GC-F-004v.05

ESTEQUIOMETRÍA

Ángela Ma. Delgado P.


CAMBIOS DE LA MATERIA
pueden ser
FÍSICOS
QUÍMICOS
se representan
suceden
con
y son
ECUACIONES QUÍMICAS
REACCIONES QUÍMICAS
se clasifican según
PROCESOS OCURRIDOS
CAMBIOS ENERGÉTICOS
Reacciones de neutralización
Reacciones de descomposición
Reacciones de doble desplazamiento
Reacciones de desplazamiento
Reacciones de combinación
Reacciones endotérmicas
Reacciones exotérmicas

CAMBIO FÍSICO

LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA NO SE MODIFICA CONSERVANDO SUS MISMAS PROPIEDADES O CARACTERÍSTICAS.

Estados del agua









CAMBIO QUÍMICO

CAMBIA LA ESTRUCTURA INTERNA DE LA MATERIA
Y SE ADQUIEREN NUEVAS CARACTERÍSTICAS
QUE ANTES NO SE TENÍAN.











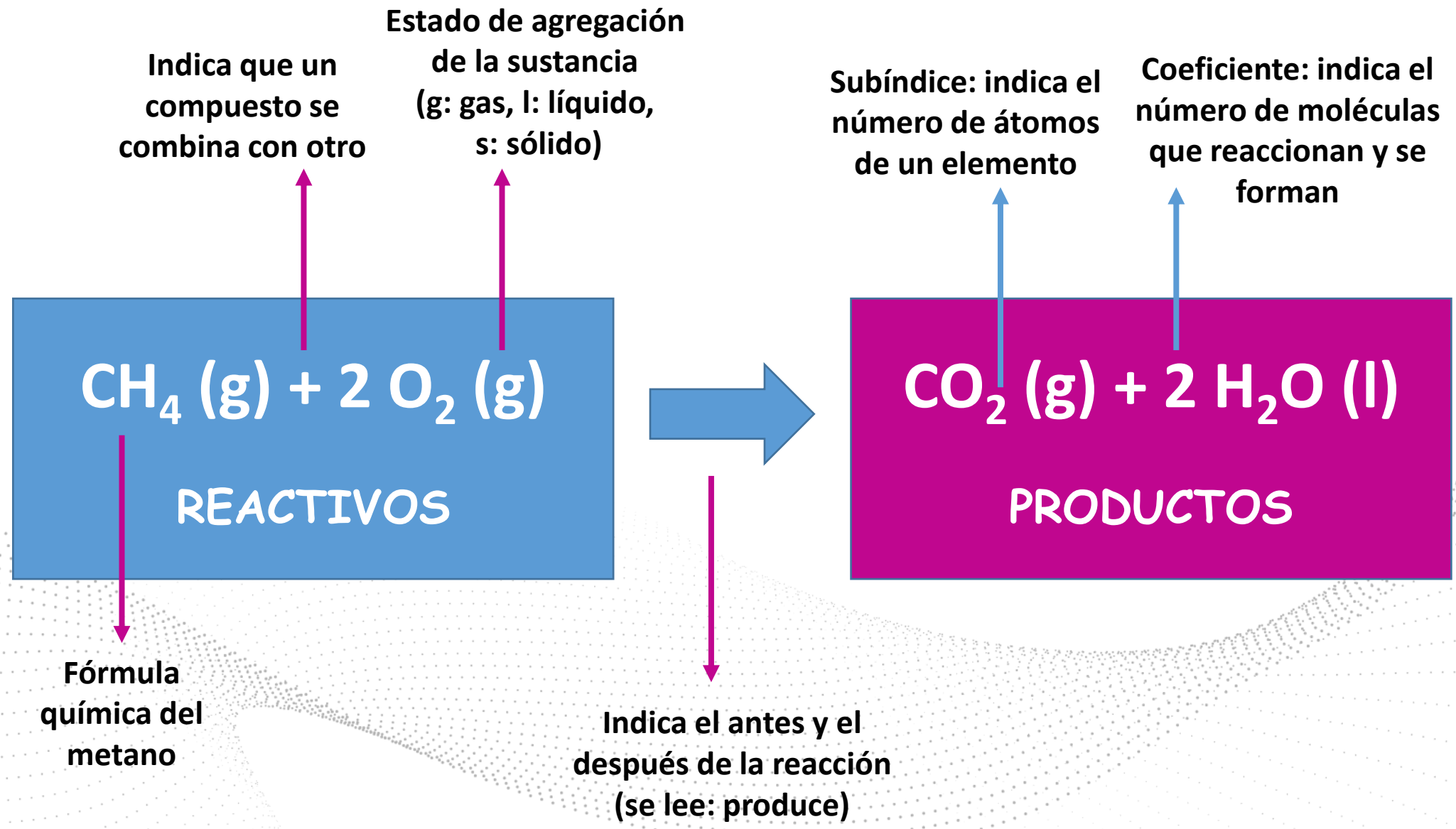








ECUACIÓN QUÍMICA



INTERPRETACIÓN DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA

símbolo	significado
+	Indica mas, es decir que dos o más sustancias se combinan.
(s)	Solido
(l)	Liquido
(g)	Gas
(ac)	Acuoso(en solución o disuelto en agua)
↑	Producto gaseoso
↓	Producto solido (forma precipitado)
→	Indica lo que produce o dirección de la reacción.
⇀↽	Reacción reversible.
O calor / △→	Indica que la reacción se somete a calentamiento.
atm →	Señala la presión en atmosfera (atm) en la cual se lleva la reacción.
°c →	Señala temperatura, grados Celsius (°c) de la reacción
Pd →	Indica la presencia de un catalizador. O simbolo de un elemento que se ha adicionado. Para modificar la velocidad de la reacción.

$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

Dos moléculas + una molécula ⟶ dos moléculas

2 moles + 1 mol ⟶ 2 moles

$2(2.02\ g) = 4.04\ g + 32.00\ g \longrightarrow 2(18.02\ g) = 36.04\ g$

36.04 g de reactivos — 36.04 g de producto

Mol: Unidad que mide cantidad de sustancia.

