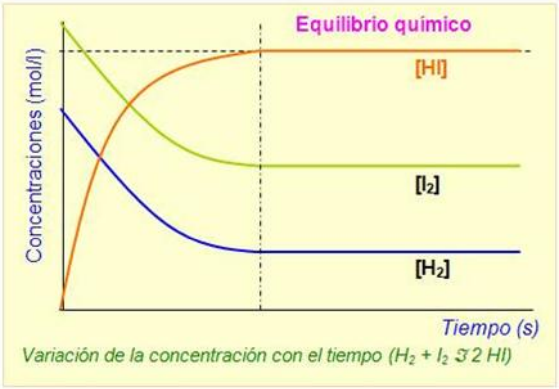
QUÍMICA // 2º BACHILLERATO.

- TEMA 1. FORMULACIÓN INORGANICA,
- TEMA 2. FORMULACIÓN ORGANICA
- TEMA 3. ESTEQUIOMETRÍA.
- TEMA 4. TERMOQUÍMICA.
- TEMA 5. CINETICA QUÍMICA.
- TEMA 6. EQUILIBRIO QUÍMICO.
- TEMA 7. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.
- TEMA 8. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.
- TEMA 9. ESTRUCTURA ATOMICA, SISTEMA PERIODICO Y ENLACE QUÍMICO.



Variación de la concentración con el tiempo ($H_2 + I_2 \rightleftarrows 2\,HI$)

EQUÍLIBRIO QUÍMICO.

TEMA 6



TEMARIO QUÍMICA.

Fernando Escudero Ramos.

I.E.S. FERNANDO DE LOS RÍOS (QUINTANAR DEL REY)

Índice de Contenido.

1. INTRODUCCIÓN.....3

2. LEY DE EQUILIBRIO QUÍMICO.....3

3. EQUILIBRIOS GASEOSOS.....5

4. SIGNIFICADO QUÍMICO DEL VALOR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.....7

5. PRINCIPIO DE LE CHATELIER.....7

6. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS.....9

7. SOLUBILIDAD.....11

PROBLEMAS EQUÍLIBRIO QUÍMICO.....12

1. INTRODUCCIÓN.

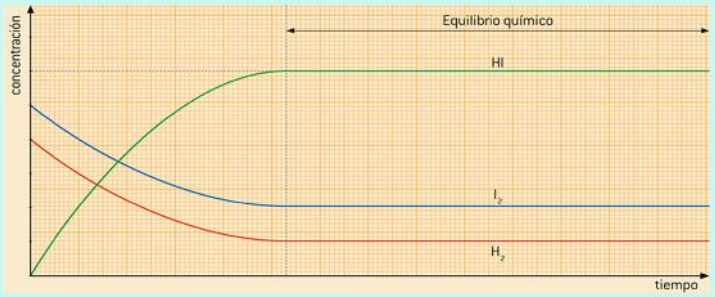
Las reacciones químicas pueden clasificarse en función de su **grado de progreso** en:

- **Irreversibles:** Transcurren hasta que **algunos de los reactivos se consume totalmente**; se representan mediante una ecuación con una flecha (→)

  Ejemplo: $Ca(OH)_2\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow CaCl_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$

- **Reversibles:** La reacción transcurre sin que ninguno de los reactivos se consuma totalmente, hasta que **se acaba produciendo un equilibrio** entre reactivos y productos. Las ecuaciones se representan por una doble flecha (←→)

  Ejemplo: $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2\ HI$



Se trata de un **equilibrio dinámico**, pues las reacciones directa e inversa continúan produciéndose incluso después de alcanzarse el equilibrio; las **concentraciones se mantienen constantes**, pues las velocidades de la reacción directa e inversa coinciden

2. LEY DE EQUILIBRIO QUÍMICO.

En un sistema químico en equilibrio, las concentraciones de los reactivos y de los productos, expresados en mol L^{-1}, están relacionadas mediante una ecuación sencilla

Ejemplo: Reaccionan entre sí H_2 e I_2, a 45 °C : $H_2\ (g) + I_2\ (g) \leftrightarrow 2\ HI\ (g)$

	Concentración (mol L^{-1}) en el equilibrio			
Experimento	**$[H_2]$ (mol L^{-1})**	**$[I_2]$ (mol L^{-1})**	**$[HI]$ (mol L^{-1})**	**$[HI]^2/[H_2][I_2]$**
I	0,0213	0,0213	0,1573	54,5
II	0,0427	0,0427	0,3148	54,5
III	0,0320	0,0320	0,2360	54,5
IV	0,0266	0,0266	0,1968	54,5
				Valor medio = 54,5

Las concentraciones de H_2, I_2 e HI en equilibrio son diferentes en cada caso, pero la relación:

$$Q = \left\{ \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \right\}_{eq} = 54{,}5 \ (\text{a } 425°C)$$

llamada **cociente de reacción** o **expresión de acción de masas**, calculada para una situación de equilibrio, tiene el mismo valor en todos los experimentos.

Esta es la ley del equilibrio químico, también llamada **ley de acción de masas.**
La constante 54,5 se representa por K_c y se denomina **constante de equilibrio.**

Para una reacción cualquiera, representada por la ecuación:

$$a\,A + b\,B \leftrightarrow c\,C + d\,D$$

Se denomina **cociente de reacción** o **expresión de acción de masas** a la expresión:

$$Q = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

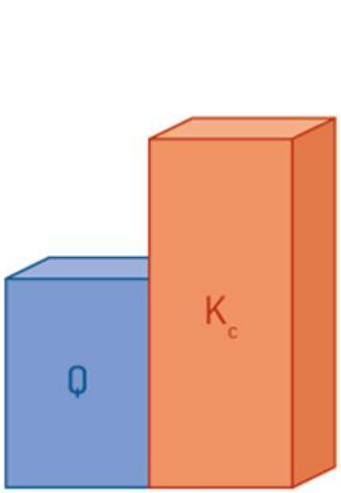
Cuando el sistema está en equilibrio, el cociente de reacción toma un valor constante para cada temperatura, y se representa por K_c:

$$K_c = \left\{\frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}\right\}_{eq}$$

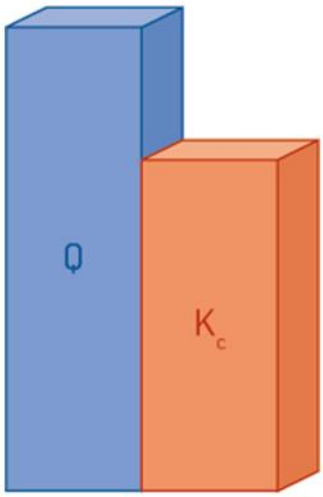
- El **cociente de reacción, Q**, es igual a la constante de equilibrio, K_c, sólo si el sistema se halla en equilibrio químico
- El valor de K_c es independiente de las concentraciones iniciales de los reactivos, y **depende exclusivamente de la temperatura**

La constante de equilibrio **K_c varía con la temperatura**. Si el sistema no ha alcanzado el equilibrio, el cociente de reacción Q, puede tomar cualquier valor:

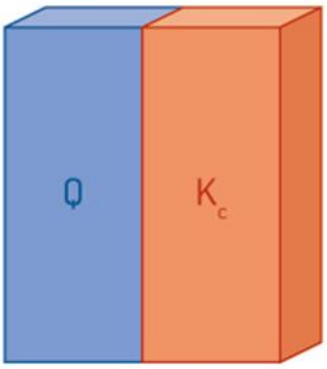
- **Si $Q < K_c$** ⇒ La reacción ocurre de izquierda a derecha
- **Si $Q > K_c$** ⇒ La reacción ocurre de derecha a izquierda
- **Si $Q = K_c$** ⇒ El sistema está en equilibrio



La reacción tiende a formar productos



La reacción tiende a formar reactivos



Reacción en equilibrio

3. EQUILIBRIOS GASEOSOS.

En una mezcla de **gases ideales**, la **presión parcial**, p_i, de uno cualquiera de los gases viene dada por:

$$p_i V = n_i R T$$ **Ley de los gases ideales.**

Donde n_i es el **número de moles** del gas, y **V** es el **volumen total de la mezcla**

Por tanto,

$$p_i = \frac{n_i}{V} RT = c_i RT$$

siendo c_i la **concentración molar** del gas.

