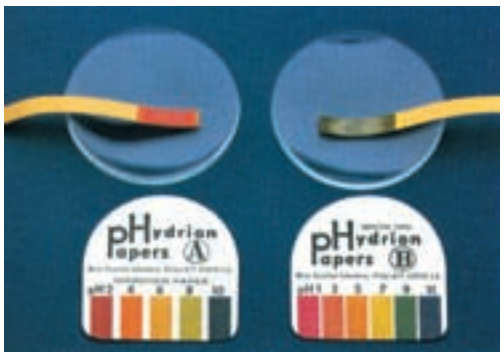


Figura 14. El indicador universal se consigue en pequeñas tiras de papel que luego se comparan con una escala patrón.

A partir de la cual resulta evidente que la razón $[In^-]/[HIn]$ es inversamente proporcional a la concentración de $[H^+]$ de la solución. Si las especies químicas In^- y HIn tienen colores diferentes, el color de la solución dependerá de cuál de las dos especies predomine en un momento dado.

Por ejemplo, la fenolftaleína en su forma no disociada, HIn, es incolora mientras que el ion In^- en solución es rojo. Por tanto, en una solución con elevada concentración de iones H^+, la razón $[In^-]/[HIn]$ será pequeña y dominará la especie incolora HIn. Por el contrario, cuando el valor de $[H^+]$ sea pequeño, dominará la especie $[In^-]$ de color rojo. Experimentalmente se ha encontrado que la fenolftaleína es incolora a un pH menor de 8,0 y roja a un pH mayor de 10. A un pH intermedio coexisten ambas formas por lo cual la coloración es levemente rosada.

El **tornasol**, sustancia de origen vegetal, es otro indicador ampliamente utilizado, que presenta coloración rosada en medio ácido (pH entre 0 y 7), morado a pH neutro (7) y azul en medio básico (pH entre 7 y 14).

Un tercer indicador de uso frecuente es el rojo congo, que muestra coloración azul frente a soluciones cuyo pH está comprendido entre 0 y 3. Por encima de este punto vira hacia el violeta, para pasar a rojo cuando el pH se aproxima a 5. Finalmente, conserva esta coloración hasta pH 14.

En las últimas décadas se desarrolló un tipo especial de indicador conocido como **indicador universal**. Consta de una solución compuesta por varios indicadores, de tal forma que se observa un cambio de color, cada vez que el pH aumenta en una o media unidad (figura 14).

El indicador universal puede usarse en forma de solución o como papel impregnado. El color que toma la mezcla indicadora se compara con una escala de color patrón para determinar a qué pH corresponde la solución que se esté probando. Una vez se ha determinado el pH, se puede calcular el valor del pOH.

EJERCICIO

Averigua qué sustancias naturales de uso cotidiano podrían usarse como indicadores ácido–base.

 © Santillana

2.7 Sistemas reguladores de pH

Los **sistemas reguladores**, llamados también **amortiguadores** o **buffer**, son soluciones con una composición tal que ayudan a mantener el pH en un intervalo limitado.

2.7.1 El efecto del ion común

El principio que explica el comportamiento regulador de las soluciones buffer, se relaciona con el **efecto del ion común**, el cual se presenta cuando un mismo ion se produce a partir de dos compuestos diferentes. Se conocen muchos sistemas en los que se presenta esta situación, dentro de los cuales, los más importantes son:

Tipo de sal	Ejemplos	Iones que se hidrolizan	pH de la solución de sal
Ácido fuerte y base fuerte	NaCl, KI, KNO_3	Ninguno	7
Ácido débil y base fuerte	CH_3—COONa, KNO_2	Anión	> 7
Ácido fuerte y base débil	NH_4Cl, NH_4ClO_4	Catión	< 7
Ácido débil y base débil	NH_4NO_2, CH_3—$COONH_4$	Anión y catión	Variable: < 7 si $K_a > K_b$ $= 7$ si $K_a = K_b$ > 7 si $K_a < K_b$

Figura 15. Comportamiento iónico de sales derivadas de diferentes ácidos y bases.

Sistema ácido débil y su sal: buffer ácido

Consideremos un sistema conformado por una solución de ácido acético (CH_3COOH) y una sal, como el acetato de sodio (CH_3COONa), producida a partir de la reacción de neutralización entre una base fuerte y el ácido acético. Las sales provenientes de un ácido o una base débiles presentan, por lo general, altos grados de disociación (figura 15), por lo que, para este ejemplo tendríamos la siguiente situación:

$$CH_3COONa_{(dil)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + CH_3COO^-_{(ac)} \quad \text{Disociación total}$$

$$CH_3COOH_{(dil)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(ac)} + H^+_{(ac)} \quad \text{Sistema en equilibrio}$$

En una solución que contenga simultáneamente CH_3COOH y CH_3COONa, los dos compuestos sirven como fuente de iones CH_3COO^-, que sería un ion común para ambas disociaciones. El CH_3COONa, completamente disociado proporciona una elevada concentración de iones CH_3COO^-, con lo cual el equilibrio entre el CH_3COOH molecular y sus iones se desplaza hacia la izquierda, para producir menor cantidad de CH_3COO^-. Por esta razón los sistemas que contienen un ácido débil y una sal del mismo ácido son siempre menos ácidas que aquellas que contienen únicamente el ácido débil.

Electrólitos fuertes	Electrólitos débiles
K muy elevada: disociación completa	K pequeña: disociación baja

Figura 16. Relación entre el valor K y el grado de disociación y la fuerza relativa entre electrólitos.

Analicemos más a fondo el equilibrio de disociación de un ácido débil:

$$HA_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + A^-_{(ac)} \text{ donde } K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$\text{Despejando } [H^+] \text{ tenemos que: } [H^+] = \frac{K_a \cdot [HA]}{[A^-]}$$

Si aplicamos el logaritmo decimal negativo a todos los términos de la ecuación, obtendremos una equivalencia para el pH de la solución, debido a la disociación del ácido:

$$-\text{Log}[H^+] = \frac{-\text{Log}\,K_a - \text{Log}[HA]}{-\text{Log}[A^-]} \text{ como } -\text{Log}\,K_a = pK_a, \text{ entonces:}$$

$$\text{pH} = pK_a + \text{Log}\frac{[A^-]}{[HA]} \text{ de donde concluimos que: pH} = pK_a + \text{Log}\frac{[SAL]}{[ÁCIDO]}$$

La anterior expresión se conoce como ecuación de **Henderson–Hassel-balch** y se aplica ampliamente para la descripción cuantitativa de sistemas amortiguadores en laboratorio y en sistemas biológicos (figura 17).



Figura 17. El pH de la sangre debe mantenerse entre 7,35 y 7,45. Pequeñas variaciones fuera de este rango pueden causar graves consecuencias.

EJERCICIO

Explica, según la tabla de la figura 7, por qué la sal de un ácido y una base fuertes tienen un alto grado de disociación.

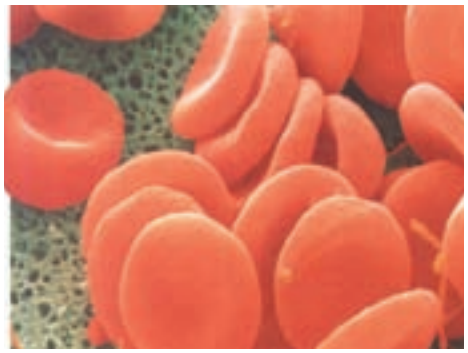


Figura 18. El transporte de oxígeno por la hemoglobina y la eliminación del gas carbónico depende en gran medida de la estabilidad del pH sanguíneo.

EJERCICIO

Menciona una aplicación industrial para los sistemas de soluciones amortiguadoras.

Sistema base débil y su sal: buffer básico

El segundo sistema amortiguador está conformado por una base débil y la sal soluble de la misma base. Un ejemplo puede ser el formado por la pareja hidróxido de amonio (NH_4OH) y su sal, el cloruro de amonio (NH_4Cl).

El NH_4Cl se disocia completamente, pero el NH_4OH solamente se disocia un poco, tal como puede apreciarse a continuación:

$$NH_4Cl_{(dil)} \longrightarrow NH^+_{4(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

$$NH_4OH_{(dil)} \rightleftharpoons NH^+_{4(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

En este sistema tanto el NH_4Cl como el NH_4OH producen iones NH^+_4, es decir, el ion común al sistema. Sin embargo, el NH_4Cl por estar disociado en un 100% aporta una gran concentración de iones NH^+_4 los cuales facilitan el desplazamiento del equilibrio de ionización del NH_4OH hacia la izquierda, de tal manera que el exceso de iones NH^+_4 se combinan con iones OH^- para producir NH_4OH, con lo que la concentración de iones OH^- disminuyen ostensiblemente, y con ello el pH de la solución será menos básico que el de una solución de la base débil únicamente.

EJEMPLOS

Calcula la concentración de OH^- y el pH de una solución acuosa formada por una mezcla de NH_4OH 0,20 M y NH_4Cl 0,10 M. La constante de basicidad de la base, K_b, es $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

En primer lugar escribimos las ecuaciones de disociación para la sal y la base:

$$NH_4Cl_{(dil)} \longrightarrow NH^+_{4(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

$$NH_4OH_{(dil)} \rightleftharpoons NH^+_{4(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Establecemos las condiciones iniciales y finales para los dos sistemas:

Especies	Concentración inicial	Concentración final
$NH_4Cl_{(dil)}$	0,10 mol/L	0
$NH^+_{4(ac)}$	0	0,10 mol/L
$Cl^-_{(ac)}$	0	0,10 mol/L
$NH_4OH_{(dil)}$	0,20 mol/L	$0{,}20 - x$
$NH^+_{4(ac)}$	0	x
$OH^-_{(ac)}$	0	x

Se observa que la concentración final de NH^+_4 es igual a 0,10 mol + x, que corresponde a la suma de las concentraciones de NH^+_4 aportadas por la sal y la disociación parcial de la base.

Escribimos la expresión para K_b del NH_4OH y tenemos:

$$K_b = \frac{[NH^+_4] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$$

Remplazando tenemos:

$$1{,}8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0{,}10 + x) \cdot (x)}{(0{,}20 - x)}$$

Por apreciación visual del valor de K_b se evidencia que la magnitud de (x) es muy pequeña, de donde, podemos suponer que $(0{,}10 + x)$ es aproximadamente igual a 0,10. Igualmente $(0{,}20 - x)$ puede aproximarse a 0,20, por lo que la operación se reduce a:

$$1{,}8 \cdot 10^{-5} = \frac{0{,}10 \cdot x}{0{,}20}$$

De aquí obtenemos que $[OH^-] = 3{,}6 \cdot 10^{-5}$, por lo tanto, el pOH será:

$pOH = -\text{Log}\,[OH^-]$

$pOH = -\text{Log}\,(3{,}6 \cdot 10^{-5})$

$pOH = 4{,}44$

Luego, $pH = 14{,}0 - 4{,}44$ $\qquad pH = 9{,}56$

Una solución conformada sólo por NH_4OH tiene un pH de 11,28. Esto nos muestra que el sistema amortiguado reduce el valor del pH en 1,72 unidades. Aún cuando esta diferencia parece más bien insignificante, a nivel biológico e industrial, la supervivencia de un sistema depende muchas veces de esas pequeñas variaciones de pH y pOH (figura 10).

 © Santillana

2.7.2 Soluciones amortiguadoras

Vimos que la acción reguladora de las soluciones buffer o amortiguadoras se relaciona con el efecto del ion común. El ion común tiene la capacidad de regular el pH gracias a que puede reaccionar con iones H^+ o OH^-, según se trate de una solución amortiguadora ácida o básica. Esta propiedad se debe a que el ion común es el par conjugado de la base o el ácido débil que componga la solución reguladora (figura 19).

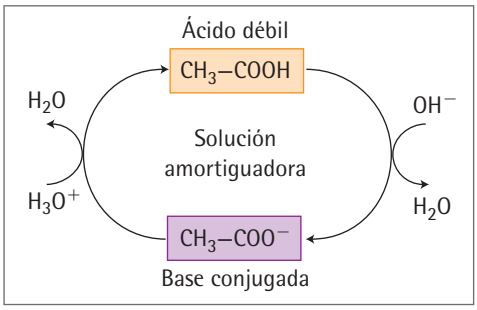


Figura 19. Funcionamiento esquemático de un sistema amortiguador de ácido acético y su base conjugada.

Podemos entonces afirmar en términos generales que una solución amortiguadora es una mezcla de pares ácido–base conjugados, que mantiene los niveles de pH dentro de un rango estrecho de valores. Sistemas de este tipo se obtienen, como mencionamos en páginas anteriores, de soluciones compuestas por un ácido débil y su sal o una base débil y su sal. Por ejemplo, una solución amortiguadora básica, se puede obtener mezclando hidróxido de amonio (NH_4OH) y cloruro de amonio (NH_4Cl), que es una de sus sales.

El pH del agua pura, o de una solución no amortiguadora, es muy sensible a la adición de pequeñas cantidades de ácidos o bases, es decir, al exceso de iones OH^- o H^+ (figura 20). Por ejemplo, el sistema amortiguador del pH de la sangre se compone principalmente de ácido carbónico y su par conjugado, según el siguiente sistema de reacciones:

$$H^+ + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons CO_2 + H_2O$$

Si por alguna eventualidad se presenta un exceso de iones H^+, el equilibrio se desplaza para producir más ácido carbónico sin disociar y por último CO^- y agua. Si por el contrario, la concentración de iones OH^- aumenta, el ácido carbónico reacciona con los iones hidroxilo para formar el anión bicarbonato (HCO_3^-) y agua:

$$OH^- + H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H_2O$$

De esta manera, la adición de una solución 0,01 M de un ácido o una base fuerte a un litro de sangre, causa una fluctuación menor a 0,1 unidades de pH. En cambio, si la misma solución se añade a un litro de agua el pH se modificará de 7 a 2 o de 7 a 12, según se haya adicionado un ácido o una base fuertes.

En la siguiente tabla se muestran algunos sistemas amortiguadores comunes en los organismos vivos:

Sistemas amortiguadores equimoleculares típicos			
Composición	***pK*$_a$**	**Composición**	***pK*$_a$**
Soluciones ácidas		**Soluciones básicas**	
CH_3COOH/CH_3COO^-	4,75	NH_4/NH_3	9,25
HNO_2/NO_2	3,37	$(CH_3)_3NH^+/(CH_3)_3N$	9,81
$HClO_2/ClO_2^-$	2,00	H_2PO_4/HPO_4^{2-}	7,21

Si deseamos mantener un sistema dentro de un rango de valores de pH básicos usamos preferiblemente amortiguadores que funcionen cerca del rango de pH deseado. Por el contrario si lo que queremos es mantener el pH dentro de un cierto grado de acidez, necesitaremos sistemas reguladores ácidos.

Cuando la solución buffer se compone de pares conjugados con las mismas concentraciones molares se denominan **equimoleculares**.

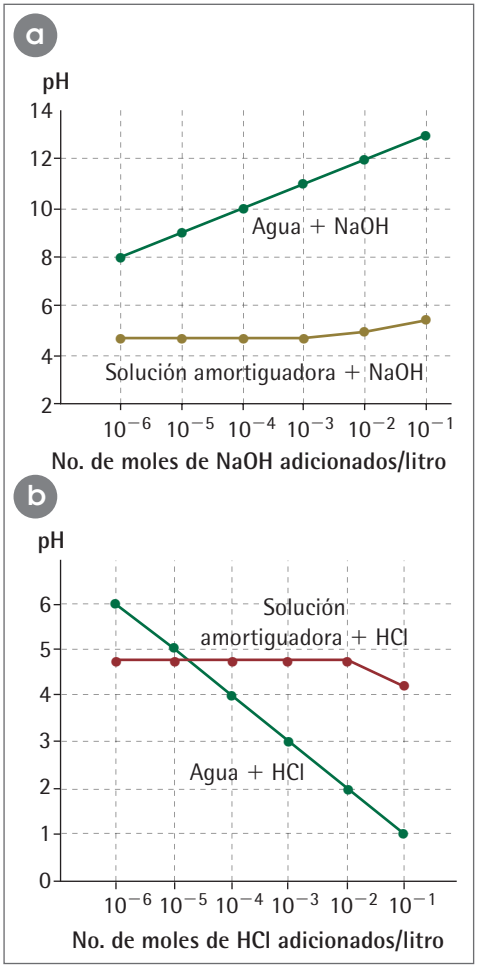


Figura 20. Cambio comparativo del pH de una solución buffer y del agua pura, al adicionar pequeñas cantidades de NaOH (a) y HCl (b).

Ácido	+	Base	⟶	Sal	+	Agua
H_2SO_4 Ácido sulfúrico	+	2NaOH Hidróxido de sodio	⟶	Na_2SO_4 Sulfato de sodio	+	$2H_2O$ Agua
HNO_3 Ácido nítrico	+	KOH Hidróxido de potasio	⟶	KNO_3 Nitrato de potasio	+	H_2O Agua
2HCl Ácido clorhídrico	+	$Ca(OH)_2$ Hidróxido de calcio	⟶	$CaCl_2$ Cloruro de calcio	+	$2H_2O$ Agua

Figura 21. Algunos ejemplos de reacciones de neutralización.

2.8 Titulación de soluciones

2.8.1 Neutralización

Recordemos que una reacción de neutralización es aquella en la que un ácido y una base en solución acuosa, interactúan para producir agua y una sal.

Estas reacciones son importantes industrialmente pues constituyen un método eficaz de producir sales de alta pureza.

En la tabla de la figura 21 se muestran algunos ejemplos de reacciones de neutralización entre diferentes ácidos y bases.

Durante la neutralización, los iones H^+ y OH^- reaccionan entre sí para producir agua, al tiempo que los iones restantes, es decir, los pares conjugados del ácido y la base, generan la sal. Sin embargo, por lo general estos iones continúan disociados en solución acuosa, por lo que la sal, como tal, no se forma sino hasta que el agua es retirada, por ejemplo, por evaporación. El pH de la solución luego de que ha ocurrido la neutralización es cercano a la neutralidad, aunque su valor exacto depende de los iones presentes.

2.8.2 ¿Qué es la titulación?



Figura 22. Montaje para realizar una titulación.