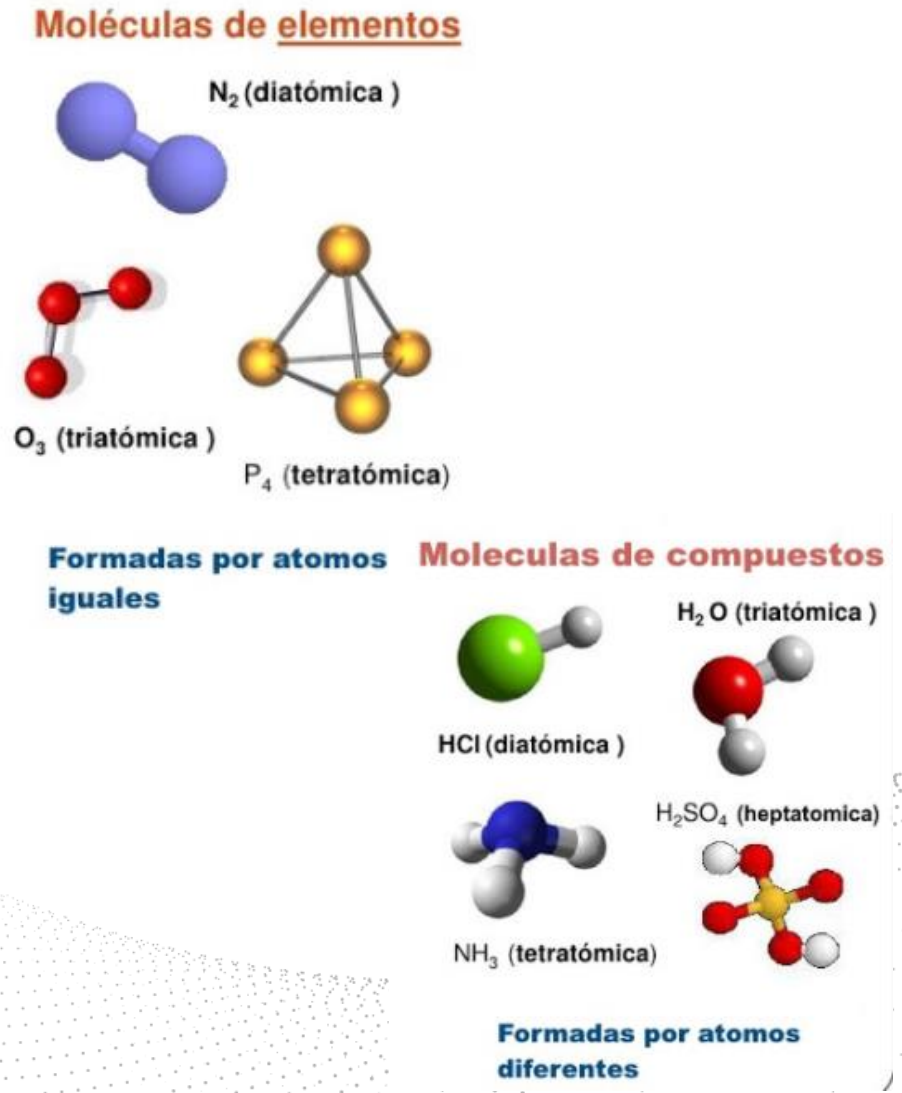
Un mol (n) contiene exactamente $6{,}022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ unidades elementales.

Número de Avogadro: Partículas elementales de un mol = $6{,}022 \times 10^{23}$

1 MOL DE He CONTIENE 6.022×10^{23} ÁTOMOS DE He