La presión parcial de un gas ideal es proporcional a su concentración molar

Si todos los reactivos y productos de una reacción son gases, la expresión de la ley de acción de masas puede escribirse en términos de las presiones parciales, definiendo una nueva constante de equilibrio denominada K_p

Ejemplo: $N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \leftrightarrow 2\,NH_3\,(g)$

$$K_p = \left\{ \frac{[p_{NH_3}]^2}{[p_{N_2}][p_{H_2}]^3} \right\}_{eq}$$

Ley de Dalton.

$P_T = P_1 + P_2 + P_3 \ldots\ldots$

Ley de Gases ideales.

$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$

En los equilibrios entre gases, la constante de equilibrio , **Kp, se expresa en función de las presiones parciales de los gases.** Dada una reacción química cualquiera:

a A (g) + b B (g) ↔ c C (g) + d D (g) ⇨ $K_p = \left\{ \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \right\}_{eq}$

- La relación entre K_p y K_c resulta:

$$K_p = \left\{ \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \right\}_{eq} = \left\{ \frac{\{[C]RT\}^c \{[D]RT\}^d}{\{[A]RT\}^a \{[B]RT\}^b} \right\}_{eq} = K_c \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}}$$

$$K_p = K_c (RT)^{c+d-(a+b)} = K_c (RT)^{\Delta n_g}$$

Δn_g = nº de moles de productos gaseosos -nº de moles de reactivos gaseosos =

$\Delta n_g = \sum n_P - \sum n_R$

- Los valores de K_p y K_c **sólo dependen de la temperatura**

Problema: Escribe la expresión de K_p para las reacciones correspondientes a las siguientes ecuaciones:

A) $N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$

Solución: $$K_p = \left\{ \frac{[p_{NO_2}]^2}{[p_{N_2O_4}]} \right\}_{eq}$$

B) $F_2\ (g) + 2\ NO\ (g) \leftrightarrow 2\ FNO\ (g)$

Solución: $$K_p = \left\{ \frac{[p_{FNO}]^2}{[p_{F_2}][p_{NO}]^2} \right\}_{eq}$$

C) $N_2H_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \leftrightarrow 2\ NO\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$

Solución: $$K_p = \left\{ \frac{[p_{NO}]^2[p_{H_2O}]^2}{[p_{N_2H_4}][p_{O_2}]^2} \right\}_{eq}$$

Problema: La constante de equilibrio, K_c, para la siguiente reacción química:

$$C_2H_4\ (g) + H_2\ (g) \leftrightarrow C_2H_6\ (g)$$

a 25 ºC vale 5.10^{17}. Calcula, a la misma temperatura, el valor de K_p

Solución:

Las constantes K_p y K_c están relacionadas por: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g}$

En este caso: $\Delta n_g = 1 - (1 + 1) = -1$

Por tanto, a la temperatura de 25+273 = **298 K**, se cumple:

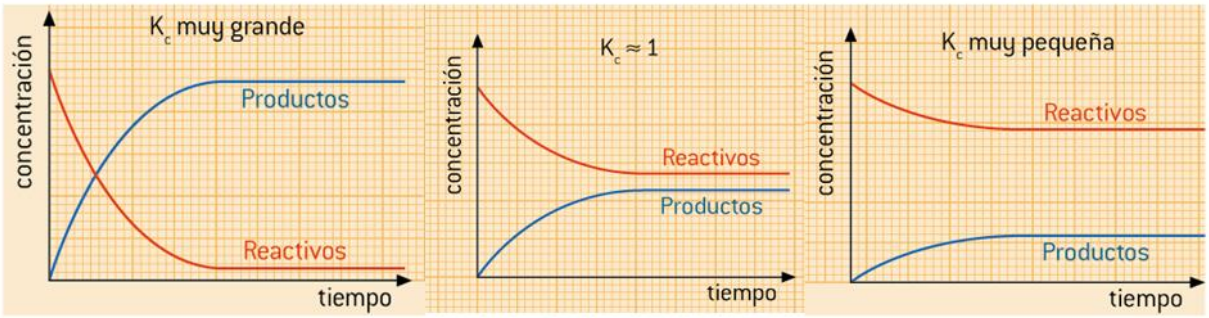
$$K_p = K_c(RT)^{-1} = 5 \cdot 10^{17}\ (mol^{-1}\ L) \cdot [\ 0{,}082\ (atm\ L\ K^{-1}\ mol^{-1}) \cdot 298\ (K)\ ]^{-1} =$$

$$= \mathbf{2{,}04 \cdot 10^{16}\ atm^{-1}}$$

4. SIGNIFICADO QUÍMICO DEL VALOR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

La constante de equilibrio de una reacción química, K_c o K_p, indica **en qué grado los reactivos se transforman en productos**, una vez alcanzado el equilibrio.

- **Si K es muy grande**: La reacción directa progresa hasta que prácticamente **se agota alguno de los reactivos.** **(Equilibrio desplazado hacia la derecha)**
- **Si K ≈ 1**: En el equilibrio, **las concentraciones de reactivos y productos son similares.**
- **Si K es muy pequeña**: La reacción está **muy desplazada hacia los reactivos** Apenas se forman productos. **(Equilibrio desplazado hacia la izquierda)**



Grado de disociación: α = número de moléculas (moles) que se disocian/número de moléculas (moles) iníciales

5. PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Si un sistema, inicialmente en equilibrio, se perturba al modificar alguna condición experimental, se observa en él una evolución que le lleva de nuevo al equilibrio

El principio de Le Châtelier **permite predecir el sentido de dicha evolución**:

"Un sistema en equilibrio químico, sometido a una perturbación externa, reacciona en el sentido necesario para que la causa perturbadora quede, en lo posible, contrarrestada" **Henry Louis Le Châtelier (1888)**

Este principio ha tenido una gran influencia en la industria química posterior, al guiar la fabricación de productos químicos con el máximo rendimiento posible.

Efecto de un catalizador

Un catalizador acelera por igual las reacciones directa e inversa; por tanto, **no afecta a la composición del sistema en equilibrio**.

Su único efecto es **hacer que el equilibrio se alcance antes**, pero **sin modificar el valor de la constante de equilibrio**

Adición o eliminación de un reactivo o producto.

Consideremos la reacción: $H_2\,(g) + I_2\,(g) \leftrightarrow 2\,HI\,(g)$

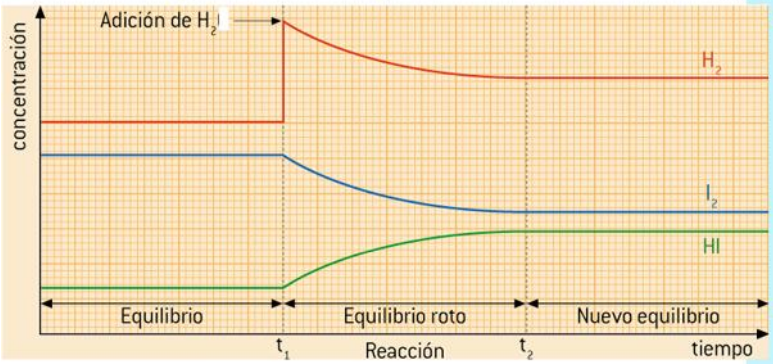
Cuando se alcanza el equilibrio $\Rightarrow$ $$Q = K_c = \left\{\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}\right\}_{eq}$$

- **Si se añade hidrógeno**:

a) Aumenta $[H_2]$, mientras que $[I_2]$ y [HI] permanecen constante; Q disminuye dejando de ser igual a K_c, rompiéndose el equilibrio químico.

b) De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema reacciona en el sentido de **contrarrestar el aumento de la concentración de H_2**, consumiendo parte del H_2 añadido, al reaccionar con el I_2, produciendo más HI.

c) El equilibrio se desplaza hacia la derecha: $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightarrow 2\,HI\,(g)$



- En el equilibrio químico, la **adición de un reactivo o un producto** (con su consiguiente aumento de concentración) desplaza el equilibrio en el sentido en que consuma más sustancia añadida para restablecer el equilibrio.
- La **eliminación de un reactivo o producto** produce el efecto contrario.