La **titulación** o **valoración** de soluciones tiene como principal objetivo determinar la concentración de una solución ácida o básica desconocida, denominada **solución analizada**. Esto se logra a través de la adición de pequeños volúmenes de una solución ácida o básica de concentración conocida —la **solución valorada**— a la solución analizada. El proceso se basa en la neutralización que se lleva a cabo entre las dos soluciones, ya que una es ácida y la otra es básica. Así, si sabemos la concentración de iones H^+ de la solución valorada, podremos deducir la concentración de iones OH^- en la solución analizada, a partir del volumen de solución valorada usado para neutralizarla, pues la $[H^+]$ debe ser igual a la $[OH^-]$. Cuando esto sucede se dice que se ha alcanzado el **punto de equivalencia**. En este punto, el número de equivalentes-gramo del ácido y la base son iguales. Recordemos que la unidad de concentración más común para ácidos y bases es la normalidad (N), que representa el número de equivalentes-gramo o número de peqg del soluto por litro de solución (N = peqg/L). Para casos en los que las concentraciones son muy bajas se emplean miliequivalentes por mL (meg/mL) para calcular la normalidad (figura 22).

Para calcular la concentración de la solución analizada debe tenerse en cuenta la igualdad:

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

En donde:

N_A = normalidad del ácido $\quad V_A$ = volumen del ácido

N_B = normalidad de la base $\quad V_B$ = volumen de la base

Es decir, el producto de la normalidad y el volumen del ácido debe ser igual al producto de la normalidad y el volumen de la base.

De igual manera, en cada etapa de la titulación debe cumplirse que: $[H^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$, en la solución analizada.

 © Santillana

2.8.3 Determinación de volúmenes en procesos de titulación

Con el fin de aclarar la aplicación de los anteriores conceptos a problemas puntuales, vamos a desarrollar los siguientes problemas.

EJEMPLOS

1. **En un proceso de titulación se emplearon 50 mL de una solución 0,50 N de NaOH, para neutralizar 75 mL de una solución de ácido acético de normalidad desconocida. ¿Cuál es la normalidad de la solución analizada?**

   El problema nos proporciona la siguiente información:

   $V_B = 50$ mL; $N_B = 0{,}50$; $V_A = 75$ mL; N_A %

   Remplazando términos en la expresión:

   $$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B,$$

   Obtenemos que $N_A \cdot 75 \text{ mL} = 0{,}50 \cdot 50 \text{ mL}$

   $N_A = 0{,}33$

   Luego la normalidad de la solución de ácido acético es 0,33 N.

2. **¿Qué volumen de NH_4OH 0,50 N se necesita para neutralizar 100 mL de solución 0,1 N de HCl?**

   De la expresión $N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$ tenemos que:

   $0{,}1 \cdot 100 \text{ mL } 5\ 0{,}50 \cdot V_B$

   $$20 \text{ mL} = V_B$$

   El volumen de NH_4OH necesario para neutralizar los 100 mL de HCl 0,1 N es 20 mL.

2.8.4 Curvas de titulación

Las curvas de titulación son **representaciones del pH en función de la cantidad de solución valorada, añadida a la solución analizada**. Son muy útiles para determinar con exactitud el punto de equivalencia y para decidir qué indicador usar para observar más claramente este punto.

Veamos a manera de ejemplo, la curva de titulación para una solución de HCl de concentración desconocida, valorada con una solución 0,1 M de NaOH, ilustrada en la figura 23. En ella se observa que, en los extremos de la curva, la variación de pH es suave, con relación a la cantidad de NaOH añadido. Por el contrario, en las proximidades del punto de equivalencia, para pequeñas cantidades de solución valorada, el pH varía bruscamente. Cualquier indicador cuyo intervalo de viraje esté dentro de este rango de valores de pH (entre 3 y 11) será adecuado para indicar el momento de equivalencia, que corresponde al segmento de la curva con mayor pendiente.

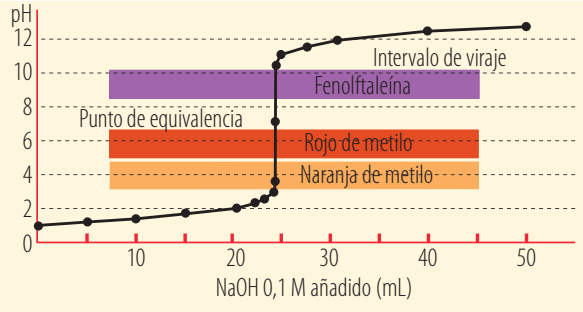


Figura 23. Titulación de 25 mL de un ácido fuerte (HCl) con una base fuerte (NaOH).

El ejemplo anterior mostraba la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte. En la figura 24 se muestra la titulación de un ácido débil (CH_3COOH) empleando una base fuerte (NaOH). Observemos que la pendiente de la curva en las proximidades del punto de equivalencia no es tan pronunciada. Esto se debe a que en la primera fase de la neutralización, se genera una solución amortiguadora que disminuye las variaciones de pH. También puede verse que el pH en el punto de equivalencia es diferente de 7 (pH = 8,2), lo cual se relaciona con la presencia del ion acetato (CH_3COO^-), que se encuentra disociado del ion Na^+, una vez se ha completado la neutralización. En este caso la sección de la curva con mayor pendiente se presenta entre pH 6,5 y 11, por lo que el indicador más adecuado para este sistema es la fenolftaleína.

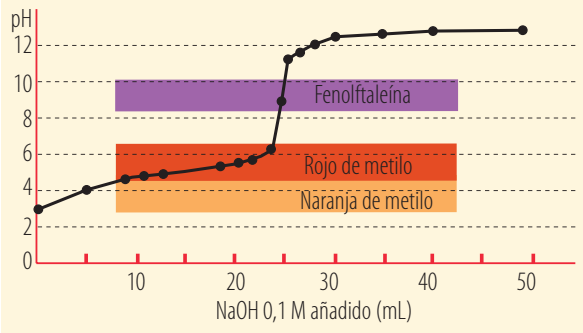


Figura 24. Titulación de 25 mL de un ácido débil (CH_3COOH) con una base fuerte (NaOH).

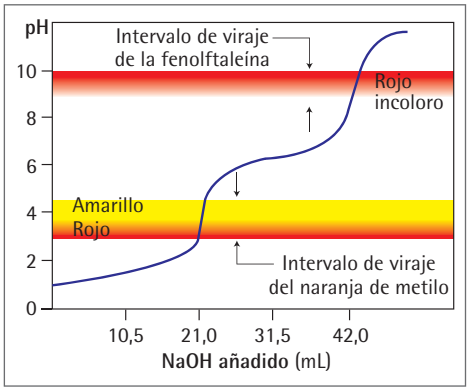


Figura 25. Curva de titulación para el ácido fosfórico (H_3PO_4) con NaOH.

2.9 Ácidos polipróticos

Cuando un mol de ácido al disociarse, libera un mol de iones H^+ se denomina **ácido monoprótico** (como HCl, HNO_3, HBr, etc.). Existen, sin embargo, ácidos que pueden liberar más de un mol de iones H^+, por lo que se conocen como **ácidos polipróticos**. La disociación de estos ácido se realiza en varias etapas, liberando un protón $[H^+]$ cada vez. Las expresiones para la constante de ionización K_i, pueden escribirse para cada etapa, como se muestra a continuación, para el ácido fosfórico (H_3PO_4), ácido poliprótico típico:

Primera etapa:

$$H_3PO_{4(a)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + H_2PO^-_{4(ac)}$$

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7{,}5 \cdot 10^{-3}$$

Segunda etapa:

$$H_2PO^-_{4(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + HPO^{2-}_{4(ac)}$$

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$$

Tercera etapa:

$$HPO^-_{4(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + PO^{3-}_{4(ac)}$$

$$K_3 = 3{,}6 \cdot 10^{-13}$$

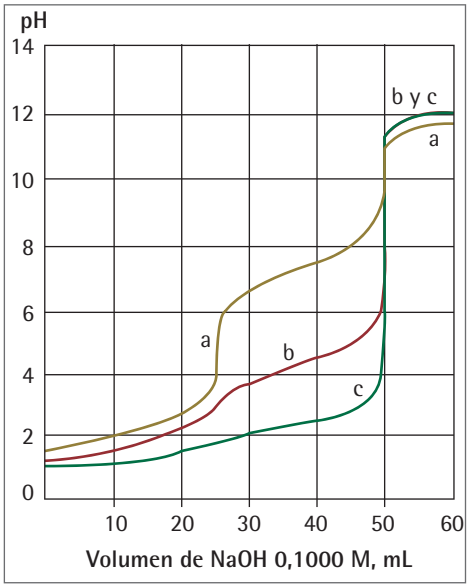


Figura 26. Curvas de titulación para tres ácidos polipróticos, con NaOH. Ácido fosfórico, H_3PO_4 (a), ácido oxálico, HOOCCOOH (b) y ácido sulfúrico, H_2SO_4 (c).

El análisis de los valores de las diferentes constantes de ionización, muestra que K_1 es mucho mayor que K_2 y ésta es mucho mayor que K_3. Este fenómeno suele cumplirse para todos los ácidos polipróticos. Las constantes sucesivas de ionización por lo general disminuyen entre 10^4 a 10^6 veces. Esta disminución del valor de cada constante de ionización implica que cada etapa ocurre con mucha menor extensión que la anterior, por lo que la concentración de H^+ producida en la primera etapa será mucho mayor que la producida en las otras dos. Debido a esto, se asume que en una solución de H_3PO_4, los iones de H^+ presentes provienen principalmente de la primera etapa de ionización.

Teniendo en cuenta lo anterior, veamos qué ocurre cuando se intenta valorar una solución de un ácido poliprótico.

Debido a que existen tres puntos de equivalencia diferentes, se requiere de varios indicadores cuyos rangos de viraje coincidan con los diferentes puntos de equivalencia. En la figura 26, vemos que el primer punto de equivalencia se encuentra en un pH aproximado de 4,0, hasta este momento se ha añadido un mol de NaOH por cada mol de H_3PO_4 y la solución valorada se compone de Na^+ y $H_2PO_4^-$. En el segundo punto de equivalencia que se encuentra a un pH aproximado de 9,0 se ha añadido el doble de NaOH y la solución contiene $2Na^+$ y HPO_4^{2-}. Es lógico suponer la existencia de un tercer punto de equivalencia correspondiente a una solución de $3Na^+$ y PO_4^{3-}, pero el HPO_4^{2-} es un ácido tan débil que la tercera etapa de la disociación se lleva a cabo en muy bajas proporciones, por lo que se alcanza un equilibrio en el cual, la mayor parte del OH^- añadido después del segundo punto de equivalencia, permanece como tal, en vez de reaccionar con el HPO_4^{2-}. Por consiguiente, este ion actúa en la solución como si fuera un ácido diprótico.

EJERCICIO

Analiza las curvas de titulación para los tres ácidos polipróticos que se muestran en la figura 18, ¿qué puedes concluir?, ¿por qué son diferentes entre sí? Justifica tus respuestas.

 © Santillana

Interpreta

1. Explica las razones por las cuales el agua es considerada un electrólito débil.

2. Con base en la ecuación de ionización del agua, establece la expresión para su constante de equilibrio, K, y el producto iónico del agua K_w.

$$H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

3. El agua pura a 25 °C tiene una concentración de H^+ y OH^- iguales, es decir, de 1×10^{-7} M. A partir de esta información, determina cuándo una solución es neutra, ácida o básica.

4. Se considera que el producto iónico del agua está dado por la siguiente expresión:

$$K_w = [H^+] \text{ y } [OH^-] = 1 \times 10$$

Calcula $[H^+]$ y $[OH^-]$ de acuerdo con los requerimientos de cada caso e indica si la solución es ácida, básica o neutra.

a) $[H^+] = 1 \times 10^{-2}$

b) $[OH^-] = 1 \times 10^{-9}$

c) $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$

5. Utiliza el concepto de pH y pOH, y determina cuáles de las siguientes soluciones son ácidas y cuáles son básicas:

a) $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$

b) $[H^+] = 1$

c) $[H^+] = 1 \times 10^{-12}$

d) $[H^+] = 1 \times 10^{-14}$

Argumenta

6. Por lo general, se considera que el agua pura no conduce la corriente eléctrica. Sin embargo, se ha demostrado que tiene un valor muy pequeño de conductividad eléctrica. ¿A qué se puede atribuir este fenómeno?

7. Los indicadores son compuestos que cambian su color en presencia de ciertas sustancias químicas, por ejemplo, el sulfato de cobre se utiliza para dar color azul a las piscinas, pero si esta sustancia entra en contacto con otras sustancias ajenas al agua, cambia a coloración más oscura. Responde:

a) ¿Qué sucede cuando el sulfato de cobre entra en contacto con la orina?

b) ¿En qué otros procesos son utilizados los indicadores?

Propone

8. El pH de una solución se puede medir de forma cualitativa mediante el uso de indicadores, y de manera cuantitativa con el indicador universal y con el pH-metro, aparato que detecta los cambios de pH.



Si tuvieras que analizar una muestra de una sustancia y determinar exactamente el valor de su pH, ¿qué procedimientos utilizarías y por qué?

9. Una solución amortiguadora contiene cantidades de un ácido débil y su base conjugada, estas soluciones resisten cambios drásticos en su pH. Por ejemplo, el de la sangre es ligeramente básico y se mantiene en límites muy estrechos de 7,3 a 7,5 por los diferentes amortiguadores que esta posee. Las principales soluciones amortiguadoras presentes son: ácido carbónico, bicarbonato de sodio, fosfato diácido de sodio y fosfato ácido disódico, además de ciertas proteínas. Responde:



a) ¿En qué circunstancias se pueden producir alteraciones de la concentración de H^+ en la sangre?

b) ¿Cuáles son las fuentes de producción de ácidos en el ser humano?

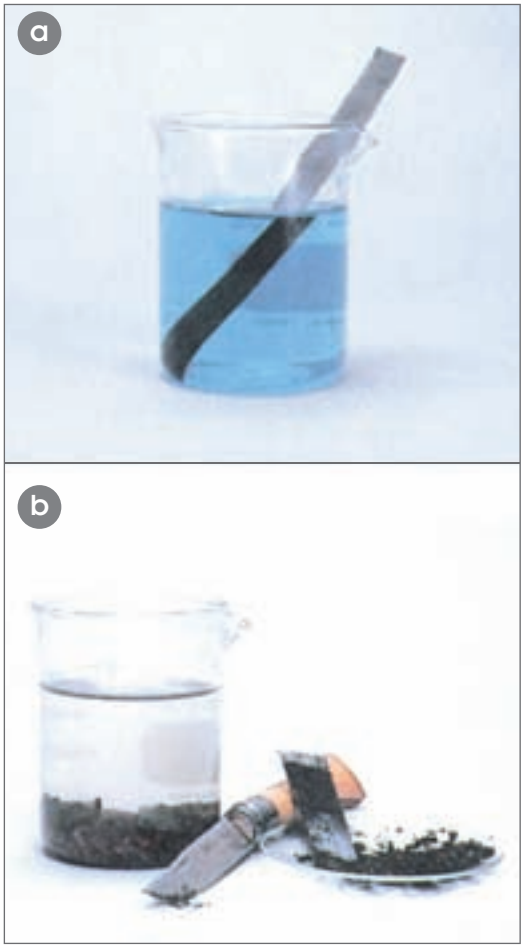


Figura 27. Reacción de óxido-reducción entre el sulfato de cobre y el zinc. a) Una barra de zinc es introducida en una solución de sulfato de cobre. b) Los iones Cu^{2+} se reducen al tomar 2 electrones del Zn^0, precipitándose en el fondo del recipiente, mientras que el zinc se oxida, quedando en una solución incolora como Zn^{2+}.

3. Electroquímica

La electroquímica es la parte de la química que relaciona la energía eléctrica con la energía química que se intercambia durante las reacciones químicas. Algunas aplicaciones de procesos electroquímicos son las baterías de los automóviles y las pilas.

3.1 Introducción

En los siglos XVIII y XIX, los científicos empezaron a descubrir la estrecha relación existente entre dos fenómenos aparentemente desligados: la corriente eléctrica y las reacciones químicas. Así se originó la **electroquímica**, disciplina que estudia cómo el paso de la electricidad puede desencadenar cambios químicos, así como la producción de energía eléctrica a partir de una reacción química.

En las siguientes páginas profundizaremos en los más importantes procesos electroquímicos, como son la **electrólisis** y las **celdas galvánicas**.

3.2 Reacciones de óxido-reducción

Una reacción de oxidación-reducción o redox es aquella en la que se transfieren electrones de un reactivo a otro. Como su nombre lo indica, estas reacciones involucran dos procesos: oxidación y reducción. Este tipo de reacciones constituyen una importante fuente de energía en el planeta. Por ejemplo, la combustión de la gasolina en el interior del motor de un automóvil o la digestión y asimilación de los alimentos en nuestro organismo son procesos en los que ocurre transferencia de electrones, como resultado del cual se produce o se almacena energía. Para comprender el significado de estos conceptos, analicemos el siguiente ejemplo.

Cuando se introduce una placa de zinc metálico en una solución concentrada de sulfato cúprico ($CuSO_4$), se observa que, al cabo de algún tiempo, la placa de zinc queda recubierta de una capa de cobre metálico (figura 27). La ecuación química que describe el proceso es:

$$Zn^0 + CuSO_4 \longrightarrow Cu^0 + ZnSO_4$$

Tanto el sulfato cúprico como el sulfato de zinc son compuestos iónicos que, ya sea fundidos o en solución acuosa, se disocian en los iones correspondientes:

$$Zn^0 + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Cu^0 + Zn^{2+} + SO_4^{2-}$$

Como el ion sulfato SO22 aparece en ambos lados de la ecuación, esta se puede escribir de manera más sencilla:

$$Cu^{2+} + Zn^0 \longrightarrow Cu^0 + Zn^{2+}$$

Esta ecuación iónica nos indica que durante la reacción, el átomo de zinc, eléctricamente neutro al principio, se ha transformado en el ion Zn^{2+}, para lo cual ha tenido que ceder 2 electrones. Por el contrario, el ion Cu^{2+} se ha convertido en un átomo de cobre sin carga eléctrica, Cu^0, para lo cual tuvo que aceptar 2 electrones.