1 MOL DE Na+ QUE CONTIENE 6.022×10^{23} Iones de Na+

1MOL DE H_2O CONTIENE 6.022×10^{23} MOLECULAS DE H_2O



https://www.youtube.com/watch?v=QDTn__99GpI

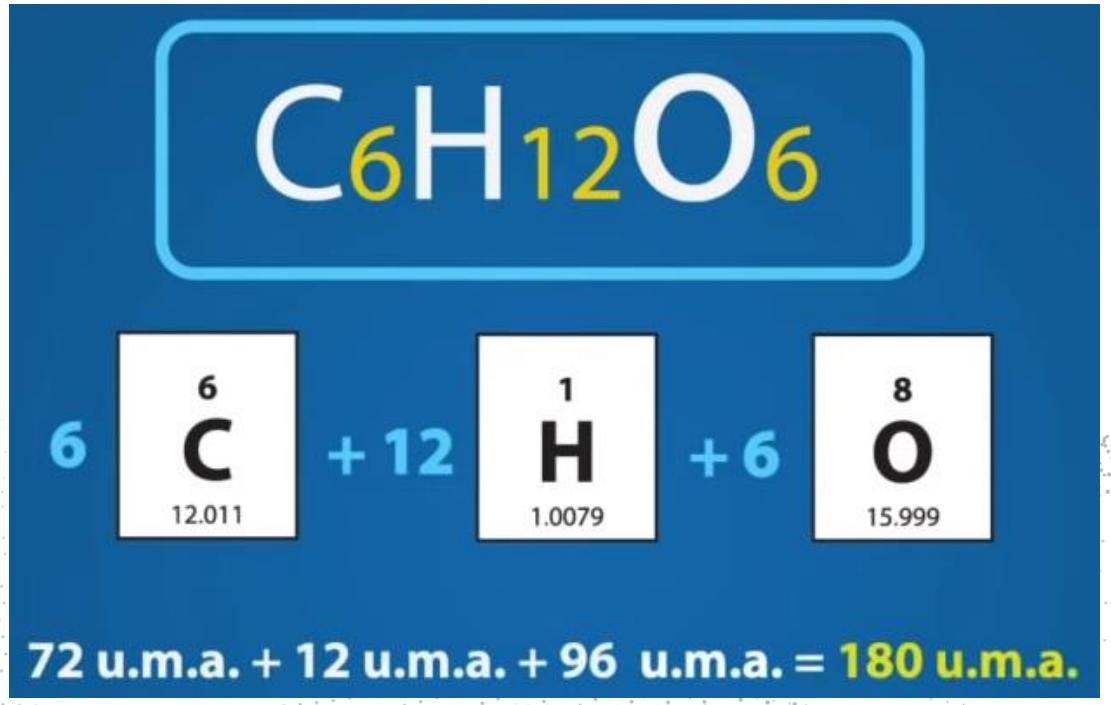
https://www.youtube.com/watch?v=9xMJ9A4nW1g