Cambios de volumen.

En un equilibrio químico con reactivos y/o productos gaseosos, una variación en el volumen (y por tanto en la presión) del sistema **desplaza el equilibrio en el sentido en que la variación de los moles gaseosos anule la variación de la presión.**

Ejemplo: Consideremos el equilibrio entre gases $PCl_5\,(g) \leftrightarrow PCl_3\,(g) + Cl_2\,(g)$

a) Un efecto inmediato de una disminución de volumen del sistema es un **aumento de la presión del recipiente**. Dicho aumento se contrarresta si parte del PCl_3 se combina con Cl_2 dando PCl_5, para reducir el número total de moles gaseosos y con ello, la presión total.

b) **El equilibrio se desplaza hacia la izquierda.**



Mezcla en equilibrio — Equilibrio roto — Equilibrio final

- En un equilibrio químico con reactivos y/o productos gaseosos, un **aumento en la presión** o una **disminución en el volumen** del sistema desplaza el equilibrio en el **sentido en que haya menos moles gaseosos, y viceversa.**
- Un aumento en el volumen del sistema o disminución de la presión produce el **efecto contrario**.
- El aumento de la presión dentro de un recipiente también se puede conseguir mediante la introducción en él de un **gas inerte** respecto a los reactivos y productos.

Cambios de temperatura.

En general, un **aumento de temperatura** desplaza un equilibrio en el sentido en que **la reacción es endotérmica**, mientras que una **disminución** la desplaza en el sentido en que es **exotérmica.**

Ejemplo:

Se calienta una mezcla de N_2O_4 y NO_2 en equilibrio:

$$N_2O_4\,(g) + \text{calor} \leftrightarrow 2\ NO_2\,(g) \qquad \Delta H = +58{,}2\ kJ$$

Según el **principio de Le Châtelier**, el sistema responde contrarrestando parcialmente el aumento de temperatura. Esto se consigue si parte del N_2O_4 se disocia en NO_2, pues en ese sentido la reacción es endotérmica y absorbe algo del calor que se ha suministrado para elevar la temperatura.

El resultado es un **aumento de la concentración de NO_2 a expensas del N_2O_4**

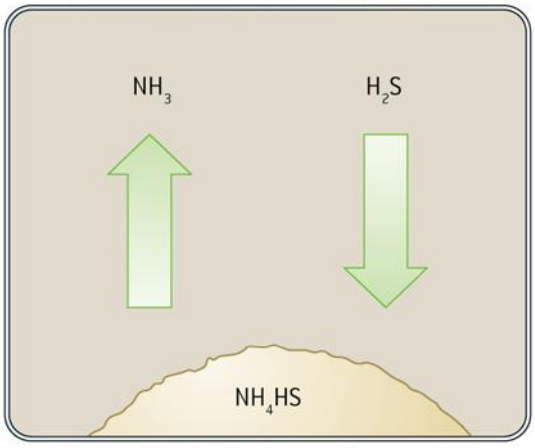
6. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS..

- Una reacción se dice que es **homogénea** cuando todos los reactivos y productos se mezclan uniformemente formando **una única fase**

Ejemplo: Los **equilibrios entre gases** son homogéneos, porque todos los gases son miscibles y se mezclan uniformemente entre sí

- Una reacción se denomina **heterogénea** cuando en la mezcla de reacción pueden distinguirse **varias fases, físicamente diferenciadas**

Ejemplo: La descomposición térmica del bisulfuro amónico



Equilibrio heterogéneo

$$NH_4HS\,(s) \leftrightarrow NH_3\,(g) + H_2S\,(g)$$

En el equilibrio **existen dos fases**: una **sólida**, el NH_4HS y otra **gaseosa** formada por la mezcla homogénea del NH_3 y el H_2S

La constante de equilibrio toma el valor:

$$K_c = \left\{ \frac{[NH_3(g)][H_2S(g)]}{[NH_4HS(s)]} \right\}_{eq}$$

Constantes de equilibrio en sistemas heterogéneos.

La **concentración** de un sólido o de un líquido puro, a una temperatura dada, tiene un **valor constante**, que no depende de la cantidad de sustancia.

- En la expresión de la **constante K_c** para un equilibrio heterogéneo, **no aparecen las concentraciones de los sólidos ni las de los líquidos puros.**
- Analogamente, la **constante K_p** correspondiente a un equilibrio heterogéneo **sólo incluye las presiones parciales de las sustancias gaseosas.**

Ejemplo:

$$NH_4HS\ (s) \leftrightarrow NH_3\ (g) + H_2S\ (g)$$

La concentración molar de **NH_4HS** permanece constante, de forma independiente al número de gramos presentes; por tanto el término **[$NH_4HS(s)$]** se puede incorporar a la constante de equilibrio **K_c** y obtener una nueva constante, **K_c'**, que vale:

$$K_c' = K_c\,[NH_4HS(s)] = \{[NH_3(g)][H_2S(g)]\}_{eq}$$

Cuando se da el valor de la constante de equilibrio de una reacción heterogénea siempre se refiere a **K_c'**, aunque se omita la tilde.

Problema

Escribe las expresiones de K_c y K_p para el equilibrio heterogéneo correspondiente a la disociación del cloruro de fosfonio

$$PH_4Cl\ (s) \leftrightarrow PH_3\ (g) + HCl\ (g)$$

Solución:

En la expresión de acción de masas no aparecen las concentraciones de los sólidos; por tanto: $K_c = \{[PH_3][HCl]\}_{eq}$

El valor de K_p corresponde a la expresión: $K_p = \{p_{PH_3}\, p_{HCl}\}_{eq}$

Teniendo en cuenta la relación entre las dos constantes:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g} = K_c(RT)^2$$

Pues : $\Delta n_g = (1+1) - 0 = 2$

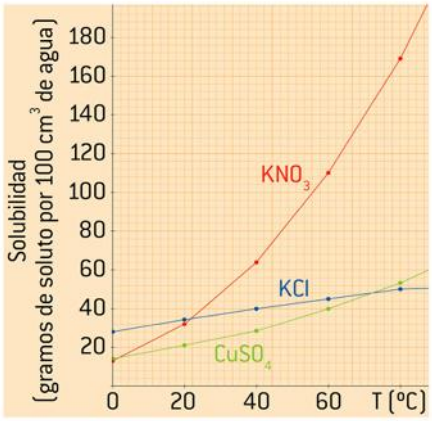
7. SOLUBILIDAD.

Solubilidad de un soluto en un disolvente es la **cantidad máxima** de sustancia capaz de disolverse en una cantidad definida de disolvente y formando una **disolución saturada**

Dependiendo de la cantidad de soluto disuelto habrá:

- **Disolución insaturada**: cuando la cantidad de soluto es inferior a su solubilidad.
- **Disolución sobresaturada**: cuando la cantidad de soluto es superior a su solubilidad, (son inestables, se va formando precipitado hasta alcanzar la disolución saturada).