 © Santillana

3.3 Algunos procesos electroquímicos

3.3.1 Electrólisis

La **electrólisis** es uno de los procesos electroquímicos más importantes, en el cual el flujo de una corriente eléctrica a través de una porción de materia, genera cambios químicos en ésta. Dichos cambios o reacciones químicas no se producen en ausencia de una fuente de energía eléctrica y todo el proceso sucede en un dispositivo denominado **celda electrolítica.**

Una celda electrolítica es un dispositivo similar al empleado para determinar si una solución es o no electrolítica. Consta de un recipiente que contiene una solución de algún electrólito y dos electrodos que se sumergen en dicha sustancia, a través de los cuales fluye una corriente eléctrica, proveniente de una fuente de energía (por ejemplo una pila). El electrodo desde el cual salen electrones hacia la solución está cargado negativamente (cátodo), por lo que los iones cargados positivamente (cationes) migrarán hacia éste. De la misma forma, los iones negativos (aniones) se verán atraídos por el electrodo positivo o ánodo (figura 28). Dado que el electrodo negativo presenta un exceso de electrones, se comporta como un **agente reductor**, pues puede ceder dichos electrones a un ion positivo que carezca de ellos. Igualmente, el polo positivo de una celda electrolítica actúa como **agente oxidante**, capturando los electrones de exceso que posean los iones negativos.

Así, podemos afirmar que en una celda electroquímica, **el electrodo donde ocurre la reducción es el cátodo y aquel en donde ocurre la oxidación corresponde al ánodo**.

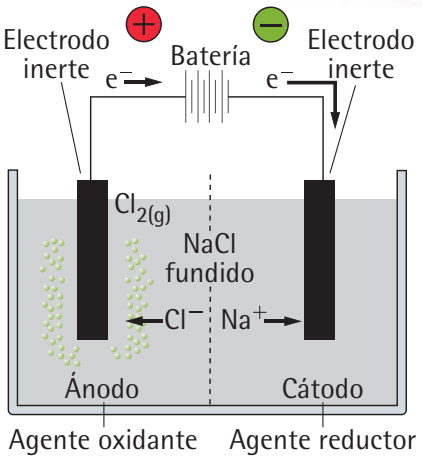


Figura 28. Esquema general del proceso de electrólisis, en una celda electrolítica, para el NaCl.

EJERCICIO

Dibuja una celda electrolítica para la descomposición del $CaCl_2$ fundido.

3.3.2 Aplicaciones de la electrólisis

Electrólisis del cloruro de sodio

Tres compuestos químicos de gran importancia, el NaOH, el Cl_2 y el H_2 se obtienen a partir de la electrólisis de una solución acuosa concentrada de NaCl, conocida como salmuera, tal como se ilustra en la figura 29. El hidrógeno se produce en el cátodo mediante la reacción:

$$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2\,OH^-_{(ac)}$$

Simultáneamente, el cloro se produce en el ánodo:

$$2Cl^-_{(ac)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$$

El tercer producto, el NaOH, se produce en la reacción:

$$2NaCl_{(ac)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + H_{2(g)} + 2NaOH_{(ac)}$$

La reacción total se resume de la siguiente manera:

$$2H_2O_{(l)} + 2Cl^-_{(ac)} \longrightarrow H_{2(g)} + Cl_{2(g)} + 2OH^-_{(ac)}$$

Tanto el hidrógeno como el cloro producidos se secan, purifican y comprimen para ser almacenados en cilindros y posteriormente ser utilizados.

El sistema se alimenta continuamente bombeando salmuera fresca a la celda electrolítica, que contiene una mezcla de NaOH (cerca de 10%) y una buena cantidad de NaCl. El siguiente paso es extraer el agua por evaporación para que el NaCl cristalice y la concentración NaOH en la solución aumente (hasta un 50%), luego de lo cual es posible extraer este producto.

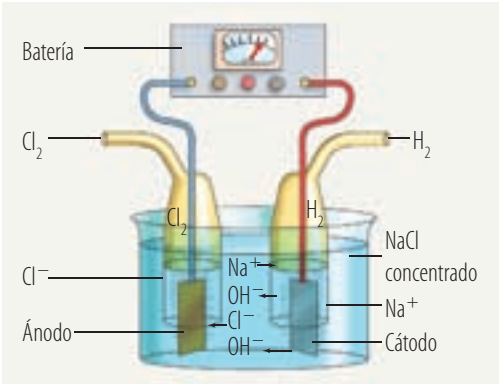


Figura 29. Esquema del dispositivo industrial empleado en la producción de $Cl_{2(g)}$, $H_{2(g)}$ y NaOH, a través de la electrólisis de la salmuera.



Figura 30. Celdas electrolíticas para la purificación de diversos metales.

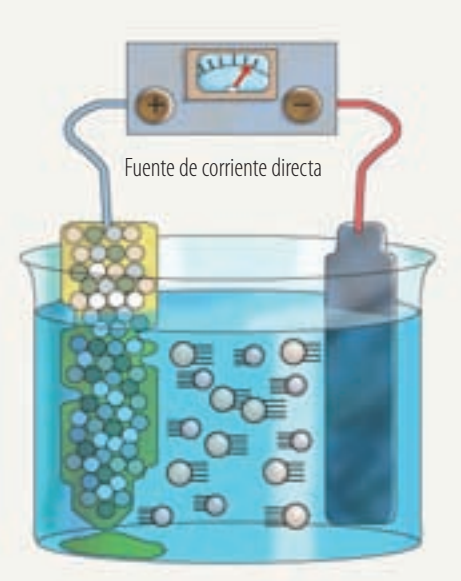


Figura 31. Esquema de la electrorrefinación del cobre metálico.

Refinación electrolítica de los metales

A través de un proceso conocido como **electrorrefinación** se consiguen metales de alta pureza, que pueden ser utilizados para diversos fines (figura 30).

Por ejemplo, el cobre es extraído de los yacimientos naturales en la forma de óxidos o sulfuros de cobre (CuO, Cu_2O, Cu_2S, CuS y $CuFeS_2$). Por medio de molienda, fundición y otros procesos se consigue cobre metálico con una pureza cercana al 99%. El cobre es un importante conductor de la electricidad y esta propiedad se ve afectada considerablemente por pequeñas concentraciones de otros metales, como oro y plata que constituyen impurezas. Por esta razón, el cobre metálico debe ser electrorrefinado, luego de lo cual se consigue una pureza cercana al 99,98%, ideal para la fabricación de alambres, bobinas o motores eléctricos.

En la figura 31 se esquematiza una celda electrolítica para la purificación del cobre. En esta celda se utiliza como cátodo una lámina delgada de cobre de alta pureza y como ánodo una pieza del metal con impurezas. El electrólito es una solución ácida de sulfato cúprico ($CuSO_4$). Al activar la batería, el cobre anódico se oxida a Cu^{2+}:

$$Cu_{(s)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^-,$$

mientras que los iones de cobre en el cátodo se reducen:

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)},$$

depositándose en la lámina de cobre puro.

Así mismo, las impurezas de hierro y zinc, que se oxidan más fácilmente que el cobre, pasan a la solución, desde el ánodo, según las siguientes reacciones:

$$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^-$$
$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^-$$

Estos iones permanecen en solución, contrario a otras impurezas como la plata, oro y platino, que al oxidarse con menos facilidad que el Cu, precipitan, acumulándose en forma metálica en el fondo de la celda. Este precipitado es luego recuperado y dado su gran valor, el proceso general de purificación de un metal como el cobre es económicamente rentable.

Por este procedimiento se obtienen, además del cobre, metales como el aluminio y el magnesio.

Galvanoplastia

La **galvanoplastia** es una técnica que consiste en recubrir una pieza de metal o de otro material, con una capa delgada de otro metal. El proceso general consiste en tomar el objeto que se va a recubrir como cátodo y como ánodo un trozo del metal con el cual se va a revestir la pieza. La solución electrolítica se compone de una sal del mismo metal del ánodo. Los iones positivos del metal, provenientes, ya sea de la solución o de la oxidación en el ánodo se depositan sobre el cátodo por reducción, recubriendo la pieza.

MENTES BRILLANTES

Esquematiza el proceso de purificación del Zn (impurezas del Pb principalmente), asumiendo que se pueda aplicar un procedimiento similar al empleado para el cobre.

Muchos objetos metálicos como tornillos, pulseras, relojes, muebles y piezas para equipos de sonido, son galvanizados con capas de metales como cromo, plata u oro. Este revestimiento mejora algunas de las propiedades físicas de estos objetos, como su resistencia a la corrosión, la conductividad eléctrica o su apariencia (figura 32).

Tal vez la aplicación más importante de la galvanoplastia se encuentra en el recubrimiento de piezas de hierro o de acero con capas de zinc o cromo respectivamente, con el fin de hacerlas más resistente a la corrosión.

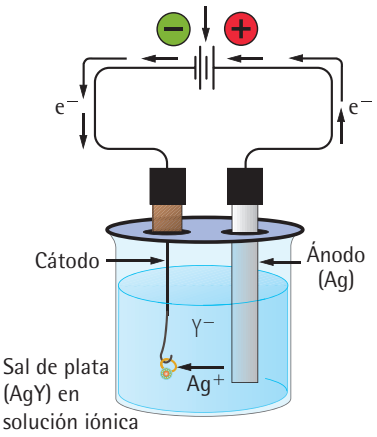


Figura 32. Galvanoplastia de una joya con plata.

3.3.3 Celdas electroquímicas

Generalidades

Las reacciones de óxido-reducción que ocurren espontáneamente, pueden ser utilizadas para generar energía eléctrica. Para ello es necesario que la transferencia de electrones no se realice directamente, es decir, que la oxidación y la reducción sucedan en espacios separados. De esta manera, el flujo de electrones desde el agente reductor hacia el agente oxidante, se traduce en una corriente eléctrica, que se denomina **corriente galvánica**, en honor a **Luigi Galvani** (1737-1798), físico italiano que estudió estos fenómenos. Las **celdas electroquímicas**, conocidas también como **celdas galvánicas** o **voltaicas**, son los dispositivos en los cuales se realiza este proceso. En una celda electroquímica los reactivos se mantienen en compartimentos separados o **semiceldas**, en las cuales se realizan las semi-reacciones de oxidación y reducción separadamente. Una semicelda consta de una barra de metal que funciona como electrodo y que se sumerge en una solución acuosa compuesta por iones del mismo metal, provenientes de una sal de éste. Los electrodos de cada semicelda, se comunican a través de un circuito eléctrico externo, por el que viajan los electrones desde el agente reductor hasta el agente oxidante. Estos dispositivos son el fundamento de las pilas y baterías que usamos a diario.

A manera de ejemplo, analicemos una celda electroquímica para la reacción entre el sulfato de cobre y el zinc, mencionada anteriormente (figura 33), conocida como **pila de Daniell**. En esta, una de las semiceldas contiene sulfato de zinc ($ZnSO_4$), la otra contiene sulfato de cobre ($CuSO_4$) y ambas se encuentran conectadas a través de un circuito conductor de la electricidad, cuyos electrodos son, respectivamente, una barra de zinc y una barra de cobre. Los electrones producidos durante la oxidación del Zn viajan a través del circuito, desde el electrodo de zinc hacia el de cobre, donde reducen los iones Cu^{2+}. Adicionalmente, las celdas electroquímicas presentan un tubo de vidrio lleno de una solución salina, conductora de la electricidad, que comunica las dos semiceldas y que se conoce como puente salino. En este caso el **puente salino** contiene iones $SO^{2-}_{4(ac)}$,que pasan de un lado a otro con el fin de equilibrar las cargas en las semiceldas, debido al desequilibrio generado por el flujo de electrones desde el polo reductor. El electrodo de Zn presenta una deficiencia de electrones, por lo que actúa como ánodo, mientras que el electrodo de Cu, que recibe el flujo de electrones actúa como cátodo.

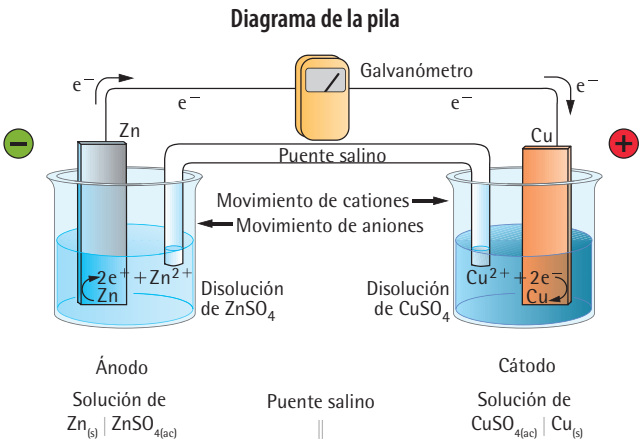


Figura 33. Representación esquemática de una celda galvánica de zinc y cobre, más conocida como pila de Daniell. En la parte inferior se muestra una representación de las especies presentes en las semiceldas.

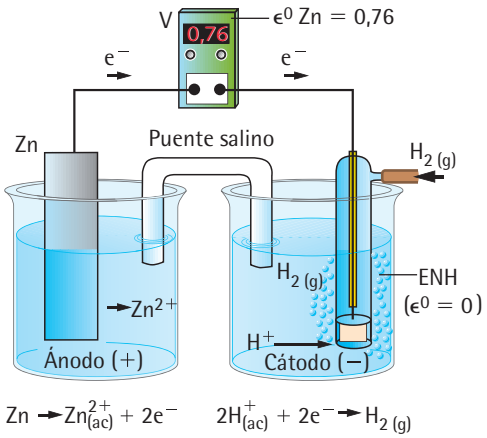


Figura 34. Celda electroquímica Zn-H, con la cual es posible medir el potencial estándar de oxidación del zinc. El sistema se mantiene a 1 atm, 25 °C y $[H^+]$ y $[ZnSO_4]$ de 1 M.

Potenciales de oxidación-reducción

El potencial de reducción de una sustancia puede definirse como la tendencia de los átomos de ésta para aceptar electrones, es decir, se refiere a qué tan fácilmente se reducen estos átomos. El potencial de reducción implica la existencia de dos polos o electrodos, por lo que no es posible medir el potencial de un electrodo aislado. Por esta razón el potencial de una sustancia cualquiera se especifica en relación con otra sustancia, tomada como patrón. Por convención, el hidrógeno se toma como patrón y se le asigna arbitrariamente un potencial de reducción igual a cero, referido para una presión de una atmósfera, una temperatura de 25 °C y una concentración de protones (H^+) 1 M. Bajo estas condiciones se puede medir el potencial de una sustancia cualquiera por medio de una celda en la cual una de las semiceldas contiene un electrodo de hidrógeno (denominado **electrodo normal de hidrógeno, ENH**) y la otra, la sustancia por evaluar (figura 34). La unidad internacional para expresar el potencial eléctrico es el voltio (V).

Por ejemplo, para el sistema de la figura 34, de Zn y H, el voltímetro muestra que hay una diferencia de potencial de 0,76 V. Este valor corresponde a la reacción de oxidación del Zn y por tanto representa el potencial estándar de oxidación de este elemento, simbolizado como ϵ^0 Zn/Zn^{2+} = 0,76 V.

El potencial estándar de reducción tiene el mismo valor, pero signo contrario: ϵ^0 Zn^{2+}/Zn = 20,76 V.

La corriente eléctrica que se genera en una celda electroquímica es consecuencia de la diferencia de potencial que se establece entre los electrodos ($\Delta\epsilon$) y se conoce como **fuerza electromotriz (fem)** de la celda.

En la siguiente tabla se muestran los potenciales de reducción estándar para diferentes sustancias, indicando en cada caso la semirreacción de reducción:

POTENCIALES DE REDUCCIÓN ESTÁNDAR

Semirreacción de reducción	ϵ^0 (V)	Semirreacción de reducción	ϵ^0 (V)
$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$	−3,05	$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$	+0,34
$Ca^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ca$	−2,87	$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-$	+0,54
$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$	−2,71	$Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$	+0,77
$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$	−0,83	$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	+0,80
$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$	−0,76	$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^-$	+1,06
$Fe^{2+} + 2e^- \longrightarrow Fe$	−0,44	$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$	+1,36
$Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$	−0,13	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1,77
$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$	0,00	$F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$	+1,36

Un valor positivo de ϵ^0 significa que la sustancia se reduce más fácilmente que los iones H^+. Un valor negativo significa que la sustancia se reduce con más dificultad que los iones H^+.

EJERCICIO

1. Con base en la tabla, ¿cuáles serían los compuestos más indicados para construir una celda electroquímica con la mayor fem posible?
2. ¿Por qué los valores de ϵ^0 se dan para condiciones específicas de presión y temperatura? Explica con tus propias palabras.
3. En una celda electroquímica con base en Cu y Ag, ¿cuál de los dos elementos se reduce y cuál se oxida?

 © Santillana

Ecuación de Nernst

Los potenciales estándar de celdas galvánicas fueron definidos para condiciones específicas de temperatura, presión y concentraciones de las especies químicas involucradas. Sin embargo, con frecuencia nos vemos enfrentados a reacciones que tienen lugar bajo condiciones distintas a las estándar, por lo cual se necesita un método que permita calcular **potenciales redox** para diferentes situaciones. Esto se hace gracias a la **ecuación de Nernst**, llamada así en honor a su inventor, el químico alemán **Walter Nernst** (1864–1941) (figura 35). Dicha ecuación se expresa de la siguiente manera:

$$\Delta\epsilon = \Delta\epsilon^0 \frac{R \cdot T}{nF} \cdot ln Q$$



Figura 35. Walter Nernst (1864-1941) hizo una gran contribución a los estudios en electroquímica, al plantear la ecuación que lleva su nombre.

Donde, $\Delta\epsilon$ es la diferencia de potencial de la celda, en condiciones distintas de las estándar, $\Delta\epsilon^0$ es la diferencia de potencial estándar de la celda en estudio, R es la constante de los gases ideales, T es la temperatura absoluta, n es el número de electrones que participan en la reacción redox, F es la **constante de Faraday** y Q es un cociente que relaciona las concentraciones de los iones que participan en la transferencia electrónica y que depende de la constante de equilibrio de la reacción total.

Para cualquier celda a una temperatura de 25 °C y tomando *ln* como logaritmos en base 10, la ecuación de Nernst se puede expresar como:

$$\Delta\epsilon = \Delta\epsilon^0 - \frac{0{,}059}{n} \cdot \text{Log } Q$$

A partir de la ecuación de Nernst se puede demostrar que la fuerza electromotriz (fem) de la celda, es decir, $\Delta\epsilon$, disminuye a medida que la reacción se efectúa. Esto se relaciona con los cambios que experimenta Q y por consiguiente Log Q, a medida que las concentraciones de los productos aumentan y las de los reactivos disminuyen. De esta manera, el segundo término en la ecuación de Nernst $\left(\frac{0{,}059}{n} \cdot \text{Log } Q\right)$ aumenta a medida que transcurre la reacción, de modo que la diferencia $\Delta\epsilon^0 - \frac{0{,}059}{n} \cdot \text{Log } Q$ disminuye y, por lo tanto, la fem de la celda se hace menor. Eventualmente esta diferencia llega a cero, cuando la reacción de la celda alcanza el equilibrio y no se produce más energía.