Masa Atómica

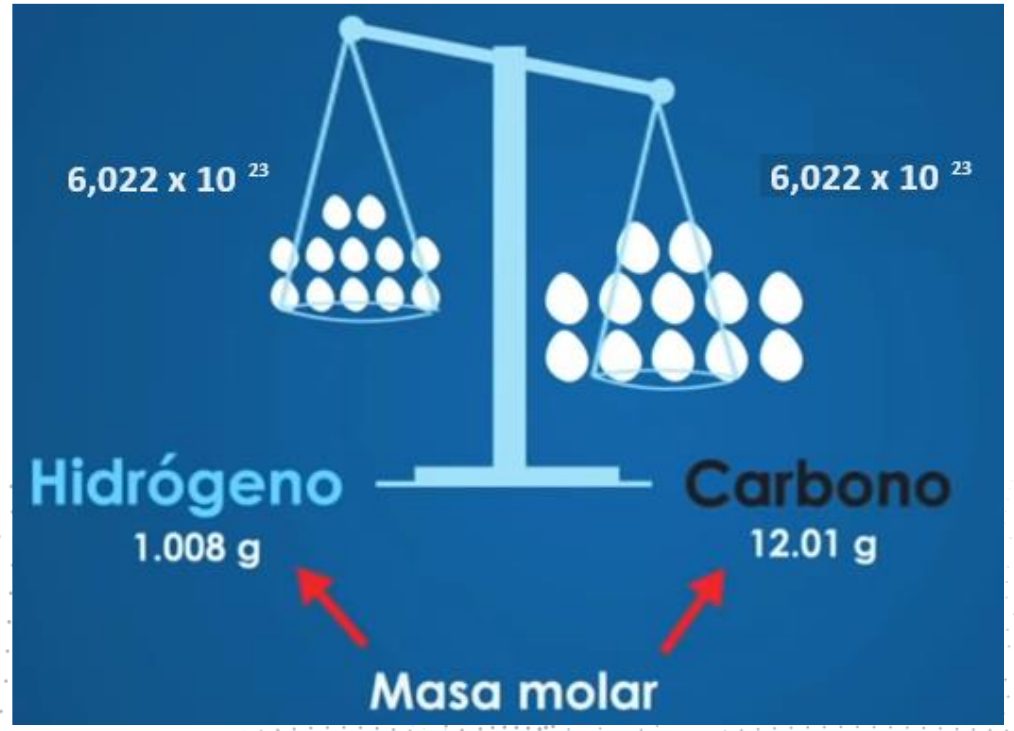
Es la masa que posee un átomo mientras este permanece en reposo (unidad de masa atómica – u.m.a)

Masa Molecular

Masa en u.m.a de una molécula



Masa molar: Peso en gramos o kilogramos de un mol.