La solubilidad de una sustancia por muy insoluble que sea, nunca es exactamente cero. Experimentalmente se comprueba que la **solubilidad varía con la temperatura**



Variación de la solubilidad de algunas sustancias con la temperatura

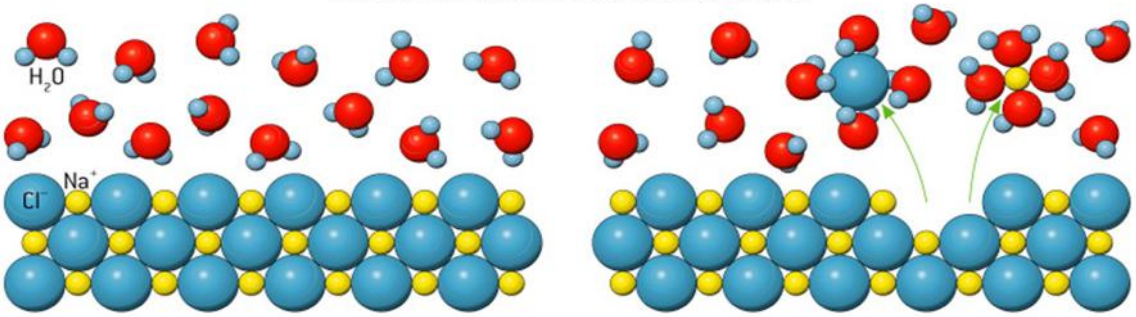
Proceso de disolución.

Es consecuencia de la interacción entre las moléculas del disolvente y el soluto

Las sustancias polares se disuelven en disolventes polares y las sustancias apolares lo hacen en disolventes apolares. Es decir, **semejante disuelve a semejante**

Los sólidos iónicos, en general, son solubles en sustancias polares, por ejemplo:

PROCESO DE DISOLUCIÓN DEL NaCl EN AGUA



Esta disolución se debe a la atracción entre los polos positivos de la molécula de agua y los polos negativos de la red cristalina iónica y entre los polos negativos del agua y los iones positivos del sólido

Producto de solubilidad, producto iónico y precipitación.

Toda sal iónica, por muy insoluble que sea, siempre tiene un grado de solubilidad

En general, para una sal A_nB_m, que se disuelva según el equilibrio $A_nB_m\,(s) \rightleftharpoons nA^{m+}\,(aq) + mB^{n-}\,(aq)$

El **producto de solubilidad (K_s)** es igual al producto de las concentraciones de los iones que origina, calculadas en el equilibrio y elevada, cada una de ellas, a una potencia igual a su coeficiente en la ecuación de disolución

$K_s = [A^{m+}]^n\,[B^{n-}]^m$

- **Depende de la temperatura**
- **Se omiten sus unidades** como en otras constantes de equilibrio
- Las **concentraciones** de los iones se deben expresar en **mol·L^{-1}**

Al producto $Q_s = [A^{m+}]^n\,[B^{-}]^m$ se llama **producto iónico**. Comparándolo con K_s, la disolución es:

- **Sobresaturada:** $[A^{m+}]^n\,[B^{n-}]^m > K_s \Rightarrow$ precipitación $nA^{m+}\,(aq) + mB^{n-}\,(aq) \longrightarrow A_nB_m\,(s)$ $\Rightarrow$
- **Saturada:** $[A^{m+}]^n\,[B^{n-}]^m = K_s \Rightarrow$ equilibrio $nA^{m+}\,(aq) + mB^{n-}\,(aq) \rightleftharpoons A_nB_m\,(s)$ $\Rightarrow$
- **Insaturada:** $[A^{m+}]^n\,[B^{n-}]^m < K_s \Rightarrow$ no precipitación $nA^{m+}\,(aq) + mB^{n-}\,(aq) \longleftarrow A_nB_m\,(s)$ $\Rightarrow$

PROBLEMAS EQUÍLIBRIO QUÍMICO.

2. LA LEY DEL EQUILIBRIO QUÍMICO.

1.- Escribe la expresión de la constante de equilibrio para la reacción química representada por la siguiente ecuación: (9.R1)

$$2\,NO\,(g) + Cl_2\,(g) \leftrightarrow 2\,NOCl\,(g)$$

2.- Escribe la expresión de la constante de equilibrio para la reacción química representada por la siguiente ecuación: (9.1)

$$CO\,(g) + H_2O\,(g) \leftrightarrow CO_2\,(g) + H_2\,(g)$$

3.- ¿Cuál será la constante de equilibrio para la siguiente reacción a 450^{0}C ? (Mc-5.2)

$$2\,HI\,(g) \leftrightarrow H_2\,(g) + I_2\,(g)$$

4.- Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los equilibrios cuyas constantes de equilibrio, Kc, vienen dadas por las expresiones siguientes: (9.7)

a)$[NO]^2/[N_2][O_2]$ b) $[I_2][Cl_2]/[ICl]^2$ c) $[NO]^2[Br_2]/[BrNO]^2$ d) $[CO_2]/[CO][O_2]^{1/2}$

5.- Para el equilibrio $PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g) \leftrightarrow PCl_5\ (g)$

Kc = 0,18 a una cierta temperatura. En un matraz tenemos una mezcla de estos tres gases con las siguientes concentraciones: $[PCl_3]$ = 0,052 M; $[Cl_2]$ = 0,014 M y $[PCl_5]$ = 0,006 M. Halla el cociente de reacción, Q. ¿Se encuentra este sistema en equilibrio? En caso negativo, ¿en qué dirección se producirá la reacción en busca del equilibrio químico? (9.R7) Sol: 8,24

6.- A una temperatura determinada, la Kc para la descomposición del fluoruro de hidrógeno $2\ HF\ (g) \leftrightarrow H_2\ (g) + F_2\ (g)$ vale: $Kc = 1\cdot10^{-13}$. Al cabo de cierto tiempo se encuentran las siguientes concentraciones: [HF] = 0,5 M; $[H_2] = 1\cdot10^{-3}$; $[F_2] = 4\cdot10^{-3}$. Indica si el sistema se encuentra en equilibrio. En caso contrario, ¿qué debe ocurrir para que se alcance dicho equilibrio? (Mc-5.R3)

3. EQUILIBRIOS GASEOSOS.

7.- Escribe la expresión de Kp para las reacciones correspondientes a las siguientes ecuaciones: (9.6)

$$N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

$$F_2\ (g) + 2\ NO\ (g) \leftrightarrow 2\ FNO\ (g)$$

$$N_2H_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \leftrightarrow 2\ NO\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

$$CO\ (g) + NO_2\ (g) \leftrightarrow CO_2\ (g) + NO\ (g)$$

8.- Para la reacción en que se sintetiza metanol, CH_3OH, a partir de hidrógeno y monóxido de carbono:

$$2\ H_2\ (g) + CO\ (g) \leftrightarrow CH_3OH\ (g)$$

Kc vale, a 425^0C, 300 l^2/mol^2. ¿Cuál es el valor numérico de Kp a esa temperatura para la reacción? (9.R3) Sol: 0,092

9.- Calcula el valor de Kp suponiendo que a 250º C el valor de Kc para la reacción de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno vale 6. $N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$ (Mc-5.4)

10.- La constante de equilibrio, kp, para la siguiente reacción química:

$$C_2H_4\ (g) + H_2\ (g) \leftrightarrow C_2H_6\ (g)$$

a 25^0C vale $5\cdot10^{17}$. Calcula, a la misma temperatura, el valor de Kc. (9.9) Sol: $1,22\cdot10^{19}$

11.- La constante de equilibrio de la reacción representada por la ecuación química:

$$2\ H_2\ (g) + CO\ (g) \leftrightarrow CH_3OH\ (g)$$

A 425^0C vale Kc = 300 l^2/mol^2. ¿Cuál es la constante de equilibrio para esta reacción si se representa por las siguientes ecuaciones?

$$H_2\ (g) + ½\ CO\ (g) \leftrightarrow ½\ CH_3OH\ (g)$$

$$CH_3OH\ (g) \leftrightarrow 2\ H_2\ (g) + CO\ (g)$$

(9.10) Sol. 17,32; $3{,}33 \cdot 10^{-3}$

12.- Conocido el valor de Kc para el equilibrio: $3\ H_2\ (g) + N_2\ (g) \leftrightarrow 2\ NH_3$, calcula a la misma temperatura:

Kc´ para $½\ N_2 + 3/2\ H_2 \leftrightarrow NH_3$

Kc´´ para $2\ NH_3 \leftrightarrow N_2 + 3\ H_2$ ***(Mc-5.R5) Sol: Kc´= √Kc; Kc´´ = 1/Kc.***