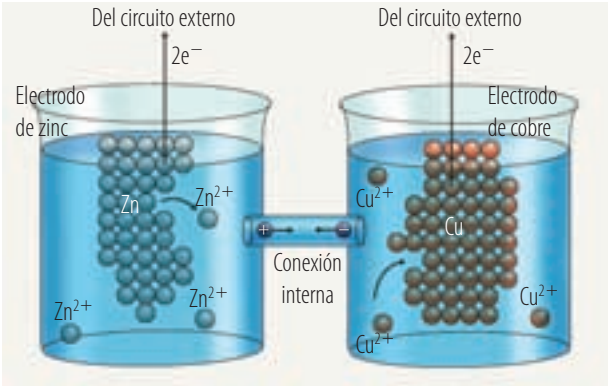


Figura 36. El esquema presenta lo que ocurre a nivel atómico en una celda galvánica.

EJEMPLOS

¿Cuál es la fuerza electromotriz (fem) de una celda galvánica de Zn y Cu, que funciona a 25 °C y posee una $[Zn^{2+}]$ de $1 \cdot 10^{-5}$ M y $[Cu^{2+}]$ igual a 0,1 M? $\Delta\epsilon^0$ para esta celda es 1,1 V.

A partir de la reacción de óxido-reducción entre el Zn y el Cu:

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)},$$

vemos que el número de electrones transferidos (n) es 2.

Calculamos ahora el valor de Q, a partir de las concentraciones de los iones de Zn y Cu:

$$Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = \frac{1 \cdot 10^{-5}}{0{,}1} = 1 \cdot 10^{-4}$$

Ahora sustituimos el valor de n, Q y $\Delta\epsilon^0$ en la ecuación de Nernst, para obtener un $\Delta\epsilon$ de:

$$\Delta\epsilon = \Delta\epsilon^0 - \frac{0{,}059}{n} = \text{Log } Q$$

$$= 1{,}1 - \left(\frac{0{,}059}{2}\right) = \text{Log}\,(1 \cdot 10^{-4})$$

$$= 1{,}1 - (-0{,}12) = 1{,}22$$

Se observa entonces que la fem de la celda es 1,22 V.

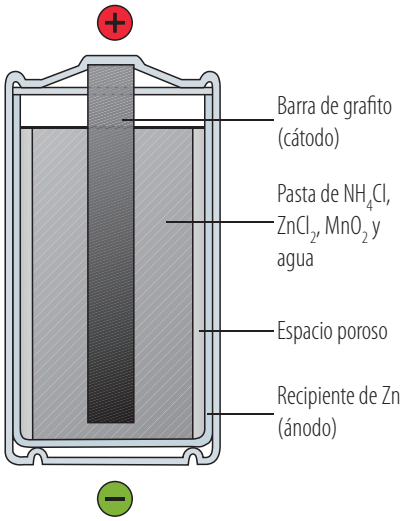


Figura 37. Pila seca. La diferencia de potencial generada es de 1,5 V, usada en una amplia gama de aparatos eléctricos, como linternas, radios, juguetes, etc.

3.3.4 Aplicaciones de las celdas galvánicas

Retomando los conceptos expresados hasta el momento, podemos decir que en una **celda electrolítica se consume energía eléctrica para producir una reacción redox**, que de otra manera no tendría lugar. En cambio en una **celda electroquímica, se produce energía eléctrica como resultado de un proceso espontáneo de óxido–reducción**. Las celdas galvánicas son el fundamento de los diversos tipos de pilas que se producen comercialmente en la actualidad. En términos generales **una pila es un dispositivo que suministra energía eléctrica**. Cuando varias pilas se conectan entre sí, se obtiene una **batería**. A diferencia de la pila de Daniell, las pilas comerciales se caracterizan porque generan cantidades apreciables de energía en comparación con su reducido tamaño y porque su tiempo de vida útil es suficientemente largo como para justificar su fabricación. Así mismo, dado que las soluciones electroquímicas que contienen las celdas son, por lo general, tóxicas y altamente corrosivas, estas pilas tienen una cubierta resistente a escapes, que hace posible transportar fácilmente el dispositivo. Veamos:

Pila seca o pila de Leclanché

Contiene en su interior una pasta húmeda de cloruro de amonio (NH_4Cl), cloruro de zinc ($ZnCl_2$), dióxido de manganeso (MnO_2) y agua, que actúa como la solución de electrólitos. El recipiente de la pila está hecho de zinc y hace las veces de ánodo, mientras que el cátodo es una barra de grafito (carbono) rodeada de una mezcla de polvo de grafito y MnO_2 (figura 37). Esta pila carece de puente salino, debido a que, tanto el agente oxidante (MnO_2) como el reductor (Zn) son sólidos y por lo tanto no se difunden. La reacción global en la pila seca es la siguiente:

$$Zn + 2MnO_2 + 2NH_4^+ \longrightarrow Zn^{2+} + Mn_2O_3 + H_2O + 2NH_3$$

En la cual, el zinc se oxida según la semirreacción:

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$, al tiempo que el MnO_2 y el NH_4^+ se reducen:

$$2MnO_2 + 2NHH_4^+ + 2e^- \longrightarrow Mn_2O_3 + H_2O + 2NH_3$$

Presenta como desventaja una vida limitada, debido a que el electrodo de zinc se deteriora por la acidez de la solución electrolítica. Esto hace que la pila se desgaste con el tiempo, así no se haya utilizado.

Figura 38. Pilas de mercurio, litio y plata.

Pila de…	Cátodo	Ánodo	Electrólito	Usos	Otros
Mercurio (Hg)	Acero rodeado de pasta de $Zn(OH)_2$ y HgO	Amalgama de Zn y Hg	KOH	Cámaras fotográficas, calculadoras y otros aparatos electrónicos	Pilas de larga vida y tamaño reducido, aunque son costosas y de uso restringido dada su toxicidad
Litio-yodo (Li-I_2)	Complejo de I_2	Li metálico	Generalmente, sulfuro de titanio (TiS_2)	Marcapasos	Duración estimada de 10 años
Litio-SO_2	SO_2	Li metálico		Submarinos y cohetes	
Litio-FeS_2	FeS_2	Li metálico		Cámaras fotográficas y radios	
Óxido de plata (Ag_2O)	Ag_2O	Zn	Sal de plata	Relojes, cámaras fotográficas	

 © Santillana

Pilas de mercurio, litio y plata

En términos generales, estas pilas son como una pila seca, aunque los compuestos que actúan como reductores y oxidantes cambian según el caso, como se resumen la tabla de la figura 38.

Pila alcalina

Su estructura es similar a la descrita para pila seca, con el cátodo de MnO_2 y el ánodo de Zn, pero el recipiente de la pila es de acero y el electrólito usado es hidróxido de potasio (KOH). Es más duradera y posee una diferencia de potencial de 1,5 V (figura 39).

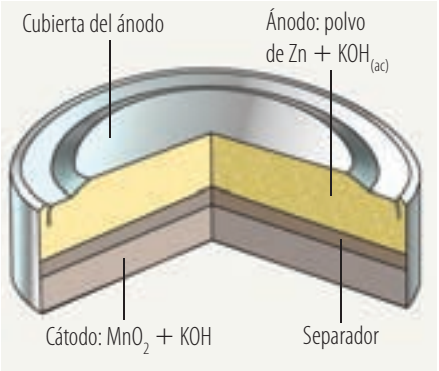


Figura 39. Pila alcalina.

Pilas recargables

Una de las desventajas de las celdas que se han descrito anteriormente es que se deben desechar una vez que la reacción química que se produce en la celda alcanza el equilibrio. Como respuesta a este inconveniente se desarrollaron las pilas recargables, también conocidas como **acumuladores**. Vamos a detallar a continuación dos de los más usados en el mundo.

Acumuladores de plomo

El uso más común de estos dispositivos se encuentra en las baterías para automóviles, en las cuales seis pilas, cada una de 2 V, se colocan adyacentes, dando como resultado una batería de 12 V.

Cada una de estas pilas o acumuladores consta de un par de electrodos dispuestos en paralelo en la forma de rejillas de plomo. La rejilla anódica está rodeada de plomo esponjoso, mientras que la catódica contiene PbO_2 (figura 40). La solución electrolítica es ácido sulfúrico al 38%. Las reacciones de óxido-reducción en este caso son reversibles. Así, la reacción directa produce energía eléctrica, al contrario de la reacción inversa, que consume energía. La siguiente es la reacción global para los procesos de carga y descarga en las baterías para autos:

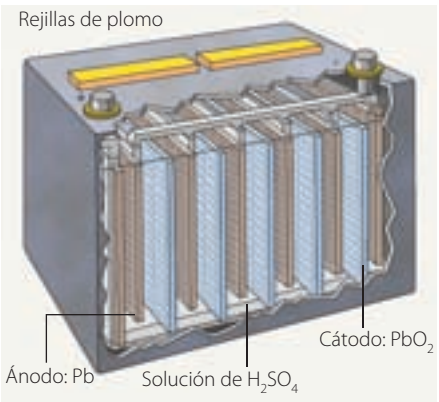


Figura 40. Batería de acumuladores de plomo.

$$Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 4H_{(ac)} + 2SO_{4(ac)} \underset{Carga}{\overset{Descarga}{\rightleftharpoons}} 2PbSO_{4(s)} + H_2O_{(l)}$$

Observa cómo durante la descarga de la batería se consume H_2SO_4 y se produce $PbSO_4$, que se acumula sobre las rejillas de plomo. Al recargar, el $PbSO_4$ se oxida a PbO_2 en uno de los electrodos y se reduce a $Pb_{(s)}$ en el otro, restableciéndose así, la composición inicial en cada electrodo.

La continua carga y descarga de las baterías genera pérdidas de materiales en la forma de $H_{2(g)}$ y $O_{2(g)}$. Además, parte del sulfato de plomo sólido cae al fondo del recipiente de la batería, desde donde no es posible extraerlo durante el proceso de recarga. Por estas razones, las baterías deben cambiarse con cierta frecuencia.

Pila de cadmio y níquel

Estas pilas son usadas en diversos aparatos electrónicos portátiles, como calculadoras o teléfonos celulares (figura 41).

Emplean un ánodo de cadmio (Cd) y un cátodo de óxido de níquel hidratado (NiO_2H). Una variante de esta estructura se presenta en las pilas con base en hidruros metálicos de níquel, en las que el cadmio es remplazado por $ZrNi_2$ o $LaNi_5$. En ambos casos los electrodos se hayan embebidos en una solución de KOH.

Esta celda produce una diferencia de potencial de 1,25 V y para muchos propósitos es mejor que la pila seca.



Figura 41. Pila recargable níquel-cadmio.

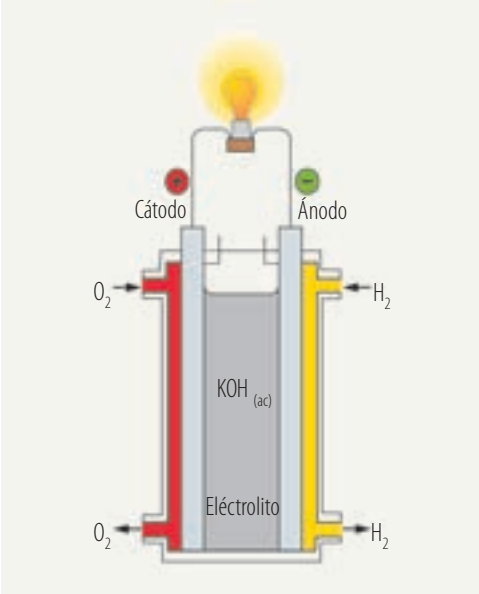


Figura 42. Pila de combustible (hidrógeno-oxígeno).

Pilas de combustible

Un pila de combustible es una celda electroquímica en la cual se aprovecha la energía producida durante la combustión de un compuesto para generar energía eléctrica. La eficiencia de la conversión entre energía química y eléctrica es cercana al 75%, en contraste con un 40% de eficiencia en la conversión de energía calórica a eléctrica, como sucede en las plantas termoeléctricas.

Estas pilas requieren de un aporte continuo de combustible y oxígeno a través de cada electrodo. El diseño más comúnmente empleado es la **pila de hidrógeno**, usada en programas espaciales. En la figura 42 se presenta un esquema de la estructura de una pila de hidrógeno. Los electrodos son dos tubos de material poroso a través de los cuales difunden el oxígeno y el hidrógeno gaseoso. El interior del dispositivo contiene KOH en solución acuosa, como electrólito.

La reacción general es: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$, que resume las siguientes semirreaciones:

Ánodo: $2H_{2(g)} + 4OH^-_{(ac)} \longrightarrow 4H_2O_{(l)} + 4e^-$ (Oxidación)

Cátodo: $O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^- \longrightarrow 4OH^-_{(ac)}$ (Reducción)

El producto de la reacción es agua, que debe ser retirada de la celda, para evitar que la solución de KOH se diluya demasiado. Esto se logra por evaporación, pues estas pilas suelen funcionar a altas temperaturas.

Además del oxígeno se emplean el ozono (O_3) o el cloro molecular (Cl_2). Así mismo, en remplazo del hidrógeno se usa metano (CH_4) o amoniaco (NH_3).

EJERCICIO

La galvanización de piezas metálicas se emplea para proteger dichas piezas de la corrosión. ¿Por qué crees que este procedimiento surte efecto?, ¿cómo crees que el recubrimiento metálico de la pieza puede protegerla de la corrosión?

3.3.5 Corrosión

No todos los fenómenos electroquímicos son beneficiosos para el hombre. La **corrosión** es el proceso por el cual un metal se consume, a través de su oxidación, debida al oxígeno y la humedad atmosféricos. Un metal corroído carece de las propiedades estructurales del producto original, por lo que la corrosión genera pérdidas económicas de enormes proporciones. La reacción entre el metal y el oxígeno genera el óxido metálico correspondiente. El caso más común es la herrumbre del hierro, que corresponde a óxido de hierro hidratado según la fórmula $(Fe_2O_3)nH_2O$.

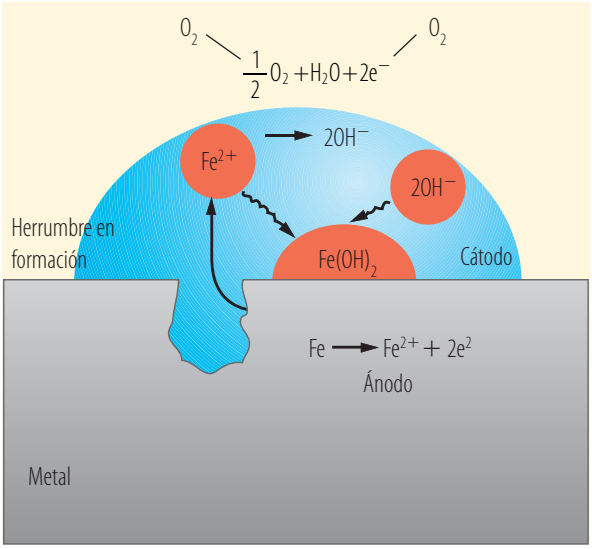


Figura 43. La corrosión de los metales es un fenómeno electrolítico en el cual ánodo y cátodo se hallan sobre la pieza corroída. El puente de electrólitos entre estos puntos puede ser el agua lluvia, que contiene numerosos iones.

Veamos el proceso paso a paso:

El hierro (Fe) expuesto al aire se oxida:

$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$$

Los electrones producidos son tomados por el oxígeno atmosférico:

$$O_2 + 2H_2O + 2e^- \longrightarrow 4OH^-$$

Hasta aquí el resultado es el hidróxido de hierro II $(Fe(OH)_2)$, que continúa oxidándose:

$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Fe(OH)_3$ (hidróxido de hierro III)

El óxido de hierro III se hidrata, formado la herrumbre, es decir, el polvillo rojo que observamos sobre las piezas oxidadas (figura 43).

 © Santillana

3.4 Leyes de Faraday

Estos postulados relacionan la cantidad de electricidad consumida o generada durante un proceso electroquímico con la masa de los reactivos presentes. Fueron planteadas por **Michel Faraday** (1791–1865) (figura 44), en la forma de dos leyes fundamentales, como veremos a continuación:



Figura 44. Michael Faraday (1791–1865).

- **Primera ley.** Muchos metales como el sodio, el magnesio o el aluminio se producen industrialmente por electrólisis de alguna de sus sales fundidas. En el proceso se consumen grandes cantidades de electricidad, que pueden relacionarse matemáticamente con la cantidad de producto formado sobre los electrodos de la celda electrolítica. Por ejemplo, durante la electrólisis del cloruro de sodio, el ion sodio se reduce según la reacción:

$$Na^+ + 1e^- \longrightarrow Na$$

Así, un electrón es requerido para reducir un ion de sodio. Es decir, para reducir un mol de iones Na^+, equivalentes 23 gramos, se necesita un mol de electrones.

La carga de un electrón es $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C, de donde tenemos que la carga de un mol de electrones es:

$1{,}6022 \cdot 10^{-19}$ C/electrón $\cdot$ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ electrones/mol $= 96.500$ C/mol

La carga eléctrica transportada por un mol ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) electrones equivale a un **Faraday** (F), que a su vez es igual a 96.500 culombios y se conoce también como la **constante de Faraday**.

La relación entre la cantidad de cargas invertidas en la producción de una determinada masa de producto se resume en el postulado de la primera ley de Faraday que establece que *la masa de producto obtenido o de reactivo consumido en un electrodo durante la electrólisis, es directamente proporcional a la cantidad de electricidad en culombios, que pasa a través del electrólito.*

En términos matemáticos esto es: $m = E \cdot Q$, donde, m es la masa (g) depositada o liberada, E es el **equivalente electroquímico**, que relaciona la masa (g) de un compuesto, capaz de generar o de consumir un mol de electrones (**equivalente químico**), con la carga de estos, es decir, un Faraday (96.500 C).