HCl (ácido clorhídrico)

H → 1.007 g/mol x 1

Cl → 35.453 g/mol. x1

masa molar = (g/mol)

$C_6H_{12}O_6$ (Glucosa)

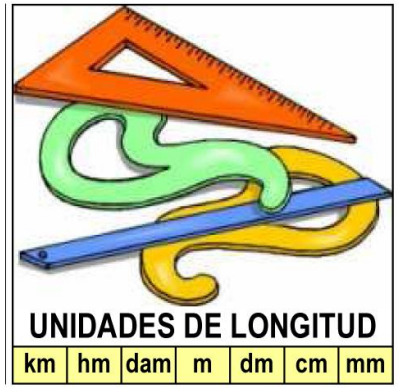
C_6 → 12.0107 g/mol x 6 = 72.0642

H_{12} → 1.007 g/mol x 12 = 12.084

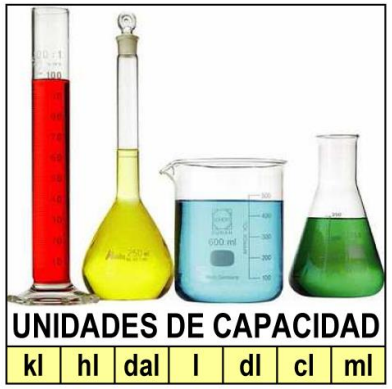
O_6 → 15.9994 g/mol. x 6 = 95.9964

FACTORES DE CONVERSIÓN

$$valor\ dado\ a\ convertir\ x\ \frac{unidad\ buscada}{unidad\ a\ convertir}$$







Son equivalencias numéricas que nos permiten cambiar de un sistema de unidades a otro. Es muy útil manejar adecuadamente estos factores de conversión.

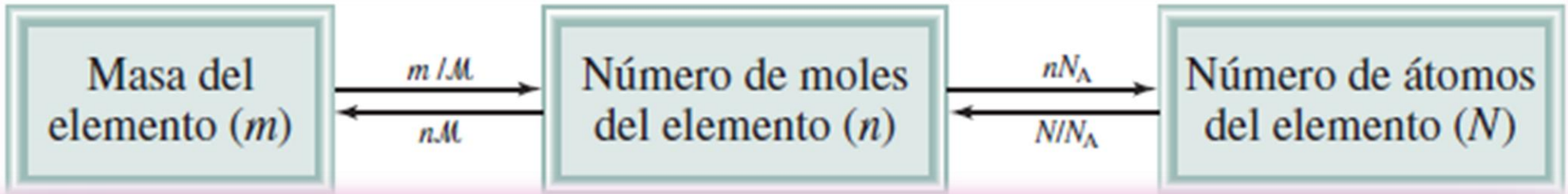


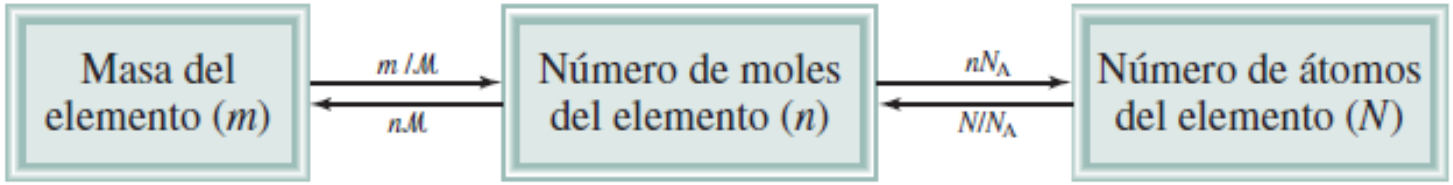
UNIDADES DE LONGITUD			
RELACION	**UNIDAD**	**SIMBOLO**	**EQUIVALENCIA**
Múltiplos	miriámetro	Mm	1 000 000 m
	kilómetro	km	1 000 m
	hectómetro	hm	100 m
	decámetro	dam	10 m
Unidad Principal	**metro**	**m**	**1 m**
Submúltiplos	decímetro	dm	0.1 m
	centímetro	cm	0.01 m
	milímetro	mm	0.001 m
	micrómetro		0.000 001 m