4. SIGNIFICADO QUÍMICO DEL VALOR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

13.- Para la reacción de disociación del oxígeno molecular:

$$O_2\ (g) \leftrightarrow 2\ O\ (g)$$

Sabiendo que el valor de Kc es 10^{-34} a 25^oC, razona si el oxígeno de tu habitación se encuentra en forma atómica o molecular. (9.R4)

14.- Para la reacción de formación del bromuro de hidrógeno gaseoso: $½\ Br_2\ (g) + ½\ H_2\ (g) \leftrightarrow HBr\ (g)$, Kc vale $3{,}8 \cdot 10^9$ a temperatura ambiente. Indica si dicha reacción se encuentra o no desplazada hacia la formación de HBr. (9.3)

15.- ¿Cuál de las siguientes reacciones está más desplazada hacia la derecha?

$$2\ H_2O\ (g) + O_2\ (g) \leftrightarrow 2\ H_2O_2\ (g) \quad Kc = 9 \cdot 10^{80}$$

$$2\ HBr\ (g) \leftrightarrow H_2\ (g) + Br_2\ (g) \quad Kc = 7 \cdot 10^{-20}$$

$$2\ S\ (s) + 3\ O_2\ (g) \leftrightarrow 2\ SO_3\ (g) \quad Kc = 1 \cdot 10^{129}$$

16.- Evalúa el rendimiento de los siguientes equilibrios escribiendo las constantes:

$$2\ O_3\ (g) \leftrightarrow 3\ O_2\ (g)\ Kc = 2{,}54 \cdot 10^{12};\ T = 2000^0C$$

$$Cl_2\ (g) \leftrightarrow 2\ Cl\ (g)\ Kc = 1{,}4 \cdot 10^{-38},\ T = 25^0C$$

$$CO\ (g) + H_2O\ (g) \leftrightarrow H_2\ (g) + CO_2\ (g)\ Kc = 5 \cdot 10;\ T = 800^0C$$

Composición y constantes de equilibrio en sistemas homogéneos.

17.- En un matraz de 1 litro hay 0,004 moles de N_2O_4 en equilibrio con 0,12 moles de NO_2, a 100 ºC. Halla el valor de Kc, a dicha temperatura, para la reacción: (9.13) Sol: 3,6

$$N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

18.- En un recipiente se produce la siguiente reacción química: $2SO_2\ (g) + O_2\ (g) \leftrightarrow 2\ SO_3\ (g)$
A 1000^0C coexisten en el equilibrio las siguientes concentraciones; $[SO_2] = 0,34$ M; $[O_2] = 0,17$ M; $[SO_3] = 0,06$ M. ¿Cuál es el valor de Kc? (Mc-5.R1) Sol: 0,18

19.- En el proceso de formación del amoniaco, realizado a 500^0C en un recipiente de 10 litros, se han encontrado en el equilibrio la presencia de 6 moles de N_2, 4 moles de H_2 y 1,12 moles de NH_3. ¿Cómo será el rendimiento de esa reacción a 500^0C? (Mc-5.R2)

20.- Sabiendo que la constante de equilibrio para la formación del amoniaco a una determinada temperatura vale Kc = 0,024, calcula la concentración de amoniaco en el equilibrio a esa misma temperatura, sabiendo que las de N_2 y H_2 son 0,2 y 0,3 moles/l, respectivamente. (Mc-5.5)
Sol: $1,76 \cdot 10^{-3}$

21.- Para la reacción $A + B \leftrightarrow C + D$, el valor de la constante de equilibrio a una determinada temperatura es Kc = 56,0. Si inicialmente se ponen 1 mol de A y 2 moles de B en un recipiente de 10 litros, ¿cuál será la concentración de todas las especies cuando se alcance el equilibrio? (Mc-5.R4)
Sol: 0,002M; 0,102M; 0,098M; 0,098M

22.- Calcula los valores de Kc y Kp a $250\ ^0$C en la reacción de formación del amoniaco, sabiendo que si partimos de dos moles de N_2 y cinco moles de H_2, obtenemos tres moles de amoniaco. El volumen del recipiente de reacción es de 10 L. (Mc-5.R8) Sol: 14.400; 7,83.

23.- En un recipiente de 10 litros, a 800 K, se encierran 1 mol de CO (g) y 1 mol de H_2O (g). Cuando se alcanza el equilibrio representado por la ecuación, Coexisten 0,665 moles de CO_2 y 0,665 moles de H_2.

$$CO\ (g) + H_2O\ (g) \leftrightarrow CO_2\ (g) + H_2\ (g)$$

a) ***¿Cuáles son las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio?***
b) ***¿Cuál es el valor de Kc para dicha reacción a 800 K? (9.14) Sol: 3,94***

24.- Cuando se mezclan 0,4 moles de gas xenón con 0,80 moles de gas flúor, en un recipiente de 2 litros a cierta temperatura, se observa que el 60 % del xenón reacciona con el flúor formándose XeF_4 gaseoso.

a) ***Calcula, a esa temperatura, Kc para la reacción. $Xe\ (g) + 2\ F_2\ (g) \leftrightarrow XeF_4\ (g)$***
b) ***¿Cuántos moles de F_2 se deben añadir para que la conversión sea del 75 %? (9.20)***

Sol: 58,6; 0,253 moles.

25.- Para la reacción: $N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$

Kp vale 0,14 atm a 25^{0}C. Un matraz cerrado contiene una mezcla de dichos gases en el equilibrio a dicha temperatura. Si la presión parcial de N_2O_4 es 0,25 atm:

a) ***¿Cuál es la presión parcial de NO_2?***
b) ***¿Cuál es la presión total de la mezcla? (9.15)*** ***Sol: 0,187 atm; 0,437 atm***

26.- A 375 K, la constante Kp de la reacción: $SO_2Cl_2\ (g) \leftrightarrow SO_2\ (g) + Cl_2\ (g)$

Vale 2,4 atm. Supón que se colocan 6,7 g de SO_2Cl_2 en un matraz de un litro a la temperatura de 375 K. ¿Cuáles serán las presiones parciales de cada uno de los gases cuando se alcance el equilibrio químico? (9.18) ***Sol: 0.47 atm; 1.07atm; 1.07 atm***

27.- En un recipiente de 2 litros de volumen introducimos 2 moles de HI. Al elevar la temperatura hasta 900 K se establece el siguiente equilibrio químico: $2\ HI(g) \leftrightarrow I_2(g) + H_2(g)$

Si el valor de la constante de equilibrio, a 900 K, para esta reacción es $K_C = 3{,}8.10^{-2}$, calcula: a) el grado de disociación del HI; b) las concentraciones de las especies en equilibrio; c) el valor de la constante K_P. (R.1-2012)

28.- A 1200^{0}C, la constante de equilibrio para la reacción:

$$Br_2\ (g) \leftrightarrow 2\ Br\ (g)$$

Es Kc = $1{,}04\cdot10^{-3}$ mol/l. Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 mol/L:

a) ***Calcula la concentración de bromo atómico en el equilibrio.***
b) ***¿Qué fracción de Br_2 se encuentra disociado en átomos de bromo?***
c) ***La fracción molar de todas las especies en el equilibrio (9.19)***

Sol: 0,032M; 0,016 (1,6%)

29.- En un recipiente de un litro, a 500 K, se introduce 1 mol de cloruro de nitrosilo, ClNO. Cuando se alcanza el equilibrio, el ClNO se encuentra disociado en un 9%. Calcula, para dicha temperatura, el valor de Kp y Kc correspondiente al equilibrio: (9.17) ***Sol: $4{,}4\cdot10^{-4}$; $1{,}8\cdot10^{-2}$***

$$2\ ClNO\ (g) \leftrightarrow 2\ NO\ (g) + Cl_2\ (g)$$

30.- Para la reacción de disociación del N_2O_4 gaseoso:

$$N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

Kp vale 2,49 atm a 60^{0}C. Calcula el grado de disociación del N_2O_4 a 60^{0}C y presión total de 1 atm. (9.16) ***Sol: 0,62 (62%)***