Por último, Q representa la carga invertida, y su valor se obtiene al multiplicar la intensidad de la corriente por el tiempo transcurrido. La intensidad de la corriente, I, se expresa en amperios (A) y es la carga que atraviesa una sección determinada de un conductor, relacionada con el tiempo, t. Por ejemplo, si una batería suministra una intensidad de 1 amperio durante un tiempo, t, la carga eléctrica, Q, que atraviesa la celda será:

$Q = I \cdot t$. Con esto, la expresión de la primera ley es:

$$m = \frac{\text{Peso eqg} \cdot I \cdot t}{F}$$

- **Segunda ley**. Establece que *si varias soluciones electrolíticas son atravesadas por la misma cantidad de electricidad, las masas, m, de las sustancias depositadas o liberadas en los electrodos son proporcionales a sus masas equivalentes (eqg)*. Dicho de otra manera:

$$\frac{md}{ml} = \frac{eqgd}{eqgl}$$

Donde, los subíndices d y l indican masas depositada o liberadas, respectivamente.

EJERCICIO

1. Explica, con tus propias palabras, por qué una pila se "gasta".
2. ¿Por qué crees que el KOH se usa frecuentemente como electrólito en las celdas electroquímicas?

EJEMPLOS

1. Para dos celdas electrolíticas que contienen soluciones de $AgNO_3$ y $CuSO_4$, calcula cuántos gramos de cobre se habrán depositado en uno de los electrodos, cuando en el otro se hayan depositado 35 g de plata.

Debemos obtener las masas equivalentes para la plata y el cobre, elementos involucrados en la reacción redox. Para ello observamos las semirreacciones respectivas:

$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$ $\quad Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

De donde deducimos que:

$$eqgAg = \frac{107,8}{1} = 107,8 \text{ g}$$

$$eqgCu = \frac{63,54}{2} = 31,77 \text{ g}$$

$$\text{Si } \frac{m_{Ag}}{m_{Cu}} = \frac{eqgAg}{eqgCu}, \text{ entonces,}$$

$$\frac{35 \text{ g Ag}}{x \text{ g Cu}} = \frac{107,8 \text{ g}}{31,77 \text{ g de cobre}}, \text{ desde donde}$$

despejamos x,

$$x = \frac{35 \cdot 31,77}{107,8} = 10,31 \text{ g de cobre.}$$

2. Una determinada cantidad de corriente atraviesa una celda que contiene un electrodo de Zn en contacto con una solución de $ZnCl_2$. Transcurrido un tiempo, se depositan 10,0 g de Zn. ¿Cuántos gramos de aluminio se depositarán en otra celda que contiene solución de $AlCl_3$ por la que pasa la misma carga eléctrica?

Las semirreacciones que ocurren en los electrodos son:

Reacción de oxidación: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Reacción de reducción: $Al^{3+} + 3e^- \longrightarrow Al$

De ellas podemos deducir los pesos equivalentes para el Zn y el Al, dado que en la oxidación del Zn intervienen 2 electrones, mientras que en la reducción del Al están involucrados tres electrones:

eqg_{Zn} = masa atómica/2 = 65,3/2 = 32,7 g/eq

eqg_{Al} = masa atómica/3 = 27/3 = 9 g/eq

A partir de la segunda ley de Faraday, tenemos que:

$$m_{Al} = \frac{peqg_{Al} \cdot m_{Zn}}{eqg_{Zn}}$$

Remplazando los términos conocidos, obtenemos:

$$m_{Al} = \frac{9,0 \text{ g/eq} \cdot 10 \text{ g}}{32,7 \text{ g/eq}} = 2,75 \text{ g de aluminio.}$$

3. ¿En cuánto tiempo se depositarán 0,5 g de plata sobre un objeto que se desea galvanizar, si se utiliza una corriente de 5,0 A?

Dado que deseamos averiguar el tiempo requerido para que el proceso de galvanización tenga lugar, debemos despejar el término t de la ecuación que relaciona el tiempo transcurrido con la intensidad de corriente empleada, es decir, la primera ley de Faraday:

$$m = \frac{peqg \cdot I \cdot t}{F}$$

En primer lugar, debemos determinar el valor de eqg para la plata, lo cual se logra a partir de la ecuación para la reducción de este elemento:

$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$, podemos ver que la masa de plata que produce un mol de electrones (eqg_{Ag}) es igual a la masa atómica del elemento, que es 107,8 g.

Ahora, despejando t de la ecuación, tenemos:

$$t = \frac{m \cdot F}{eqg \cdot I} = \frac{0,5 \text{ g} \cdot 96.500 \text{ C}}{107,8 \text{ g} \cdot 5\text{A}} = 89,5 \text{ s}$$

Por lo tanto, para depositar 0,5 g de plata sobre un objeto utilizando una corriente de 5,0 A, se requieren 89,5 segundos.

4. Calcula el número de equivalentes y el peso de las sustancias formadas en los electrodos cuando una corriente de 0,6 A fluye durante dos horas a través de $CuCl_2$ fundido.

Para empezar, escribimos las semirreacciones que ocurren en el cátodo y el ánodo:

Cátodo: $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

Ánodo: $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

Aplicando la expresión $Q = I \cdot t$ tenemos:

$$Q = 0,6 \text{ A} \cdot 2 \text{ h} \cdot 60 \frac{\text{min}}{\text{h}} \cdot 60 \frac{s}{\text{min}} = 4.320 \text{ C}$$

$$\text{Como se sabe que 1 eqg de Cu} = \frac{63,5}{3} = 31,75 \text{ g}$$

$$m = \frac{epg \cdot Q}{F}$$

$$m = \frac{31,75 \text{ g} \times 4,320 \text{ C}}{96,500 \text{ C}} = 1,42 \text{ g}$$

$$\text{Para el ánodo 1 eqg de } Cl_2 = \frac{71 \text{ g}}{2} = 35,5 \text{ g}$$

$$\frac{md}{ml} = \frac{eqgd}{eqgl}, \text{ entonces, } \frac{1,42}{\text{mL}} = \frac{31,75 \text{ g}}{35,5 \text{ g}}$$

$$\text{Luego, mL} = \frac{35,5 \text{ g} \times 1,42 \text{ g}}{31,75 \text{ g}} = 1,58 \text{ g}$$

© Santillana

Interpreta

1. Explica la diferencia entre cátodo y ánodo y relaciónalos con los conceptos de oxidación-reducción.

2. Al realizar la electrólisis de NaCl en una celda electrolítica, los iones formados se desplazan libremente. En el cátodo existe una reducción y en el ánodo una oxidación. Escribe las semirreacciones que se presentan en el cátodo y en el ánodo, respectivamente.

3. Dentro de una batería de automóvil se presenta la siguiente reacción:

$$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \rightleftharpoons 2PbSO_4 + H_2O$$

Determina qué sustancia se oxida durante la descarga de la batería. Explica con la ayuda de una semirreacción.

4. Si una celda electrolítica posee un electrólito XY, escribe las dos semirreacciones que ocurren tanto en el cátodo como en el ánodo.

5. La galvanoplastia con plata se utiliza para hacer recubrimientos en utensilios como cuchillos, tenedores y cucharas, entre otros. Explica, con un dibujo, cómo sucede el proceso de óxido-reducción en esta técnica de recubrimiento.

Argumenta

6. Las calculadoras, los relojes y los equipos portátiles utilizan como fuente de energía pequeñas y eficientes pilas voltaicas llamadas pilas secas. Explica su funcionamiento y el por qué tienen este nombre tan particular.



7. Una de las aplicaciones de la electrólisis es la obtención de elementos químicos gracias a la energía eléctrica que permite el desarrollo de reacciones químicas no espontáneas. Con base en este fundamento, explica claramente el fenómeno electrolítico del agua empleando dibujos y ecuaciones químicas.

8. En la actualidad, las reacciones redox presentan múltiples aplicaciones, por ejemplo, proporcionan la energía necesaria para el funcionamiento de las baterías para automóvil, son responsables del proceso de corrosión de los metales, hacen parte de la combustión de los combustibles fósiles, entre otras. Menciona otras situaciones de la vida diaria en las cuales participen procesos redox. Justifica tu respuesta.

Propone

9. Si conectas una grabadora en un tomacorriente y la enciendes, funcionará gracias a la corriente eléctrica. Responde:

   a) ¿Cómo se genera la corriente eléctrica?

   b) ¿Qué sucede cuando la grabadora funciona con pilas?

10. La pila alcalina es una variación de la pila Leclanché. En lugar de cloruro de amonio (NH_4Cl) utiliza hidróxido de potasio (KOH) como electrólito. ¿Qué propiedades presentan estas sustancias para que pueda realizar este cambio?

11. De acuerdo con estadísticas, una persona consume en promedio cinco pilas secas al año, sin contar con las baterías para automóviles. Las pilas secas comunes con electrodos de zinc (Zn) y grafito (C) al igual que las pilas alcalinas no son recargables, por lo tanto, se conocen como pilas primarias. En cambio la batería de un automóvil es una pila secundaria, ya que se puede recargar. Discute con tus compañeros y escribe una lista de ventajas y desventajas de este tipo de pilas, formula propuestas acerca del reciclaje de este tipo de elementos.



Actividades

Verifica conceptos

1. Arrhenius consideró las disociaciones como procesos reversibles en los cuales se establece un equilibrio dinámico entre los iones y la especie no disociada. ¿Qué significa este planteamiento? Justifica tu respuesta con ejemplos de la vida cotidiana.

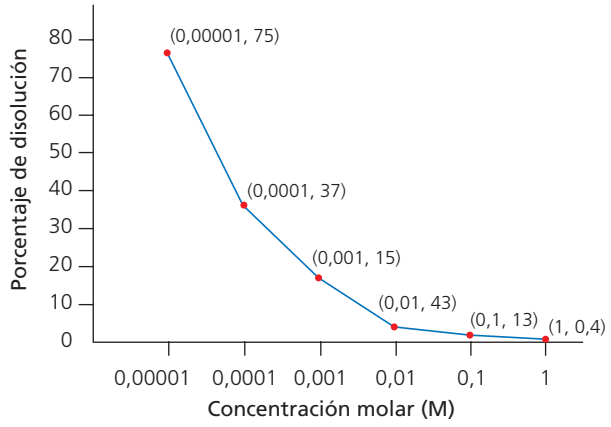
2. El suero fisiológico es un ejemplo de una solución de electrólitos fuertes. Consulta sobre los componentes que contiene.

3. Explica cuál es la diferencia entre los procesos de ionización y la disociación.

4. Explica brevemente cómo podemos identificar un ácido o una base en el laboratorio.

Analiza y resuelve

5. En la naturaleza existen sustancias que se disocian únicamente el 20%, ejemplo de ello es el ácido acético (CH_3COOH).



Responde:

a) ¿Qué relación puedes establecer entre el porcentaje de disociación y la concentración molar de este ácido?

b) ¿Qué concentración de ácido se reobtiene con un 60% de disociación?

c) ¿Qué porcentaje de disociación se alcanza a una concentración de 0,0003 M del ácido acético?

Problemas básicos

6. Completa la siguiente tabla que muestra el porcentaje de disociación de algunos ácidos y bases, tanto fuertes como débiles, y la conductividad de cada uno de ellos:

Compuesto	$HClO_4$	H_2SO_4	H_2BO_3	$Mg(OH)_2$	KOH	NH_3
% de disociación	100	60	0,01	100	91	1,3
Tipo de sustancia						
Conductividad	Sí	Sí	No	Sí	Sí	No

a) ¿Cuáles son electrólitos fuertes?

b) ¿Cuáles son electrólitos débiles? Explica tu respuesta.

c) ¿Cómo podrías identificar experimentalmente las sustancias conductoras de las no conductoras?

7. Determina la constante de acidez, K_a, del HClO de una solución 0,5 M que a temperatura ambiente se disocia en un 1,5%.

8. ¿Cuáles serán las masas de AgCl, $CaCO_3$ y Cu_2S que se disuelven en 1 L de solución acuosa? La *Kps* de estas sustancias es $1{,}8 \times 10^{-10}$; $4{,}8 \times 10^{-9}$ y $1{,}6 \times 10^{-11}$, respectivamente.

9. Determina la concentración de cada una de las sustancias que participan en la disociación del hidróxido de zinc ($Zn(OH)_2$) en 250 mL de solución, si la *Kps* del hidróxido es $4{,}5 \times 10^{-17}$.

Problemas de profundización

10. Algunas células del estómago producen ácido clorhídrico (HCl), uno de los componentes principales del jugo gástrico. La acidez de este órgano es tan alta que las células que cubren las paredes internas del estómago se renuevan constantemente.

 © Santillana

¿Por qué las personas que padecen gastritis consumen medicamentos que contienen hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$ o hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$.

11 En el transcurso de una experimentación en el laboratorio de química, una persona se quema la piel con una base fuerte, hidróxido de sodio (NaOH), el auxiliar lava rápidamente la parte afectada con ácido acético diluido (CH_3COOH), vinagre. ¿Por qué utiliza el auxiliar de laboratorio esta sustancia y no otra?

Verifica conceptos

1 Define los siguientes conceptos:

a) pH
b) pOH
c) Solución amortiguadora
d) Titulación

2 Explica, con ejemplos, la utilidad de la titulación tanto en el laboratorio como en la industria.

Analiza y resuelve

3 El pH del jugo gástrico es cercano a 1,5 porque en él existe una concentración de ácido clorhídrico de casi 0,03 M. Para combatir la acidez estomacal se utilizan sustancias como el hidróxido de magnesio, imagina que tienes un frasco de dicha sustancia pero desconoces su concentración. Diseña un método experimental para conocer la concentración del hidróxido.

4 Una solución acuosa en la que la concentración de hidronios es igual a la concentración de hidróxilos se considera una solución neutra, es decir, $(H)^+ = (OH)^-$. Cuando se adiciona una sustancia que aumenta la concentración de hidronios, la concentración de hidróxilos tiene que disminuir para que se mantenga constante el producto iónico de agua. ¿Por qué sucede esto?

5 Una reacción común es la que ocurre entre el ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) y el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$), para producir efervescencia por desprendimiento de CO_2.

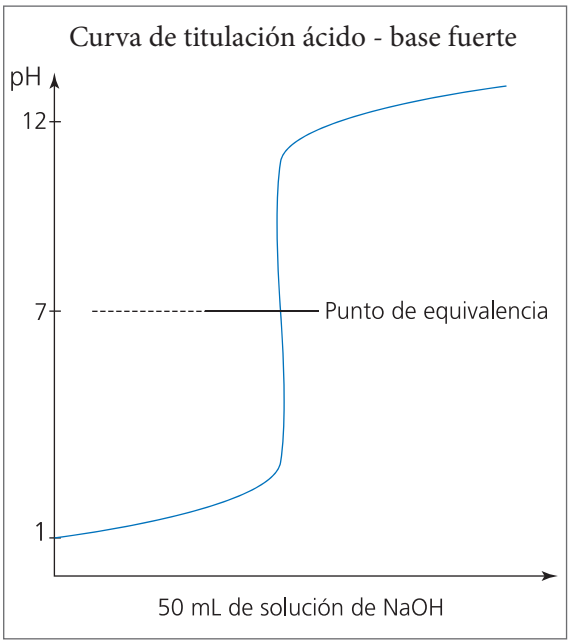
a) Encuentra otras reacciones cotidianas en donde se evidencie este proceso.

b) Responde: ¿Qué tipo de ácido es el ácido cítrico? ¿Qué tipo de sal es el bicarbonato de sodio?

6 Consulta sobre las aplicaciones que tienen los sistemas buffer en el desarrollo de medicamentos y cosméticos. ¿Por qué los sistemas buffer tienen la capacidad de regular el pH de una solución?

7 El jugo de zanahoria tiene un pH de 2,1. Determina su $[H^+]$ y $[OH^-]$ y el pOH.

8 Al adicionar NaOH 0,1 M a 50 mL de HCl 0,1 M, el pH aumenta lentamente al inicio de la reacción y luego rápidamente en cercanía al punto de equivalencia. Explica, con base en la siguiente gráfica, donde se encuentra la concentración del ácido que no ha sido neutralizado por la base y dónde se encuentra la concentración de la base en exceso en la solución. Explica tu respuesta.



9 En las siguientes fotografías puedes observar que las sales como el acetato de sodio o el cloruro de amonio en disolución no presentan un pH neutro. ¿A qué se debe su basicidad?





Actividades

10 Algunas soluciones como el ácido acético y el acetato de sodio son consideradas soluciones amortiguadoras. ¿A qué características podemos atribuir esta clasificación de las soluciones?

11 ¿Para qué sirven los indicadores en la titulación? Haz una lista en la cual menciones los indicadores de pH más utilizados tanto en el laboratorio de química como a nivel industrial.

12 La sangre es una sustancia de pH neutro. ¿Qué sucederá si a la sangre de un paciente se le aumenta el pH?

Problemas básicos

13 La siguiente tabla presenta algunos valores de pH y pOH de algunas sustancias de uso cotidiano. Completa cada fila con base en los datos suministrados.

Sustancia	pH	H^+	OH^-	pOH
Limpiador de hornos	13			1
Agua de cal		1×10^{-11}		
Agua	7			
Tomate			1×10^{-10}	
Agua de lluvia	6	1×10^{-6}		
Vinagre			1×10^{-11}	1 1
Jugo gástrico		1×10^{-1}		

14 A partir de las siguientes concentraciones, calcula el pH y el pOH de las muestras:

a) $[H^+] = 1 \times 10^{-1}$

b) $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$

c) $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$

d) $[H^+] = 1 \times 10^{-12}$

15 En los electrólitos fuertes la concentración de iones originados en el proceso de disociación es igual a la concentración de la solución. Con base en esta información, determina:

a) El pH y el pOH de una solución de HCl 0,002 M.

b) El pH y el pOH de una solución de NaOH 0,0003 M.

16 Tomando como referente la información suministrada en la tabla, ordena en forma creciente de acidez las sustancias:

Sustancias	pH
Gaseosa	2,5
Vinagre	2,8
Cerveza	4,5
Agua	6,5
Limpiador líquido	12
Limón	2,2

17 Menciona los productos de la reacción de neutralización de 20 mL de KOH 0,1 N con 20 mL de HCl 0,1 N. Determina el pH de la solución en el punto de neutralización.

Problemas de profundización

18 Plantea un diseño experimental en el cual realices una valoración ácido-base utilizando sustancias de uso cotidiano. Responde, ¿qué valor de pH presentan las soluciones que son producto de una reacción química de neutralización?