UNIDADES DE MASA			
RELACION	**UNIDAD**	**SIMBOLO**	**EQUIVALENCIA**
Múltiplos	Gigagramo	Gg	1 000 000 kg
	Megagramo o tonelada	Mg o t	1 000 kg
	quintal	q	100 kg
	miriagramo	mag	10 kg
Unidad Principal	**kilogramo**	**kg**	**1 kg**
Submúltiplos	hectogramo	hg	0.1 kg
	decagramo	dag	0.01 kg
	gramo	g	0.001 kg
	decigramo	dg	0.0001 kg
	centigramo	cg	0.00001 kg
	miligramo	mg	0.000 001 kg

UNIDADES DE VOLUMEN			
RELACION	**UNIDAD**	**SIMBOLO**	**EQUIVALENCIA**
Múltiplos	kilómetro cúbico	km3	1 000 000 000 m3
	hectómetro cúbico	hm3	1 000 000 m3
	decámetro cúbico	dam3	1 000 m3
Unidad Principal	**metro cúbico**	**m3**	**1 m3**
Submúltiplos	decímetro cúbico	dm3	0.001 m3
	centímetro cúbico	cm3	0.000 001 m3
	milímetro cúbico	mm3	0.000 000 001 m3

UNIDADES DE CAPACIDAD			
RELACION	**UNIDAD**	**SIMBOLO**	**EQUIVALENCIA**
Múltiplos	Megalitro	ML	1 000 000 L
	kilolitro	kL	1 000 L
Unidad Principal	**litro**	**L**	**1 L**
Submúltiplos	decilitro	dL	0.1 L
	centilitro	cL	0.01 L
	mililitro	mL	0.001 L


Masa del elemento (m)
m/M
nM
Número de moles del elemento (n)
nN_A
N/N_A
Número de átomos del elemento (N)



El azufre (S) es un elemento no metálico que está presente en el carbón. Cuando el carbón se quema, el azufre se convierte en dióxido de azufre y finalmente en ácido sulfúrico que da origen al fenómeno de la lluvia ácida. ¿Cuántos átomos hay en 16,3 g de S?

El azufre (S) es un elemento no metálico que está presente en el carbón. Cuando el carbón se quema, el azufre se convierte en dióxido de azufre y finalmente en ácido sulfúrico que da origen al fenómeno de la lluvia ácida. ¿Cuántos átomos hay en 16,3 g de S?

No podemos convertir directamente los gramos en átomos de azufre, entonces:

Primero pasamos de gramos a moles (1 mol de S = 32,07 g de S = PM)

$$16{,}3\ g\ S * \frac{1\ mol\ S}{32{,}07\ g\ S} = 0{,}51\ mol\ S$$

Después pasamos de moles a número de partículas (átomos).
(1 mol de S = 6.022×10^{23} átomos)

$$0{,}51\ mol\ S * \frac{6.022 \times 10^{23}\ átomos\ S}{1\ mol\ S} = 3{,}07 \times 10^{23}\ átomos\ S$$

Fórmula Química

Permite expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos.

- **Elementos presentes**
- **Proporción en la cual se combinan los átomos**
- **Fórmulas moleculares y empíricas**

Fórmula Molecular

$C_6H_{12}O_6$

Indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia.

Fórmula Empírica

CH_2O

Indica cuáles elementos están presentes y la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos, pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada.

Ejemplo: Calcule la fórmula empírica de una sustancia que presenta una composición de 48,65% de carbono, 8,11% de hidrógeno y 43,24% de oxígeno.