31.- Calcula el grado de disociación, a 30 ^{0}C y 5 atm de presión, que presenta el tetraóxido de dinitrógeno, si se sabe que en esas condiciones el valor de Kp es de 0,15. $N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$ ***(Mc-5.R9)*** ***Sol: 0,086 (8,6%)***

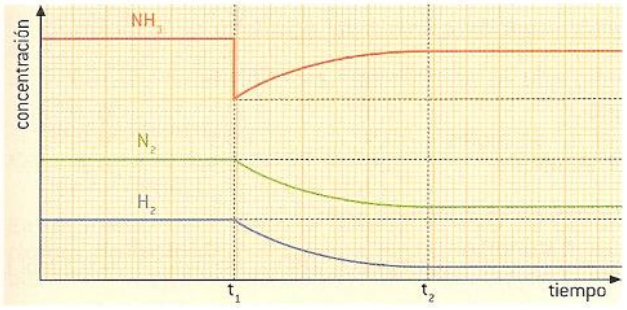
32.- La Kp para la reacción de descomposición del N_2O_4 (g) en NO_2 (g) vale 0,32 a 308 K. Calcula la presión a la cual el N_2O_4 (g) se halla disociado en un 25 %. (Mc-5.6) Sol: 1,23 atm

33.- Calcula la Kp para el equilibrio de disociación del tetraóxido de dinitrógeno, sabiendo que se disocia en un 15%, aproximadamente, a la presión de 0,9 atmósferas y temperatura de 27 ^{0}C. (Mc-5.7) Sol: 0,082

5. PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER.

34.- El PCl_5 se disocia según el equilibrio PCl_5 (g) ←→ PCl_3 (g) + Cl_2 (g). ¿Qué efecto tendrá sobre el porcentaje de disociación del PCl_5 la adición de cloro molecular, Cl_2? (9.4)

35.- En la figura se muestra cómo evolucionan con el tiempo las concentraciones de NH_3, N_2 y H_2 presentes en un matraz a cierta temperatura.



- ***a) ¿Qué cambio se introdujo en el instante t_1?***
- ***b) ¿En qué intervalos de tiempo se encuentra el sistema en equilibrio?***
- ***c) ¿Cómo respondió el sistema a la perturbación introducida en t_1? (9.29)***

36.- En un recipiente cerrado se encuentran en equilibrio 0,32 moles de I_2, 0,32 moles de H_2 y 2,36 moles de HI. Manteniendo constante la temperatura, se introduce en el recipiente un mol más de hidrógeno molecular.

- ***a) ¿Cómo reaccionará el sistema?***
- ***b) ¿Cuántos moles de cada gas habrá cuando se establezca un nuevo equilibrio? (9.R8)***

Sol: 1,12; 0,12; 2,76 moles

37.- La constante de equilibrio para la reacción: N_2O_4 (g) ←→ 2 NO_2 (g), vale $5{,}8\cdot10^{-3}$ a 25^{0}C.

- ***a) Calcula el grado de disociación cuando la concentración inicial es 0,01 mol/L***
- ***b) Calcula las concentraciones en el nuevo equilibrio cuando añadimos 0,01 mol/l de N_2O_4 al equilibrio formado en el apartado a. (Mc-5.R13)***

Sol: 0,32 (32%); $1{,}53\cdot10^{-2}$ y $9{,}3\cdot10^{-3}$ mol/L

38.- El N_2O_4 se disocia según el equilibrio N_2O_4 (g) ←→ 2 NO_2 (g). Al aumentar la presión, ¿aumentará o disminuirá el porcentaje de disociación de N_2O_4? (9.R5)

39.- En la reacción de formación del amoniaco, ¿cómo influirá un aumento de presión en el rendimiento de la misma? (Mc-5.R12)

40.- A 800 K, la Kc para la reacción: 2 HI (g) ←→ H_2 (g) + I_2 (g) vale 0,016. En una mezcla en equilibrio a esa temperatura, calcula:

- ***a) La concentración de todas las especies, sabiendo que las de H_2 e I_2 son iguales y la presión a la que se encuentra el sistema es de 1 atm.***
- ***b) Las concentraciones de los componentes si se duplica la presión del sistema.***

Dato: R = 0,082 atm·l/mol·K (Mc-5.R10) Sol: 0,012M; 0,0015M; 0,024M; 0,003M

41.- En el sistema en equilibrio CO (g) + Cl_2 (g) ←→ $COCl_2$ (g) las concentraciones son [CO] = 2 mol/l; [Cl_2] = 2 mol/l; [$COCl_2$] = 20 mol/l. Calcula la concentración de todos los componentes cuando:

- ***a) Se añade 1 mol/l de cloro.***
- ***b) Se duplica el volumen respecto del caso inicial***
- ***c) Se duplica la presión respecto del caso inicial (Mc-5.R14)***

Sol: 1,58; 2,58 y 20,42 mol/L; 1,39; 1,39 y 9,61 mol/l; 2,87; 2,87 y 41,13 mol/l

42.- En la reacción de formación del amoniaco, ¿cómo influirá un aumento de temperatura en el rendimiento de la misma? N_2 (g) + 3 H_2 (g) ←→ 2 NH_3 (g) ΔH = -46 kJ/mol (Mc-5.R11)

43.- Considera este proceso en equilibrio a 800^{0}C:

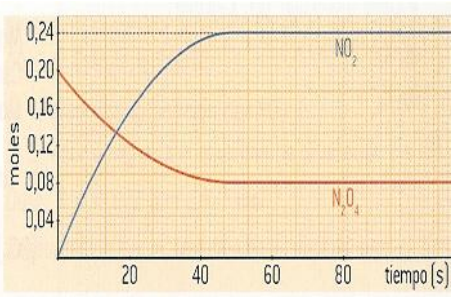
$$CaCO_3\ (s) \leftrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)\ \Delta H = 30\ kcal \qquad Kp = 0{,}784$$

¿Se puede descomponer cualquier cantidad de carbonato de calcio en un recipiente cerrado a 800^{0}C? ¿Por qué? Indica, razonadamente, cuáles de las siguientes medidas favorecen la descomposición de una cantidad determinada de carbonato de calcio:

- ***a) Añadir dióxido de carbono.***
- ***b) Aumentar el volumen del recipiente***
- ***c) Aumentar la temperatura del sistema. (9.31)***

44.- Cuando se introducen 0,2 moles de N_2O_4, que es un gas incoloro, en un matraz de 2 litros a 100^{0}C, el N_2O_4 se descompone parcialmente, formando NO_2, que es un gas de color pardorrojizo.
En la figura siguiente se muestra cómo evolucionan con el tiempo las cantidades de esos gases:

- ***a) Calcula Kc y Kp, a 100^{0}C, para el equilibrio: N_2O_4 (g) ←→ 2 NO_2 (g) ΔH = 57 KJ***
- ***b) Si se eleva la temperatura, ¿la mezcla se hará más oscura o más clara? (9.32)***



45.- Para el sistema en equilibrio: $Xe\ (g) + 2\ F_2\ (g) \leftrightarrow XeF_4\ (g)$ $\Delta H = -218$ kJ
Explica qué efecto tendrá sobre el porcentaje de conversión de Xe (g) en XeF_4 (g):

a) ***Aumentar el volumen del recipiente.***
b) ***Añadir más flúor.***
c) ***Disminuir la temperatura del sistema.***
d) ***Comprimir el sistema. (9.34)***

46.- Si tenemos el equilibrio $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \leftrightarrow N_2O_4\ (g)$ $\Delta H = -41$ Kcal
Razona cuál será el efecto si:

a) ***Añadimos oxígeno.***
b) ***Aumentamos la temperatura.***
c) ***Aumentamos la presión. (Mc-5.9)***