19 Los champús son básicamente jabones y detergentes sintéticos que sirven para remover la suciedad y la grasa del cabello, cuyo pH varía de una marca a otra. Así, en un rápido muestreo que incluyó 20 marcas diferentes, se midió el pH de cada uno de ellos y se encontró un pH entre 3,5 y 8,5 con un promedio de 6,5, es decir, levemente ácido. Con relación a estos resultados, responde:

© Santillana

a) ¿Es realmente importante que la etiqueta del champú indique el pH? Explica:

b) Los champús en estudio resultaron ácidos en su mayoría. ¿Por qué crees que la palabra *ácido* no se usa para promocionar un champú?

c) ¿Cuál es tu actitud como consumidor de productos de higiene o de belleza? ¿Consideras importante asumir una actitud crítica frente a la publicidad de estos productos?

d) Mediante un diseño experimental, comprueba los resultados expuestos anteriormente.

20 En un laboratorio se tienen siete erlenmeyer, cada uno con 10 mL de solución de vinagre cuya concentración es desconocida. Determina en normalidad (N) la concentración de esta soluciones, si se titulan con NaOH 0,1 N cada una de las muestras. Completa la siguiente tabla, a partir de la información obtenida:

Solución de vinagre	Volumen de NaOH 0,1 N	Concentración de vinagre (N)
1	0,5	
2	1,5	
3	2,8	
4	5,6	
5	3,7	
6	4,8	
7	4,1	

A partir de esta información, elabora una gráfica de coordenadas (*X*-*Y*) relacionando el pH de la solución de vinagre (eje Y) en función del volumen de hidróxido de sodio (eje *X*). ¿Qué conclusiones puedes obtener a partir de la gráfica?

Verifica conceptos

1 Elabora un cuadro comparativo que permita establecer las semejanzas, las diferencias y ventajas del uso de las siguientes pilas:

a) Pila seca

b) Pila alcalina

c) Pila de litio

d) Pilas recargables

e) Acumuladores

f) Pilas de níquel

Analiza y resuelve

2 La electrólisis es un proceso utilizado ampliamente en la industria. Consulta acerca de estas aplicaciones y su impacto a nivel ambiental.

3 Si la fórmula molecular del agua es H_2O, ¿es válido afirmar que los volúmenes de oxígeno y de hidrógeno producidos en esta electrólisis son iguales?

4 Responde las siguientes preguntas:

a) ¿Qué diferencias existen entre una celda electrolítica y una celda galvánica o voltaica?

b) ¿Qué tipo de celda puedes construir en el laboratorio si empleas dos metales y un electrólito, sustancia que conduce la corriente eléctrica y permite las reacciones de óxido-reducción?

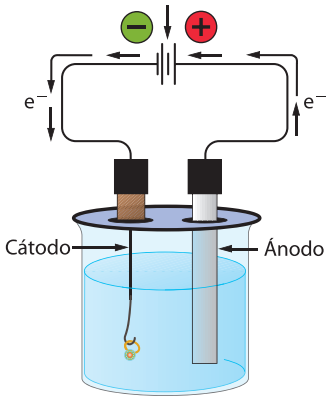
c) ¿Qué tipo de reacción se da en el ánodo? ¿Hay ganancia o pérdida de electrones?

d) ¿Qué tipo de reacción se da en el cátodo?

e) ¿En los electrodos hay ganancia o pérdida de electrones? Explica.

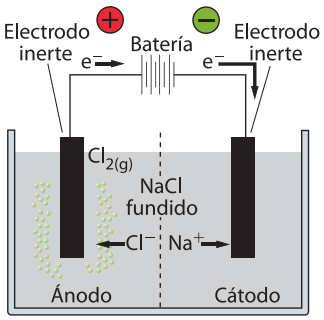
5 Las pilas de Leclanché son las pilas secas que usamos frecuentemente para las linternas. Constan de un recipiente de zinc, en cuyo interior hay una barra de grafito rodeada de una pasta húmeda de dióxido de manganeso (MnO_2), cloruro de zinc ($ZnCl_2$) y cloruro de amonio (NH_4Cl). ¿Cuál de las sustancias mencionadas cumple la función del cátodo? ¿Y cuál el ánodo? Justifica tu respuesta utilizando ecuaciones químicas.

6 La fabricación de joyas económicas se realiza utilizando los llamados baños de oro o baños de plata sobre el metal de bajo costo. Este recubrimiento metálico se realiza por medio de un proceso electroquímico denominado galvanoplastia. Teniendo en cuenta la ilustración, explica en qué consiste la galvanoplastia y cómo se aplica en este tipo de procesos.



Actividades

7 A continuación se presenta un esquema que relaciona el funcionamiento de una celda electrolítica, a partir de la electrólisis del cloruro de sodio (NaCl).



Responde:

a) ¿Qué aplicaciones tienen en la actualidad las celdas electrolíticas?

b) ¿Cómo fue elaborada la primera celda electrolítica? ¿Quién la fabricó?

8 Los muebles metálicos al dejarlos a la intemperie, se deterioran por acción de la humedad y del aire, recubriéndose de una capa rojiza. Responde:

a) ¿Qué le ocurre a este metal?

b) ¿Cómo se denomina este proceso?

c) ¿Es posible restaurar el mueble?

9 Completa la siguiente tabla midiendo el pH de las sustancias mencionadas. Elabora una gráfica de coordenadas (*X*-*Y*) relacionando la concentración de hidrogeniones [H^+] (eje *Y*) en función del valor del pH (eje *X*).

Sustancia	[H^+]	pH
Leche de magnesia		
Vinagre		
Limón		
Decol		
Alcohol antiséptico		
Gaseosa		
Detergente en polvo		
Polvo para hornear		
Agua		

10 Con base en la tabla anterior, responde:

a) ¿Cuáles de estas sustancias se pueden considerar neutras?

b) ¿Cómo varía la concentración de H^+ con respecto al valor del pH?

c) ¿Qué significa un pH inferior y superior a 7?

11 En la naturaleza existen fenómenos relacionados con la electrólisis, uno de ellos corresponde a las descargas eléctricas conocidas como rayos en la atmósfera del planeta. Diseña un esquema en el cual se represente la relación entre las descargas eléctricas de los rayos y la electrólisis del agua.

Problemas básicos

12 Calcula en cuánto tiempo se depositarán 2,5 g de Cu en un electrodo de Zn que se encuentra en una solución de $CuSO_4$ si se utiliza una corriente eléctrica de 10 A.

13 Calcula el número de equivalentes y la masa de las sustancias formadas en los electrodos cuando una corriente de 1A fluye durante 90 minutos a través de KCl fundido.

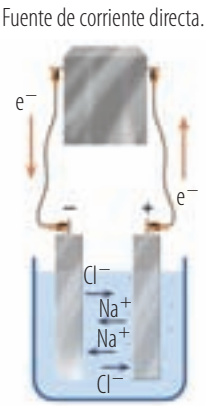
14 Señala el agente oxidante y el agente reductor en cada reacción. Explica tu respuesta.

a) $2Br^- + Cl^3 \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$

b) $2Ag^+ + Mg \longrightarrow 2Ag + Mg^{+2}$

c) $6Fe^{+2} + CrO^{-2} + 14H^+ \longrightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3} + 7H_2O$

15 El siguiente esquema muestra la electrólisis del cloruro de sodio en solución acuosa:



a) Indica cuál es el cátodo y cuál es el ánodo.

b) Indica cuáles son las reacciones de óxido-reducción que se presentan en esta electrólisis.

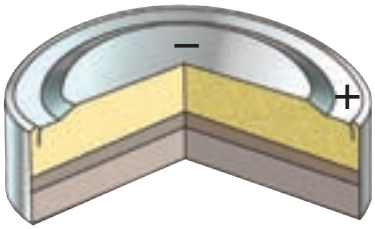
c) Describe el proceso que se representa.

 © Santillana

16 Las baterías que consigues en el comercio consisten en una o varias celdas electroquímicas conectadas en serie, que mantienen un voltaje constante durante un cierto lapso. Diseña un modelo con material reciclado que te permita explicar este fenómeno.



17 En el comercio se encuentran en gran cantidad tanto las pilas alcalinas como las pilas recargables. Ejemplo de ello son las pilas utilizadas en la mayoría de los relojes de pulso.



Responde:

a) ¿Qué componentes presentan este tipo de pilas alcalinas?

b) ¿Qué ventajas y desventajas representa la utilización de este tipo de pilas en la actualidad?

c) ¿Cómo es el funcionamientote este tipo de pilas? Explica, brevemente.

18 Para evitar la corrosión de algunas estructuras se utiliza usualmente un cubrimiento metálico con elementos como níquel (Ni), cromo (Cr) y zinc (Zn). ¿Qué propiedades presentan estas sustancias con el fin de disminuir los efectos generados por la corrosión?

Problemas de profundización

19 Considera la electrólisis del óxido de aluminio fundido, Al_2O_3, disuelto en criolita, $NaAlF_6$, con electrodos inertes. Al suministrar corrientes se efectúan las siguientes observaciones experimentales:

a) Se produce aluminio metálico color plateado en un electrodo.

b) Burbujea oxígeno, O_2, y se desprende en el otro electrodo.

Construye un diagrama de la celda indicando cuál es el ánodo, el cátodo, el electrodo positivo y el negativo, la semirreacción que se lleva a cabo en cada electrodo, la reacción total de la celda y la dirección y flujo de electrones a través del alambre.

20 Uno de los instrumentos básicos en el trabajo que realizan los electricistas es el voltímetro. Si se empleara este instrumento en la anterior experiencia, ¿cuál sería su función?



21 La corrosión es también un proceso electroquímico en el que un metal se consume por la acción de la oxidación del oxígeno y la humedad atmosférica. Un caso común es la corrosión del hierro.

a) Expresa mediante ecuaciones químicas el proceso de corrosión del hierro.

b) Responde: ¿Qué nombre común recibe el producto de dicha corrosión?

22 La formación de un mol de moléculas de agua a partir de un mol de iones de H^+ y un mol de iones OH^-, libera aproximadamente 13.700 calorías de energía por cada mol. Una caloría es la cantidad de energía necesaria para incrementar en 1 °C la temperatura de 1 g de agua.

La reacción:

$$H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

predice la cantidad de energía que se liberará y el aumento de la temperatura de la disolución, según la variación en las condiciones de reacción presentadas en la siguiente tabla:

Disolución básica	Energía liberada en la neutralización	Incremento de T°
500 mL NaOH 1 M		
100 mL NaOH 1 M		
500 mL NaOH 6 M		

Pilas y baterías: energía química para la tecnología moderna



"El desarrollo tecnológico ha sido el elemento básico que ha permitido a la humanidad utilizar nuevas fuentes de energía de manera cada vez más eficiente. Pero este progreso también tiene sus límites".

Antonio Moreno González

Muchos equipos electrónicos de la sociedad moderna como celulares, computadores portátiles, relojes, entre otros, funcionan con **baterías** o **pilas**. Detrás de estas fuentes de energía, se esconde un número apreciable de reacciones químicas que permiten el funcionamiento de estas maravillas modernas.

La primera pila fue inventada por el italiano **Alessandro Volta** en 1800. Volta tomó discos de cobre y zinc, y puso entre ellos un trozo de tela humedecida con ácido sulfúrico diluido (H_2SO_4). Luego comenzó a apilar sucesivamente más discos de cobre, zinc y tela hasta lograr una amplia cadena, de ahí se deriva el nombre de pila. De esta manera, Volta logró comprobar que su pila producía corriente eléctrica, sin embargo, en esa época no existía una aplicación concreta frente a este invento, caso contrario a nuestros días, en la actualidad todo el campo de la electrónica moderna emplea pilas electroquímicas que plasman claramente el funcionamiento de los mismos principios electroquímicos propuestos por Alessandro Volta.

Las pilas y las baterías son en esencia dispositivos que almacenan energía electroquímica a través de reacciones redox o de óxido-reducción controladas apropiadamente. En la actualidad, existen diversas clases de reacciones redox aplicadas en el desarrollo de una enorme variedad de pilas electroquímicas, algunas de estas son:

- **Pilas secas:** son las más comunes, emplean zinc y grafito como electrodos y una pasta húmeda de grafito pulverizado, dióxido de manganeso (MnO_2) y cloruro de amonio (NH_4Cl) como electrolitos.
- **Pilas alcalinas:** son similares a las pilas secas, sin embargo, el electrolito se compone de (MnO_2) y NaOH. Estas pilas se caracterizan porque mantienen un alto voltaje por más tiempo.
- **Pilas de mercurio:** emplean mercurio como electrodo. Aun-que son productos muy tóxicos ya que el mercurio (Hg) es un metal pesado, son utilizadas ampliamente en la fabricación de pilas pequeñas para relojes y calculadoras.



Alessandro Volta inventa la pila y realiza las primeras investigaciones con reacciones electroquímicas.



La amplia gama de pilas son producto de las múltiples reacciones químicas que son posibles en los procesos electroquímicos.

 © Santillana

La primera pila fue inventada por el italiano Alessandro Volta en 1800. Volta tomó discos de cobre y zinc, y puso entre ellos un trozo de tela humedecida con ácido sulfúrico diluido (H_2SO_4).



En la sociedad moderna son múltiples los objetos que poseen pilas o baterías como fuente de energía.

Uno de los sistemas electroquímicos más potentes lo encontramos en los acumuladores o las baterías de plomo, empleados en el sistema eléctrico de automóviles y motocicletas. A estas pilas se les denomina acumuladores porque tienen la capacidad de recargarse cuando se les aplica una corriente inversa a su reacción de producción de energía. Por ello, cuando el vehículo está en movimiento un dinamo accionado por el movimiento del motor recarga la batería. En realidad, el acumulador en su interior consta de una serie de seis celdas o baterías más pequeñas, cada una de dos voltios. Estas baterías se interconectan en serie para producir un total de 12 voltios.

De forma similar las baterías recargables vuelven a su estado inicial de carga al aplicarles una corriente eléctrica. Las pilas recargables más comunes emplean un sistema de níquel y cadmio (Ni-Cd).

Las baterías modernas son las generalmente de nitruro de litio (LiN), estas permiten ser recargadas generando un alto potencial redox, esta clase de pilas son muy empleadas en celulares y computadores portátiles. Por su alta eficiencia son empleadas incluso en dispositivos electrónicos que se pueden implantar en el cuerpo humano como los marcapasos y los implantes cocleares.

En realidad, el acumulador en su interior consta de una serie de seis celdas o baterías más pequeñas, cada una de dos voltios. Estas baterías se interconectan en serie para producir un total de 12 voltios.

Analizo y concluyo

- ¿Cuáles son las principales clases de pilas?
- ¿Cuáles son los componentes de una pila? ¿Qué son y qué función cumple cada una de las sustancias empleadas por Volta cuando inventa la primera pila?
- ¿Por qué unas pilas son recargables y otras no?

Fortalezco mis valores…

- ¿Qué postura asumo frente a los adelantos tecnológicos de la sociedad moderna?
- ¿Cómo reacciono frente a las opiniones de los demás cuando participo en una discusión?
- ¿Qué acciones realizo para disminuir la contaminación generada por los residuos sólidos debidos al uso excesivo de "pilas desechables"?



¿Qué es la electrólisis?

Al aplicar una corriente eléctrica al agua, se puede descomponer en los elementos que la conforman.

La mayor parte del agua natural contiene pequeñas cantidades de sales y de sustancias orgánicas disueltas. Cuando estas sustancias se encuentran en cantidades muy pequeñas, el agua no pierde su potabilidad y es apta para el consumo humano; sin embargo, en ocasiones y debido a la falta de movimiento o aireación, dichas partículas se acumulan sobrepasando los límites permitidos.

En esta práctica observarás la **electrólisis del agua**.

Conocimientos previos

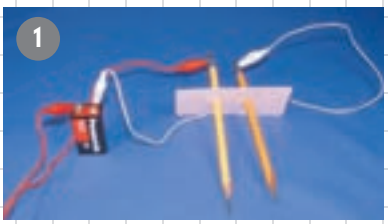
Electrólitos, electrólisis y equilibrio químico.

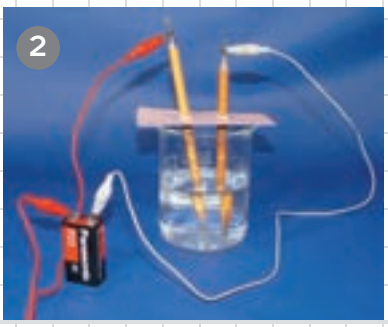
Reactivos

- Agua
- Cloruro de sodio, NaCl

Materiales

- Monedas
- Ganchos clip
- 1 vaso de precipitados de 250 mL
- 2 cables de cobre con pinzas caimán de 30 cm de largo
- 1 pila cuadrada de 9 voltios
- 2 lápices con mina de grafito
- Láminas de cobre de 1 × 4 cm
- 1 cartón de 10 cm × 10 cm
- 1 cucharita





Experimento

Procedimiento

1. Toma dos lápices afilados por ambos extremos y sujeta una de las puntas con una pinza caimán. Haz el montaje que muestra la fotografía 1.
2. Llena el vaso de precipitados con agua y agrega una cucharadita de cloruro de sodio.
3. Recorta un cuadrado de cartón más grande que la boca del vaso. Haz dos agujeros e introduce en ellos los lápices por los extremos que no tienen cables.
4. Pon el cartón con los lápices sobre la boca del vaso y sujeta las pinzas a los polos de las pilas unidas en serie, como se muestra en la fotografía 2.
5. Observa la producción de burbujas en los extremos de grafito sumergidos en el agua.
6. Repite el experimento con una pila de 9 voltios y cambiando los electrodos de grafito de los lápices, por monedas, láminas de cobre o ganchos clip. Escribe tus observaciones.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Por qué la corriente eléctrica descompone el agua en hidrógeno y oxígeno?
2. ¿Qué es un electrodo?
3. ¿Por qué el oxígeno y el hidrógeno se obtienen en estado gaseoso?
4. ¿Qué otros compuestos se pueden descomponer por medio de la electrólisis?
5. ¿Por qué una solución salina conduce la corriente eléctrica?

© Santillana

¿Cómo elaborar un indicador de pH?

Los indicadores de pH son ácidos orgánicos que reaccionan en medios básicos y ácidos produciendo diversos colores, lo que permite establecer la basicidad o la acidez de algunas sustancias. En esta práctica aprenderás a elaborar un indicador de pH a partir de material vegetal.

Conocimientos previos

Escala e indicadores de pH, ácidos, bases.