Paso 1: Encuentra el número de moles de cada elemento

$$48{,}65\ g\ C * \frac{1\ mol\ C}{12\ g\ C} = 4{,}054\ mol\ C$$

$$8{,}11\ g\ H * \frac{1\ mol\ H}{1\ g\ H} = 8{,}110\ mol\ H$$

$$43{,}24\ g\ O * \frac{1\ mol\ O}{16\ g\ O} = 2{,}703\ mol\ O$$

Paso 2: Dividir los moles por el resultado más pequeño

$$C = \frac{4{,}054}{2{,}703} = 1{,}5$$

$$H = \frac{8{,}110}{2{,}703} = 3$$

$$O = \frac{2{,}703}{2{,}703} = 1$$

Paso 3: : Si no se obtiene un numero entero se multiplica por un número para que este quede entero

$C = 1{,}5 * 2 = 3$

$H = 3 * 2 = 6$

$O = 1 * 2 = 2$

Fórmula Empírica: $C_3H_6O_2$

Ejemplo: Una sustancia presenta una composición de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno. Sabiendo que su masa molecular es 60 g/mol, calcular su fórmula empírica y su fórmula molecular.

Paso 1: Encuentra el número de moles de cada elemento

$$40\text{g C} * \frac{1\text{mol C}}{12\text{ g C}} = 3{,}333\text{ mol C}$$

$$6{,}7\text{ g H} * \frac{1\text{mol H}}{1\text{ g H}} = 6{,}700\text{ mol H}$$

$$53{,}3\text{ g O} * \frac{1\text{mol O}}{16\text{ g O}} = 3{,}331\text{ mol O}$$

Paso 2: Dividir los moles por el resultado más pequeño

$$C = \frac{3{,}333}{3{,}331} = 1$$

$$H = \frac{6{,}700}{3{,}331} = 2$$

$$O = \frac{3{,}331}{3{,}331} = 1$$

Paso 3: No aplica

Paso 4: Multiplicar la fórmula empírica por X

$$\mathbf{X = \frac{\text{Masa molecular}}{\text{Masa empírica}}}$$

$$X = \frac{60\text{ g/mol}}{30\text{ g/mol}} = 2$$

Fórmula Empírica: CH_2O

Fórmula Molecular: $C_2H_4O_2$

La vitamina C (acido ascórbico) ayuda a prevenir el resfriado común. Tiene en su composición 40,92% de carbono, 4,58% de hidrógeno y 54,50% de oxígeno en masa.

- ❑ Determine la fórmula empírica del compuesto.
- ❑ Determine la formula molecular de la vitamina C sabiendo que su masa molar es 176,124 g/mol.



Paso 1: Encuentra el número de moles de cada elemento

$$40{,}92\ g\ C * \frac{1\ mol\ C}{12\ g\ C} = 3{,}41\ mol\ C$$

$$4{,}58\ g\ H * \frac{1\ mol\ H}{1\ g\ H} = 4{,}58\ mol\ H$$

$$54{,}50\ g\ O * \frac{1\ mol\ O}{16\ g\ O} = 3{,}41\ mol\ O$$

Paso 2: Dividir los moles por el resultado más pequeño

$$C = \frac{3{,}41}{3{,}41} = 1$$

$$H = \frac{4{,}58}{3{,}41} = 1{,}34$$

$$O = \frac{3{,}41}{3{,}41} = 1$$

Paso 3: Llevar a número entero

C = 1 * 3 = 3
H = 1,34 * 3 = 4
O = 1 * 3 = 3

Fórmula Empírica: $C_3H_4O_3$

Paso 4: Multiplicar la fórmula empírica por X

$$\mathbf{X = \frac{Masa\ molecular}{Masa\ empírica}}$$

$$X = \frac{176{,}124\ g/mol}{88\ g/mol} = 2$$

Fórmula Molecular: $C_6H_8O_6$



Tipos de Reacciones

COMBINACIÓN O SÍNTESIS:

Reaccionan dos o más reactivos (elementos o compuestos) para formar una nueva sustancia o producto (compuesto).