47.- Dada la siguiente reacción de equilibrio: $C\ (s) + CO_2\ (g) \leftrightarrow 2\ CO\ (g)$ $\Delta H = 119{,}8$ kJ
Señala si es correcto afirmar que:

a) ***La adición de CO desplaza el equilibrio hacia la izquierda.***
b) ***La adición de C desplaza el equilibrio hacia la derecha.***
c) ***La elevación de temperatura no influye en el equilibrio. (Mc-5.10)***

48.- En un recipiente cuyo volumen es de 10 litros, se tiene una mezcla de dióxido de azufre, oxígeno y trióxido de azufre en equilibrio, que podemos representar por la ecuación química siguiente:

$$SO_2\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \leftrightarrow SO_3\ (g)\ \Delta H = -98{,}3\ kJ$$

Explica, razonadamente, tres maneras de incrementar la cantidad de SO_3 (9.33)

49.- Se estudia el siguiente equilibrio: $N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$ $Kp = 0{,}15$ a 298 K

a) ***¿En qué sentido evolucionará, hasta alcanzar el equilibrio, una mezcla de ambos gases cuya presión parcial sea la misma e igual a 1 atm?***
b) ***Si una vez alcanzado el equilibrio se comprime la mezcla, ¿qué le ocurrirá a la cantidad de NO_2?***
c) ***Si un aumento de la temperatura provoca un aumento de la concentración de NO_2, ¿cómo será la reacción de descomposición del N_2O_4: endotérmica o exotérmica? (9.35)***

50.- La constante de equilibrio Kc para la reacción:

$$Br_2\ (g) \leftrightarrow 2\ Br\ (g)$$

Es $1{,}04 \cdot 10^{-3}$, a 1285^0C. Un recipiente de 200 cm^3 contiene, una vez alcanzado el equilibrio, $4{,}5 \cdot 10^{-2}$ moles de Br_2.

a) ***¿Cuántos moles de Br estarán presentes en el matraz?***
b) ***La reacción de disociación del Br_2 es endotérmica. ¿Qué se puede hacer para aumentar la cantidad de bromo atómico?***
c) ***¿Cuáles de las medidas adoptadas en el apartado b afectan al valor de Kc? (9.30)***

Sol: $1{,}53 \cdot 10^{-2}$M, $3{,}06 \cdot 10^{-3}$ moles.

6. EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS.

51.- Escribe la expresión de la constante de equilibrio para las siguientes reacciones heterogéneas:

$$NH_3\,(g) + HCl\,(g) \leftrightarrow NH_4Cl\,(s)$$

$$3\,Fe\,(s) + 4\,H_2O\,(g) \leftrightarrow Fe_3O_4\,(s) + 4\,H_2\,(g)$$

$$2\,NaHCO_3\,(s) \leftrightarrow Na_2CO_3\,(s) + H_2O\,(g) + CO_2\,(g)$$

$$2\,Hg\,(l) + Cl_2\,(g) \leftrightarrow Hg_2Cl_2\,(s)$$

52.- Escribe las expresiones de Kc y Kp para el equilibrio heterogéneo correspondiente a la disociación del cloruro de fosfonio:

$$PH_4Cl\,(s) \leftrightarrow PH_3\,(g) + HCl\,(g) \qquad (9.5)$$

53.- Para el equilibrio heterogéneo $NiO\,(s) + CO\,(g) \leftrightarrow Ni\,(s) + CO_2\,(g)$, Kc vale 600 a 1600 K. Escribe la expresión de su Kc y calcula el valor de Kp a 1600 K. (9.R6)

54.- Para la reacción de descomposición del cloruro de amonio sólido:

$$NH_4Cl\,(s) \leftrightarrow NH_3\,(g) + HCl\,(g)$$

La constante de equilibrio, Kp, vale $6\cdot10^{-9}$ atm^2, a 400 K. Calcula las presiones parciales de amoniaco y de cloruro de hidrógeno, producidos en la descomposición de una muestra de cloruro de amonio sólido, a 400 K, una vez alcanzado el equilibrio. (9.23) **Sol: $7{,}75\cdot10^{-5}$ atm**

55.- En un recipiente vacío se introduce $NaHCO_3$ sólido. Se cierra y se calienta a 120^0C. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 1720 mm de Hg. Calcula, a dicha temperatura, Kp y Kc, para este proceso: (9.27)

$$2\,NaHCO_3\,(s) \leftrightarrow Na_2CO_3\,(s) + CO_2\,(g) + H_2O\,(g)$$

Sol: 1,28; $1{,}23\cdot10^{-3}$

56.- Calcula el valor de Kc, a 500 ^{0}C, para el equilibrio:

$$SnO_2\,(s) + 2\,H_2\,(g) \leftrightarrow Sn\,(s) + 2\,H_2O\,(g)$$

Sabiendo que el análisis de una mezcla de estas cuatro sustancias, en equilibrio, dio $[H_2O] = [H_2] = 0{,}1M$. Si se añade hidrógeno molecular hasta subir, momentáneamente, su concentración a 0,2 moles/l. ¿cuáles serán las concentraciones de los gases cuando se restablezca el equilibrio? (9.24)
Sol: 0,15 M; 0,15 M

7. SOLUBILIDAD.

57.- La solubilidad del $Pb(NO_3)_2$ a 65^0C es de 100 g / 100 cm^3 de agua. Se ponen 200 g de $Pb(NO_3)_2$ en medio litro de agua pura y se agita. Una vez alcanzado el equilibrio:

- ***a) ¿Qué tipo de disolución se tiene?***
- ***b) ¿Cuánto valen $[Pb^{2+}]$ y $[NO_3^-]$? Masas atómicas: Pb (207,2u); N (14u); O (16u)***

Sol: 1,2 M; 2,4 M.

58.- Se añaden 200 g de KNO_3 a medio litro de agua que se encuentra a 30^0C. Indica qué tipo de disolución se obtendrá, sabiendo que la solubilidad del KNO_3 en agua, a 30^0C, es de 48 g/100 ml de agua. (11.R4)

59.- En un litro de agua pura, a la temperatura de 10^0C, se colocan 600 g de $Pb(NO_3)_2$. Una vez alcanzado el equilibrio, quedan en el fondo 100 g de sal sin disolver.

- ***a) ¿Qué tipo de disolución hemos obtenido?***
- ***b) ¿Cuál es la solubilidad del nitrato de plomo (II) en agua pura a 10^0C? (11.30)***

60.- A 30^0C, la solubilidad del KNO_3 es 48 g/100 ml de agua. En un litro de agua se ponen 500 g de nitrato de potasio. Cuando se alcance el equilibrio, a 30^0C.

- ***a) Quedan 452 g de KNO_3 sin disolver.***
- ***b) Quedan 20 g de KNO_3 sin disolver.***
- ***c) Se tiene una disolución insaturada.***
- ***d) Se tiene una disolución saturada. (11.31)***

61.- La solubilidad del PbI_2 en agua pura es de 0,6 g/l, a 25^0C. Calcula la cantidad máxima de PbI_2 que puede disolverse en 100 ml de agua a 25^0C. (11.4)

62.- La solubilidad del yoduro de plomo (II) en agua pura es de 0,6 g/L a 25^0C. A esta temperatura, la máxima cantidad de PbI_2 que se puede disolver, de forma estable, en 5 litros de agua es:

0,6 g b) 0,12 g c) 3,0 g d) 0,3 g (11.27)

63.- Se ha preparado una disolución de sulfato de cobre (II) en agua a 80^0C disolviendo 70 g de sulfato en 200 cm^3 de agua. Sabiendo que la solubilidad del $CuSO_4$ a 80^0C es 55 g/100 cm^3 de agua, indica:

- ***a) La cantidad adicional de sulfato de cobre (II) que podría disolverse en 200 cm^3 de agua a la misma temperatura.***
- ***b) ¿Qué sucedería si, una vez saturada la disolución a 80^0C, se baja la temperatura a 20^0C?***

Producto de solubilidad.