Reactivos

- Amoníaco, NH_3
- Solución de ácido clorhídrico, HCl
- Solución de hidróxido de sodio, NaOH
- Metanol, CH_3OH
- Vinagre diluido, CH_3COOH

Materiales

- Hojas de repollo morado
- Jugo de limón
- Papel filtro
- Montaje para filtración simple
- 1 mortero con pistilo
- 1 vaso de precipitados de 100 mL
- 5 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 1 gotero
- 1 pipeta graduada de 1 mL

Experimento

Procedimiento

1. Tritura una hoja de repollo morado en el mortero y agrega un volumen de solución de agua-metanol, aproximadamente 10 veces mayor que la muestra de repollo.
2. Filtra la mezcla anterior y deposita el filtrado en un vaso de precipitados de 100 mL.
3. En los tubos de ensayo vierte 1 mL de vinagre, 1 mL de jugo de limón, 1 mL de amoníaco, 1 mL de solución de HCl y 1 mL de solución de NaOH, respectivamente.
4. Agrega a cada tubo unas gotas del extracto de repollo, agita las mezclas y observa lo que ocurre. Registra los cambios de color en una tabla de resultados.



Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Cuáles de las sustancias utilizadas son ácidas?
2. ¿Cuáles de las sustancias utilizadas son básicas?
3. ¿Qué coloraciones toma el repollo en presencia de ácidos y bases?
4. ¿Por qué la solución de repollo morado se puede considerar un indicador ácido-base?
5. ¿Qué otros vegetales se pueden utilizar para elaborar indicadores de pH?

¿Cómo determinar la concentración de un vinagre comercial?

La titulación o valoración de soluciones tiene como objetivo determinar la concentración de una solución ácida o básica desconocida, denominada **solución analizada**. En esta práctica aprenderás a aplicar este método para establecer la concentración de sustancias de uso cotidiano.

Conocimientos previos

Titulación ácido-base y normalidad.

Reactivos

- Vinagre diluido, CH_3COOH
- Hidróxido de sodio, NaOH
- Agua destilada
- Solución de fenolftaleína

Materiales

- 1 soporte universal
- 1 pinza para bureta
- 1 bureta de 50 mL
- 1 Erlenmeyer 250 mL
- 1 balón aforado de 250 mL
- 1 vidrio de reloj
- 1 balanza
- 1 espátula

Experimento

Procedimiento

1. Prepara 250 mL de solución 0,1 N de hidróxido de sodio.
2. Realiza el montaje de la titulación que se muestra en la fotografía 1.
3. Vierte en la bureta 50 mL de solución de hidróxido de sodio.
4. Con una pipeta mide 5 mL de vinagre y deposítalos en el Erlenmeyer de 250 mL; adiciona 75 mL de agua destilada y unas gotas de fenolftaleína.
5. Comienza a titular, añadiendo la solución básica gota a gota desde la bureta y agitando constantemente el Erlenmeyer en forma circular.
6. Sigue agregando hidróxido de sodio hasta que observes que la solución de vinagre toma un color rosado que aparece y desaparece. Cuando la tonalidad rosa persiste, suspende la titulación (fotografía 2).
7. Escribe el volumen de NaOH gastado.





Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Cuál es la concentración normal del vinagre? Utiliza la expresión: $N_a V_a = N_b V_b$ para hacer este cálculo.
2. ¿Qué relación puedes establecer entre la neutralización y la titulación?
3. ¿Qué aplicaciones tiene el proceso de titulación?
4. ¿Qué otro indicador se puede utilizar en las titulaciones?

© Santillana

¿Cómo construir una pila casera?

Las reacciones químicas de óxido-reducción se aplican en la fabricación de pilas y baterías que proporcionan energía eléctrica a infinidad de dispositivos electrónicos de la vida moderna, como calculadoras, relojes, celulares, computadores portátiles, entre otros.

En esta práctica construirás una **pila casera** y la emplearás para hacer funcionar un dispositivo electrónico de baja potencia.

Conocimientos previos

Reacciones de óxido-reducción y celdas electrolíticas

Reactivos

- 2 láminas de cobre de 4 cm de longitud y 1 cm de ancho
- 2 láminas de zinc de las mismas medidas
- Solución de HCl 0,1 M

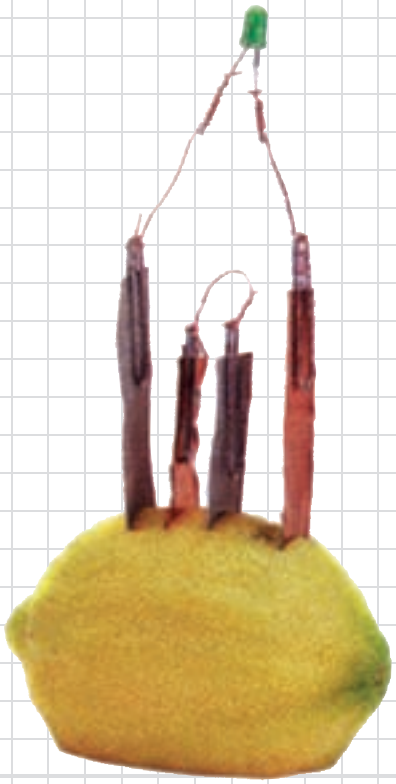
Materiales

- 4 alambres de cobre
- 10 ganchos clip
- 1 led (diodo emisor de luz)
- 1 limón
- 1 papaya pequeña
- 1 vaso de precipitados de 100 mL

Experimento

Procedimiento

1. Inserta alternadamente en la papaya, las láminas de cobre y zinc, conservando una distancia de 2 cm.
2. Conecta las láminas de cobre y zinc que están en el centro de la papaya, empleando los ganchos clip como conectores y los alambres de cobre como conductores.
3. Conecta de igual manera, una de las láminas externas a uno de los terminales del led y el otro terminal a la otra lámina, tal como se muestra en la figura.
4. Repite el procedimiento cambiando la papaya por el limón.



Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Por qué la papaya y el limón funcionan como celdas electrolíticas?
2. ¿Qué reacciones ocurren en el cátodo y en el ánodo?
3. ¿Cómo puedes hacer una apreciación cuantitativa de la energía eléctrica producida en este proceso?
4. ¿Por qué algunas reacciones químicas generan energía eléctrica?

PROYECTOS CIENTÍFICOS ESCOLARES

Los proyectos científicos escolares (PCE) son una propuesta alternativa para generar conocimiento a partir de investigaciones científicas realizadas en el contexto escolar desde una **perspectiva interdisciplinar**. Esta propuesta, además de fortalecer los saberes adquiridos en el aula de clases, despierta el **interés y la curiosidad** por el mundo de la ciencia y de la tecnología, fortalece **actitudes científicas**, como el **respeto por la diferencia, el trabajo en equipo y la responsabilidad** frente a los compromisos asumidos. Lo antes mencionado se refleja en las vivencias de quienes participan activamente en estos procesos, e incide de manera favorable en sus formas de ver el mundo.

La química, como ciencia experimental, hace parte de todo ese universo por explorar, donde las situaciones problémicas permiten la construcción de proyectos científicos escolares que reflejan las necesidades de los contextos y se consolidan como propuestas que brindan posibles soluciones. En esencia, se esperaría que el desarrollo de todo PCE fomentara:



PROYECTOS CIENTÍFICOS ESCOLARES

- Innovación
- Creatividad
- Impacto
- Aplicaciones
- Imaginación
- Investigación



¿Cómo formular un proyecto científico escolar?

La formulación de todo proyecto científico escolar, en este caso de química, incluye los siguientes elementos:

- Una **idea** que surge por un interés particular o por la necesidad de resolver una problemática asociada con temas propios de la ciencia, medio ambiente y la tecnología.
- Una **sustentación** acerca del impacto real del proyecto de investigación de acuerdo con los elementos propios del contexto.
- Unos **objetivos**, tanto generales como específicos, que permitan focalizar el desarrollo del proyecto.
- Una **planeación** detallada de las actividades programadas y su registro en cronogramas con fechas y compromisos concretos.
- Una **fundamentación** teórica, profunda y compleja, con el fin de orientar adecuadamente el trabajo experimental. Esta fundamentación no se realiza solo al inicio del proyecto, sino que es básica como análisis permanente en el transcurso de la investigación.
- Un **trabajo experimental** coherente con los fundamentos teóricos, los objetivos y las necesidades por resolver con el proyecto de investigación. El trabajo experimental, al igual que la fundamentación teórica, se desarrolla de manera constante en la investigación. Así mismo, es fundamental llevar registros detallados que permitan sustentar los resultados del proyecto al finalizar el proceso de investigación.
- La **sistematización** adecuada de la información obtenida en el transcurso de la investigación. Aquí se referencian los datos, la ejecución y escritos producidos durante todo el proceso.

¿Cuáles son las etapas de un proyecto científico escolar?



Etapa 1. Creación

Esta etapa fomenta la creatividad e imaginación en los participantes del proyecto.

Es útil generar estrategias como la lluvia de ideas con el fin de seleccionar un proyecto que responda a la curiosidad y fortalezca el espíritu científico de todos los participantes. En esta etapa surge la situación problémica, es decir, la **idea**.

Etapa 2. Formulación

La planeación de un proyecto de investigación escolar fortalece las competencias básicas y comunicativas al momento de concretar una idea con argumentos propios del contexto o de los intereses de los participantes. En esta etapa se consolidan los objetivos, el cronograma de actividades, los recursos humanos, físicos y financieros, así como la distribución de funciones del equipo de trabajo.

Etapa 3. Fundamentación teórica

Se trata de una búsqueda minuciosa de la información en diversas fuentes y su posterior análisis en relación con los objetivos y los intereses del proyecto. En esta etapa es fundamental adquirir habilidades en la búsqueda de información, que permitan desarrollar competencias básicas en interpretación y análisis de textos y gráficas. Se recomienda realizar una búsqueda de información tanto en fuentes primarias, como entrevistas, y fuentes secundarias, como libros, revistas e Internet.

Etapa 4. Trabajo experimental

La parte experimental es el centro de los proyectos científicos escolares por cuanto aplica los conocimientos teóricos y prácticos adquiridos en el desarrollo del curso de química. En esta etapa es fundamental el acompañamiento por parte de los docentes y el registro de los resultados obtenidos.



Etapa 5. Consolidación de resultados

Esta es una etapa de reflexión y análisis en la cual los participantes del proceso de investigación aprenden tanto de los éxitos como de los resultados inesperados de la etapa experimental. Se trata de un análisis profundo acerca del desarrollo del proyecto con el fin de establecer conclusiones, sistematizar resultados, reflexionar acerca de los aprendizajes y proponer estrategias para el desarrollo de nuevos proyectos relacionados con la temática abordada.

Etapa 6. Divulgación

La socialización de experiencias y aprendizajes fruto de un proceso de investigación escolar, permite el intercambio de saberes y el fortalecimiento de las competencias comunicativas básicas cuando se realizan presentaciones en público o en el diseño de materiales audiovisuales como afiches, periódicos escolares, carteleras, entre otros. El objetivo de esta etapa es difundir a la comunidad en general, el impacto social real del proceso de investigación.

A continuación encontrarás algunas ideas para desarrollar proyectos científicos escolares.

PROYECTO 1 Arte y ciencia: fabricación de pinturas



IDEA
¿Cómo fusionar el arte y la ciencia?

Fundamentos para la formulación

La pintura es el arte de crear imágenes aplicando sustancias con color a una superficie. Esta forma de expresión artística ha permitido capturar en escenas la historia de la humanidad, desde la Edad de Piedra, con las pinturas rupestres en cuevas, hasta el arte moderno, pasando por el gótico, renacentista, barroco, rococó, impresionismo, cubismo y surrealismo, entre otras manifestaciones artísticas.

Al igual que la ciencia, el arte requiere de creatividad e imaginación y muchos artistas han utilizado conceptos científicos, como la perspectiva y la percepción, para producir obras que juegan con nuestra razón.

Aunque pocas personas hablen del tema, la historia de la pintura ha estado íntimamente ligada a la historia de los colorantes y los pigmentos, los cuales se han desarrollado gracias al avance de la química. De hecho, por muchos siglos la única fuente de materias primas de color fueron los pigmentos de origen natural extraídos de minerales que eran pulverizados y luego suspendidos en aceites o incluso en yemas o claras de huevo.

Los pigmentos para pintura son polvos finos que reflejan toda la luz para producir un efecto blanco, o bien absorben ciertas longitudes de onda de la luz para producir un efecto coloreado. Los pigmentos blancos más corrientes son óxidos inorgánicos, como el dióxido de titanio (TiO_2) y el óxido de zinc (ZnO). Los siguientes óxidos inorgánicos son pigmentos utilizados ampliamente: óxido férrico (Fe_2O_3), el cual, según la mezcla, ofrece coloración amarilla, roja o color tierra; el óxido crómico (Cr_2O_3), que presenta coloración verde, y el tetraóxido de plomo (Pb_3O_4), del cual se obtienen pigmentos rojos.

Así mismo, los cromatos de plomo, zinc, estroncio y níquel producen distintas gamas de amarillos y anaranjados.

Es realizable el desarrollo de diversos proyectos científicos escolares relacionados con la fabricación de pinturas útiles en la creación de obras artísticas, a partir de materias primas como minerales, rocas u otros compuestos. Por lo tanto, te invitamos a plantear la posibilidad de generar proyectos científicos con el apoyo de los docentes del área de artes o dibujo con el fin de emplear las pinturas fabricadas en la clase de química.

Resultados esperados

Los proyectos escolares de arte y ciencia deberán generar procesos como:

- Articulación curricular en torno a la interdisciplinariedad de las ciencias y el arte en la institución educativa.
- Adquirir capacidad de fusionar conceptos de arte con la ciencia y viceversa.
- Generar expresiones artísticas a partir del proyecto.

Investigación en la red

Consulta en Internet la información relacionada con prácticas y aplicaciones de pigmentos y colorantes en pinturas y esculturas. Para ello, sugerimos las siguientes palabras clave:

- Pigmentos minerales
- Aglutinantes para pigmentos
- Historia del arte
- Fabricación de pinturas
- Colorantes
- Pigmentos vegetales

© Santillana

PROYECTO 2 Galvanización de superficies

IDEA

¿Cómo incentivar el desarrollo de productos a través de proyectos de química aplicada?



Fundamentos para la formulación

Dentro de las múltiples aplicaciones de la electroquímica, la galvanización o recubrimiento de las superficies con metales tiene aplicaciones en diversas industrias. Niquelados, cromados, dorados y plateados, son algunos de los recubrimientos electroquímicos que se realizan a nivel industrial. Por ejemplo, la mayoría de las bicicletas llevan un recubrimiento de cromo (cromado), que las protege de la corrosión ambiental. Otro ejemplo de esta aplicación industrial se ve en las joyas, las cuales son recubiertas con una capa de oro (dorado), o en la fabricación de tuberías, las cuales son sometidas a un recubrimiento con níquel para aumentar su durabilidad y hacerlas atractivas.

Esta propuesta pedagógica es una invitación a consultar acerca de las aplicaciones de los procesos electroquímicos de galvanización en el contexto latinoamericano, con el fin de formular proyectos científicos escolares acerca de la galvanización de objetos. Además permite, por un lado, fortalecer los conocimientos y las prácticas de electroquímica y reacciones de óxido-reducción analizadas en clase y, por otro, brindar la posibilidad de generar una microempresa de tecnologías de galvanización basada en conceptos de innovación tecnológica y competitividad.

Es importante tener presente que, en la etapa de formulación de los proyectos de galvanización, se deben resolver las siguientes preguntas:

- ¿Qué cuidados y medidas de seguridad se deben tener en cuenta al momento de experimentar con galvanización?
- ¿Qué aplicaciones tiene el recubrimiento de superficies con metales?
- ¿Cuáles son los impactos ambientales que ocasionan las empresas que trabajan con galvanizaciones?

Resultados esperados

Al final del proceso se espera que se generen varios proyectos que logren emplear los conocimientos adquiridos en el curso de química, a fin de realizar diversas prácticas de galvanización de objetos, en las que se muestren sus aplicaciones industriales.

Además, aprender sobre la organización de la microempresa como negocio productivo.

Investigación en la red

Consulta en Internet la información relacionada con los procesos de galvanización o recubrimiento de objetos con metales. Para ello, sugerimos las siguientes palabras clave:

- Galvanoplastia
- Galvanización
- Aplicaciones de la electroquímica
- Niquelado
- Plan de negocios
- Cromado
- Recubrimientos metálicos
- Emprendimiento

PROYECTO 3 Química y ciencias forenses



IDEA
¿Cómo aplicar los conocimientos de la química en investigaciones forenses?

Fundamentos para la formulación

En ciencias forenses se aplican innumerables principios de la química; entre estos se destaca el análisis de huellas o dactiloscopia. Gracias a esta técnica se han resuelto múltiples crímenes, ya que no existen dos seres humanos con el mismo patrón de huellas digitales.

La acumulación de sudor y otras sustancias en la superficie de los dedos permite que al tener contacto con un objeto, se registre una impresión característica para cada sujeto. La dactiloscopia estudia la forma de revelar estas huellas digitales, invisibles al ojo humano, interpretar los patrones de formas e identificar los elementos que permiten asociar una huella digital a un ser humano específico.

El análisis de huellas digitales ha permitido la resolución concluyente de casos judiciales, donde tales rastros fueron evidencia innegable de la presencia de un sujeto determinado en la escena de un delito.

Para evidenciar una huella digital, en química forense se emplea una técnica denominada revelado por polvos, que consiste en la adición de polvos finamente divididos y demasiado adhesivos sobre la superficie que se está analizando. Este tipo de sólidos se impregnan a las sustancias del sudor, revelando la forma de las huellas digitales. Algunos de los polvos empleados para este fin son los siguientes:

- **Polvo negro**: compuesto de negro de humo o grafito para superficies blancas o muy claras.
- **Polvo blanco**: compuesto de talco o yeso para superficies negras o sumamente oscuras.
- **Polvo gris**: compuesto de aluminio utilizado ampliamente en casos donde el suceso ha ocurrido con cierto tiempo de antelación. La principal característica para el uso de esta sustancia radica en su gran capacidad de adherencia.

En cuanto a la selección de polvos es importante tener en cuenta que el color debe contrastar con la superficie.

Todos los polvos comunes se aplican con cepillos de pelos suaves.

Esta propuesta de investigación científica escolar es una invitación para formular proyectos escolares que apliquen el revelado de huellas digitales como estrategia que permita explorar el espíritu de investigación e interpretación de situaciones reales en el contexto escolar.

Resultados esperados

Los proyectos de análisis de huellas deberán lograr los siguientes resultados:

- Seleccionar técnicas que permitan revelar huellas invisibles a través de reactivos químicos.
- Identificar los patrones de las formas de las huellas digitales.
- Construir elementos que permitan la comparación de patrones de huellas digitales de diversas personas.
- Establecer la importancia de las investigaciones dactiloscópicas en las ciencias forenses.
- Explicar, por medio de modelos, las capas de la piel y su relación con las técnicas empleadas en dactiloscopia.