64.- La expresión del producto de solubilidad, Ks, para el $Cr(OH)_3$ es:

$$Ks = [Cr^{3+}][OH^-]$$
$$Ks = [Cr^{3+}]^3\,[OH^-]$$
$$Ks = [Cr^{3+}][OH^-]^3$$
$$Ks = [Cr^{3+}] + [OH^-]^3$$

65.- Escribe la expresión del producto de solubilidad de las sales:

a) Ag_2CO_3
b) $Al(OH)_3$
c) Fe_2S_3
d) CaF_2 (11.33)

66.- Se añaden unos gramos de $PbCl_2$ a un litro de agua pura. Cuando se alcanza el equilibrio, las concentraciones de los iones formados son: $[Pb^{2+}] = 1{,}62\cdot10^{-2}$ mol/l y $[Cl^-] = 3{,}24\cdot10^{-2}$ mol/l. Calcula el producto de solubilidad de $PbCl_2$. (11.R5) Sol: $1{,}7\cdot10^{-5}$

67.- El cloruro de plata es una sal poco soluble cuya solubilidad es $2{,}03\cdot10^{-3}$ g/l. Sabiendo que las masas atómicas del cloro y de la plata son, respectivamente, 35,5 u y 107,8 u:

a) *Expresa su equilibrio de disolución.*
b) *Calcula su producto de solubilidad. (11.6) Sol: $2\cdot10^{-10}$.*

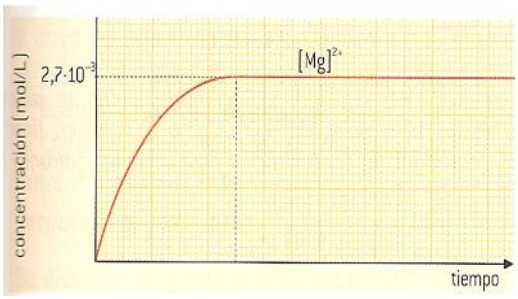
68.- Calcula el producto de solubilidad del carbonato de plata, Ag_2CO_3, sabiendo que su solubilidad en agua pura es de $3{,}49\cdot10^{-2}$ g/L. Masas atómicas: Ag (107,9u); C (12u); O (16u) (11.R7) Sol: $8\cdot10^{-12}$.

69.- El sulfato de bario es tan insoluble que puede ingerirse sin riesgo, a pesar de que el Ba^{2+} es tóxico. A 25^0C, en un litro de agua se disuelven solamente 0,00245 g de $BaSO_4$.

a) *¿Cuáles son las concentraciones de Ba^{2+} y SO_4^{2-} en una disolución saturada de $BaSO_4$?*
b) *Calcula el valor de Ks para esta sal.*

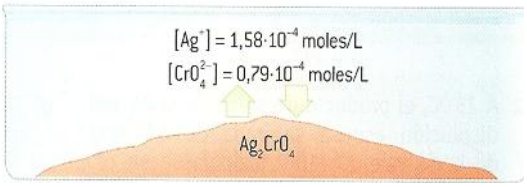
Masas atómicas: Ba (137,3u); S (32u); O (16u) (11.36) Sol: $1{,}05\cdot10^{-5}$ mol/L; $1{,}1\cdot10^{-10}$.

70.- En un tubo con un litro de agua pura, se colocan 10 g de MgF_2. En la siguiente gráfica se muestra cómo varía con el tiempo la concentración de iones Mg^{2+} (aq), que se originan al disolverse el MgF_2 sólido:



a) *¿Cómo representarías gráficamente la concentración de iones fluoruro, en función del tiempo?*
b) *¿Cuál es la solubilidad molar de esta sal?*
c) *Calcula el valor del Ks para el MgF_2. (11.37) Sol: $2{,}7\cdot10^{-3}$ mol/L; $7{,}87\cdot10^{-8}$.*

71.- La siguiente figura representa un sistema en equilibrio. A partir de ella, calcula:



- ***a) El valor de Ks para el Ag_2CrO_4.***
- ***b) La solubilidad del Ag_2CrO_4 en agua pura. (11.43)***

Sol: $2\cdot10^{-12}$; $7{,}9\cdot10^{-5}$mol/L

72.- El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) es 10^{-38}. Calcula su solubilidad en g/L. Masas atómicas (u): Fe = 55,8; O = 16; H = 1. (11.7) Sol: $1{,}48\cdot10^{-8}$ g/L

73.- A 25^0C, el producto de solubilidad del carbonato de plata vale $8{,}1\cdot10^{-12}$. Calcula para esa temperatura:

- ***a) La solubilidad del Ag_2CO_3.***
- ***b) Los gramos de Ag_2CO_3 que se pueden llegar a disolver en medio litro de agua.***

Masas atómicas: Ag (107,9u); C (12u); O (16u) (11.38) Sol: $1{,}26\cdot10^{-4}$ mol/L; $1{,}74\cdot10^{-2}$ g.

74.- El fondo de una cafetera está recubierto con 8 g de carbonato de calcio. Si se lava la cafetera con un litro de agua pura:

- ***a) ¿Qué fracción del precipitado se consigue arrastrar?***
- ***b) ¿Cuántas veces se tendría que lavar con un litro de agua pura para que desaparezca todo el precipitado?***

Dato: Ks ($CaCO_3$) = $5\cdot10^{-9}$. Masas atómicas: Ca (40u); C (12u); O (16u) (11.44)
Sol. 0,088%; 1132 veces.

75.- ¿Cuál será la relación de s con Ks en una sal del tipo A_3B_2, por ejemplo el fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$ [tetraoxofosfato (V)] de calcio]? (Mc-5.12)

76.- El producto de solubilidad del Cloruro de plata vale $1{,}7\cdot10^{-10}$. Calcula su solubilidad. Si añadimos ahora KCl de modo que la concentración final de $[Cl^-]$ sea 10^{-3} M, cuál será la nueva concentración en el equilibrio de $[Ag^+]$. (Mc-5.R17) Sol: $1{,}3\cdot10^{-5}$M; $1{,}7\cdot10^{-7}$M.

77.- En una determinada disolución que contiene iones plomo (II), se añade el ácido clorhídrico necesario para que precipite $PbCl_2$ y quede una concentración de iones Cl^- igual a 0,2 M. ¿Cuál es la concentración de iones plomo (II) que queda finalmente en disolución? Dato: Ks del $PbCl_2$ = $1{,}7\cdot10^{-5}$. Sol:$4{,}25\cdot10^{-4}$ mol/l.

78.- Se añaden 100 mL de una disolución 10^{-2} M de $CaCl_2$ a 150 mL de disolución 10^{-3} M de K_2SO_4. Sabiendo que el producto de solubilidad del $CaSO_4$ vale $2{,}4\cdot10^{-5}$, predice si se formará o no un precipitado de esta sal. (11.R8)

79.- El producto de solubilidad del cloruro de plata (AgCl) vale $1{,}7\cdot10^{-10}$ a 25^0C. Calcula si se formará precipitado cuando añadamos, a 1,00 L de disolución 0,01 M de $AgNO_3$, 100 mL de una disolución 1,00 M de NaCl. (Mc-5.R15)

80.- Se tiene una disolución de $AgNO_3$ 0,01 M.

- ***a) ¿Cuál es la máxima concentración de Cl^- que se puede tener en la disolución sin que aparezca un precipitado de AgCl?***
- ***b) Se añade suficiente NaCl hasta lograr que la concentración final de iones cloruro sea 0,1 M. ¿Cuál será, entonces, la concentración de iones plata?***

Dato: Ks del AgCl = $1{,}8\cdot10^{-10}$. (11.39) ***Sol: $1{,}8\cdot10^{-8}$ M; $1{,}8\cdot10^{-9}$ M***

81.- Calcula la solubilidad molar del hidróxido de magnesio en una disolución 0,1 M de NaOH.
Datos: Ks del $Mg(OH)_2$ = $7{,}1\cdot10^{-12}$. (11.40) ***Sol: $7{,}1\cdot10^{-10}$ mol/L***