Investigación en la red

Consulta en Internet la información relacionada con las técnicas empleadas en química forense y el amplio campo de la dactiloscopia. Para ello, sugerimos las siguientes palabras clave:

- Dactiloscopia
- Capas de la piel
- Análisis de huellas digitales
- Ciencias forenses
- Química forense
- Física forense

PROYECTO 4 Exploración geológica



IDEA
¿Cómo explorar la riqueza y diversidad de las rocas y los minerales?

Fundamentos para la formulación

Latinoamérica cuenta con una enorme riqueza de recursos minerales, sin embargo, pocas personas son conscientes del valor de este patrimonio natural. Los minerales y las rocas son una fuente de investigación enorme en química, puesto que todos los elementos y compuestos de la química inorgánica, de forma directa e indirecta, tienen su origen en rocas o minerales. Ejemplo de ello son la bauxita, mineral del cual se extrae el aluminio, y el mercurio, que existe en el cinabrio, la colección de rocas y minerales también se convierte fácilmente en un pasatiempo o distracción, al ser estos materiales fuente de fascinación por la belleza de sus formas, texturas, colores y estructuras cristalinas.

A través de este proyecto científico escolar, te invitamos a explorar la mineralogía y la geología, por medio de la colección de rocas y minerales seleccionados en salidas de campo realizadas con el apoyo del colegio, paseos familiares o algunas caminatas ecológicas.

Para ello, consolida un equipo de trabajo con quienes puedas investigar sobre los principales yacimientos de minerales, compuestos y materias primas que se obtienen a través de los minerales, la producción e importancia económica de materiales como el carbón, el platino, el oro, el diamante, las esmeraldas, el hierro, la sal, entre otros, de los cientos de productos derivados de rocas y minerales.

Luego de haber realizado una fundamentación teórica, formula proyectos científicos escolares que te permitan recolectar, analizar, clasificar y estudiar muestras de rocas y minerales presentes en determinadas zonas territoriales.

Resultados esperados

La formulación de proyectos científicos escolares relacionados con mineralogía y geología permite aplicar conocimientos de la química inorgánica en la identificación y clasificación de las muestras de rocas y minerales recolectados. Todas las muestras pueden organizarse como un pequeño museo, con el fin de que todos aprecien las maravillas de la química inorgánica expuestas en la naturaleza.

Las herramientas básicas para las salidas de campo de un geólogo son:

- Martillo
- Cincel
- Guantes
- Cuaderno de notas
- Cámara fotográfica

Investigación en la red

Consulta en Internet la información relacionada con las técnicas empleadas en mineralogía y geología. Para ello, sugerimos las siguientes palabras clave:

- Mineralogía
- Identificación de minerales
- Geología
- Clasificación de rocas
- Colección de rocas
- Colección de minerales
- Formas cristalinas

IDEA
¿Cómo organizar una feria científica escolar?

Fundamentos para la formulación

La feria científica escolar es un evento anual organizado generalmente por el área de ciencias del colegio, cuyo objetivo es invitar a la innovación, la curiosidad, el intercambio de experiencias y el fortalecimiento del interés por el mundo de la ciencia, el medio ambiente y la tecnología. Esto se realiza a través de proyectos de investigación científica y tecnológica realizados en los diversos ambientes escolares.

A continuación, mencionamos tres tipos de proyectos que pueden presentarse en una feria científica escolar.



Demostración de un principio científico

Se trata de mostrar un principio científico interesante. Por ejemplo, demostración de los principios de las reacciones de óxido-reducción aplicados en la fabricación de pilas o en la galvanización.

Construcción de un modelo

Los modelos son fundamentales en ciencias porque ayudan a explicar fenómenos que por su escala son imposibles de ver; por ejemplo, un modelo a escala del sistema solar, de una célula o de un átomo. La construcción de modelos es muy divertida, puesto que en esta labor, además de las habilidades manuales, se requiere de mucha creatividad. Por ejemplo, construir circuitos eléctricos, un modelo de un carro que se mueva con energía solar, modelos del proceso de fotosíntesis en las plantas, modelos atómicos, entre muchos otros.



Proyecto de investigación

Este tipo de propuestas se fundamentan en la búsqueda de posibles soluciones a preguntas o a una hipótesis planteada. El objetivo de una investigación es tratar de conseguir la información que permita apoyar o refutar la hipótesis. Ejemplos de algunas investigaciones que pueden ser desarrolladas son las siguientes:

- ¿Qué clase de combustibles producen menos contaminación?
- ¿Cómo remplazar el uso de nitritos en la fabricación de alimentos enlatados?
- ¿Cómo diseñar un sistema de purificación de agua para mi comunidad?

 © Santillana

Para organizar la feria científica escolar es importante tener presente:

- ¿Cómo será el proceso de selección de los trabajos de exposición?
- ¿Quiénes integran el comité organizador?
- ¿Cuáles serán las funciones que desempeñe cada uno en el desarrollo del evento?
- ¿Cómo promover el intercambio de proyectos con otras instituciones?
- ¿Qué actividades de divulgación científica se pueden organizar en la feria? (Por ejemplo, charlas, conferencias, salidas ecológicas, encuentros artísticos.)
- ¿Quiénes conformarán el comité de evaluación de proyectos?
- ¿Qué estímulos se brindarán a los trabajos ganadores de la feria escolar?
- ¿Cuál será el espacio y la logística más adecuada para la realización de este evento?

Con base en los elementos mencionados anteriormente, como equipo de trabajo, es indispensable diseñar un plan de acción que permita movilizar la dinámica de la feria científica escolar a las demás actividades programadas por la institución, según los objetivos, metas, intereses y necesidades proyectados para el desarrollo del evento.

Resultados esperados

Al final de esta propuesta pedagógica se busca como resultado generar los parámetros y las dinámicas escolares que permitan estructurar la logística necesaria para el desarrollo de la feria científica escolar, como un espacio integrador, que posibilite la innovación, el intercambio de saberes y que fortalezca el apoyo a los proyectos escolares de ciencia, medio ambiente y tecnología formulados por docentes y estudiantes, de acuerdo con las necesidades e intereses de cada institución.

Investigación en la red

Existen diversas organizaciones que promueven el desarrollo de actividades científicas juveniles. A continuación mencionamos algunas de las entidades en las cuales es posible encontrar información y asesoría acerca de la organización de este tipo de eventos.

- Colciencias
- ACAC (Asociación Colombiana para el Avance de la Ciencia)
- Museo de la ciencia y el juego (Universidad Nacional de Colombia)
- Ministerio de Educación Nacional



GLOSARIO

A

Ácido: compuesto químico que en solución acuosa produce iones hidrógeno (H^+).
Ácido conjugado: ion resultante de la disociación de una base.
Ácido de Brönsted: sustancia capaz de ceder un protón (H^+) a otra sustancia.
Agente oxidante: especie que se reduce en un proceso de óxido-reducción.
Agente reductor: especie que se oxida en un proceso de óxido-reducción.
Alquimia: corriente filosófica que a través de prácticas químcas buscaba el crecimiento espiritual del practicante y la compresión universal.
Ánodo: en la electrólisis, electrodo que tiene potencial positivo. En cualquier sistema eléctrico, como un tubo de descarga, el ánodo es el terminal por donde salen los electrones del sistema.
Átomo: partícula más pequeña que puede participar en una reacción química. Unidad estructural de la materia.

B

Base: compuesto químico que en solución acuosa produce iones OH^- o hidroxilo.
Base conjugada: ion resultante de la disociación de un ácido.
Base de Brönsted: sustancia capaz de aceptar un protón desde otra sustancia.

C

Calor: forma de energía asociada con el movimiento de las partículas constitutivas de la materia.
Calor de reacción: cantidad de calor liberado o absorbido durante una reacción química, referido a una cierta cantidad de reactivo o de producto.
Cantidades estequiométricas: cantidades exactas de reactivos y productos que aparecen en una ecuación química balanceada.
Catalizador: sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química, sin consumirse en ella.
Cátodo: en la electrólisis, electrodo con potencial negativo. En cualquier sistema eléctrico, como un tubo de descarga, el cátodo es el terminal por donde entran los electrones al sistema.
Celda electrolítica: dispositivo en el cual una corriente eléctrica promueve la ocurrencia de una reacción, que de otra forma no se produciría.
Celda electroquímica: dispositivo que genera corriente eléctrica a partir de una reacción química de óxido-reducción, que ocurre espontáneamente. Sinónimos: celda galvánica, celda voltaica.
Cinética química: parte de la química que estudia la velocidad con la que ocurren las reacciones químicas, así como los factores que la determinan.
Coloide: mezcla en la cual las partículas de soluto son de gran tamaño y se hallan en suspensión.
Concentración: relación cuantitativa soluto-solvente o soluto-solución.
Configuración electrónica: distribución de los electrones en los orbitales atómicos.
Constante de equilibrio: valor numérico que se obtiene de la razón entre las concentraciones de equilibrio de los productos y las de los reactivos, cada una elevada a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico.
Contaminación: alteración física o química del ambiente y que lo torna nocivo para el ser humano.
Corrosión: reacción química de los metales expuestos a la acción de agentes atmosféricos.
Cristalización: proceso de obtención de cristales a partir de una solución.
Cuanto: cantidad mínima de energía radiante que puede se absorbida o emitida.

D

Densidad electrónica: probabilidad de hallar el electrón en una región determinada del espacio.
Dipolo: estructura polarizada, positiva y negativamente.
Disociación: proceso de separación de una sustacia iónica en los iones correspondientes, por acción de un disolvente.

E

Ecuación química: representación simbólica de una reacción química. Muestra los símbolos y las fórmulas químicas de los reactivos y los productos.
Electrodos: superficies sobre las cuales se producen las semirreacciones de oxidación y reducción en las celdas electroquímicas.
Electrólisis: proceso en el cual el paso de una corriente eléctrica continua ocasiona la ruptura de enlaces en una molécula.
Electrólito: líquido que contiene iones positivos y negativos y que conduce electricidad mediante el flujo de esas cargas.
Electrón: partícula subatómica fundamental con carga unitaria negativa.
Electronegatividad: medida de la fuerza con la que un núcleo atómico atrae los electrones.
Electrones de valencia: corresponden a los electrones en el nivel más externo de un átomo, pueden participar en los enlaces químicos.
Electroquímica: área de la química que estudia la relación entre los procesos químicos y la electricidad.
Elemento químico: sustancia pura cuyos átomos tienen el mismo número de protones.
Energía: capacidad de un sistema para hacer un trabajo o producir un cambio.
Energía de activación: cantidad mínima de energía requerida para iniciar un reacción química.
Enlace covalente: enlace formado cuando dos átomos comparten un par de electrones.

F

Fem (fuerza electromotriz): medida de la fuerza directriz de la reacción de la celda.
Fermentación: conjunto de reacciones químicas que ocurren en el interior de las células vivas y tienen como fin proporcionar energía al organismo a través de la ruptura de moléculas con alto contenido energético como los azúcares.
Fórmula de Lewis: fórmula ideada por Lewis en la cual se usan puntos para representar los electrones de valencia de un átomo y el símbolo del elemento para representar los electrones internos del mismo.

G

Galvanización: técnica utilizada para obtener artículos de hierro o acero resistentes a la corrosión.
Gases ideales: gases hipotéticos que se ajustan a los postulados de la teoría cinético-molecular de la materia.
Granalla: conjunto de granos o porciones menudas a que se reducen los metales para facilitar su fundición.
Grupo funcional: grupo de átomos de un compuesto responsables de las reacciones características del compuesto.

H

Halógeno: elemento del grupo VIIA de la tabla periódica (flúor, cloro, bromo, yodo y astatino).
Hipótesis: explicación de un fenómeno que debe ser confirmada o rechazada a través de la observación y la experimentación.

I

Ion: átomo o grupo de átomos con carga eléctrica, ya sea positiva (catión) o negativa (anión).
Ionización: separación o disociación de una sustancia en sus iones correspondientes.
Isótopo: átomos del mismo elemento con diferente número de neutrones.

L

Ley: regla y norma verificada experimentalmente, que sirve para describir, interpretar y predecir la ocurrencia de un conjunto de fenómenos.
Lluvia ácida: precipitaciones de naturaleza ácida que se producen por efecto de la formación de los ácidos sulfúrico y nítrico en la atmósfera.
Longitud de enlace: se refiere a la distancia entre dos núcleos en un enlace.

M

Materia: todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.
Método científico: procedimiento ordenado encaminado a la generación de conocimiento científico en forma de leyes y teorías.
Mezcla: combinación entre dos o más sustancias.
Mezcla heterogénea: combinación en la cual las sustancias involucradas no se encuentran distribuidas uniformemente y por tanto se observan dos o más fases.
Mezcla homogénea: combinación en la cual las sustancias involucradas se encuentran distribuidas uniformemente y no son identificables a simple vista.

N

Neutralización: reacción química entre una base y un ácido en la que se forma una sal y agua.
Neutrón: partícula subatómica fundamental sin carga, con una masa muy cercana a la del protón.
Nivel de energía: una de las energías que puede tener un átomo o una molécula de acuerdo con la teoría cuántica.
Número atómico: número de protones del núcleo de un átomo. El número atómico es una característica de cada elemento y se simboliza por la letra Z.
Número cuántico magnético: corresponde a una solución mecanocuántica de la ecuación de onda que designa el orbital concreto que ocupa el electrón(s, p, d, f) dentro de un grupo determinado.
Número cuántico orbital: corresponde a una solución mecanocuántica de la ecuación de onda que designa el grupo de orbitales (s, p, d, f) dentro de un nivel electrónico dado, en el que reside el electrón.
Número cuántico principal: corresponde a una solución mecanocuántica de la ecuación de onda que designa el nivel energético o capa en el que se encuentra el electrón.

O

Orbital: región alrededor de un núcleo atómico en la cual existe una alta posibilidad de encontrar un electrón.
Orbital molecular: zona del espacio molecular donde hay mayor probabilidad de encontrar el par de electrones que forman el enlace covalente entre dos átomos.

P

Par ácido-base conjugado: sistema formado por un ácido de Brönsted y la base conjugada que genera al donar el protón.
pH: medida del grado de acidez de una solución que se expresa por el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno.
Piedra filosofal: símbolo usado por los alquimistas para representar el logro máximo de sus prácticas y búsquedas espirituales. Se relacionaba con la eterna juventud y la transmutación de los metales en oro.

R

Radiactividad: propiedad de algunos núcleos relacionada con la liberación de partículas subatómicas y la liberación de gran cantidad de energía.
Reacción endotérmica: reacción química en la cual el sistema absorbe energía.
Reacción exotérmica: reacción química como consecuencia de la cual se libera energía.

V

Valencia: capacidad de combinación de un átomo.
Velocidad de reacción: variación de la concentración en los reactivos o productos por unidad de tiempo.
Volumen molar: volumen que ocupa un mol de una sustancia pura.

BIBLIOGRAFÍA

- ATKINS,P. *Fisicoquímica*. México D.F. Fondo Educativo Interamericano. 1985.
- ATKINS, PETER. JONES, LORETTA. *Chemical Principles*. Estados Unidos. W. H. Freeman and company. 1999.
- BABOR A., JOSEPH. IBARZ, JOSÉ. *Química General Moderna*. Barcelona. Editorial Marín, S.A. 1992.
- BRANDWEIN, PAUL F. Y OTROS. *Química: la materia, sus formas y sus cambios*. Estados Unidos. Editorial Educaciones Cultural. Cuarta edición. 1980.
- CHANG, RAYMOND. *Química*. Madrid. Ediciones Mc Graw Hill. 1993.
- EBBING, DARRELL D. *Química General*. México D.F. Ediciones Mc Graw Hill. 1997.
- GILBERT, G. FORREST, C. *Química general. Problemas y ejercicios*. Buenos Aires. Addison-Wesley Iberoamericana. Tercera edición. 1991.
- LONGO, F. *Química general*. México D.F. Ediciones Mc Graw Hill. 1993.
- MASTERTON, W. Y OTROS. *Química*. México D.F. Editorial Mc Graw Hill. 1991.
- MORTIMER, CHARLES. *Química*. México D.F. Ediciones Iberoamericana. Quinta edición. 1992.
- ROUTH, JOSEPH. EYMAN, DARRELL. BURTON, DONALD. *Compendio esencial de química general orgánica y bioquímica*. Barcelona. Editorial Reverté S.A. 1988.
- RUSELL, JOHN B. *Química General*. Bogotá. Editorial Mc Graw Hill. 1985.
- SIENKO, M. PLANE, R. *Química: principios y aplicaciones*. México D.F. Ediciones Mc Graw Hill. 1989.
- SKOOG, DOUGLAS A. WEST D., HOLLER F. *Química Analítica*. México. Ediciones Mc Graw Hill. 1997.
- WHITTEN, K. W. GAILEY, K. D. *Química General*. México. Nueva editorial Interamericana. 1998.
- WILBRAHAM, ANTONY C. *Chemistry*. Estados Unidos. Addison-Wesley. Tercera edición. 1993.
- ZUMDAHL, STEVEN. *Chemistry*. Estados Unidos. D.C. Heath and Company. Tercera edición. 1993.

Fuentes de Internet

- **Biografías de científicos**
  www.b.cartage.org
- **Consulta con un experto**
  www.scat0.phys.psu.edu
- **Conversión de unidades** (energía, presión, volumen, temperatura, masa)
  www.chemicool.com
- **Elaboración de estructuras**
  www.chem.ox.ac.uk
- **Experimentos que fundamentan el modelo estándar del átomo**
  www.particleadventure.org
- **Gases ideales**
  www.chemicool.com
- **Laboratorio virtual de química**
  www.neon.chem.ox.ac.uk
- **La ciencia es divertida**
  Anécdotas, experiencias, preguntas...
  www.ciencianet.com
- **Más recursos en internet para química**
  www.liv.ac.uk
- **Oxidación-reducción: temas completos**
  www.naio.kcc.hawaii.edu
- **Premios Nobel de Química desde 1901 hasta el 2001**
  www.userpage.chemie.fu-berlin.de
- **Ruta del modelo estándar del átomo**
  www.particleadventure.org
- **Solución de problemas de química**
  Problemas de gases ideales, leyes de Dalton, número de Avogadro, molaridad
  www.hawaii.edu
- **Tablas periódicas**
  www.liv.ac.uk
- **Tutor de química**
  www.members.nbci.com