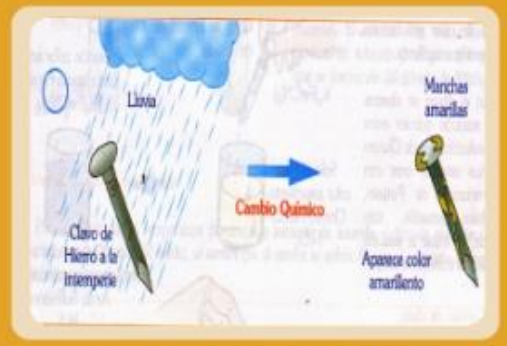
$$X + Y \longrightarrow XY$$

DESCOMPOSICIÓN:

A partir de un compuesto se obtienen dos o más sustancias simples, con lo cual el número de moléculas presentes en el producto es mayor que el número de moléculas en los reactivos.

$$XY \longrightarrow X + Y$$

SÍNTESIS



OXIDACIÓN DE UN CLAVO

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

Oxido férrico

COMBUSTIÓN DE AZUCAR

$$C_{12}H_{22}O_{11(s)} + \text{Calor} \longrightarrow 12C_{(s)} + 11H_2O_{(l)}$$

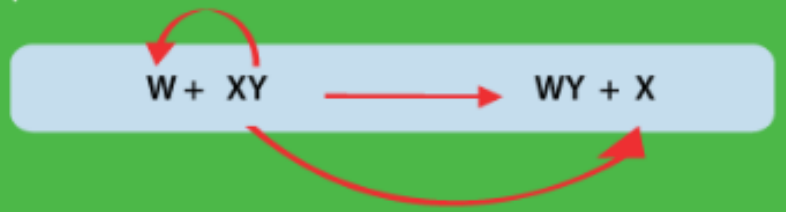
Sacarosa

Carbono negro

Tipos de Reacciones

DESPLAZAMIENTO

Un elemento reacciona con un compuesto y toma el lugar de un elemento en dicho compuesto; al finalizar la reacción, se obtienen un elemento y un compuesto diferentes

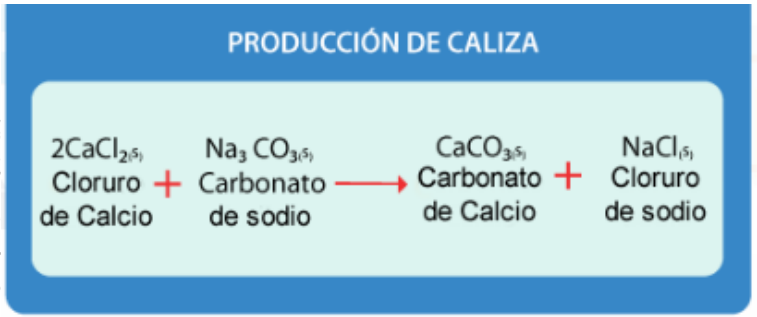




DOBLE DESPLAZAMIENTO

Son aquellas en las cuales dos compuestos reaccionan para formar dos nuevos compuestos, sin que ocurra cambio en el número de oxidación de los elementos.

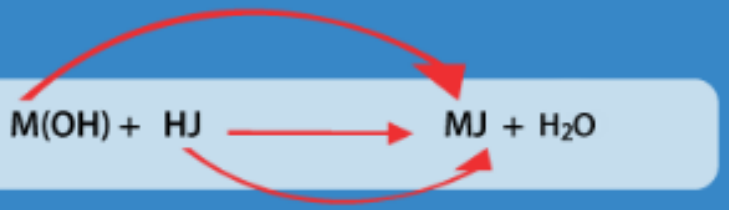




Tipos de Reacciones

NEUTRALIZACIÓN:

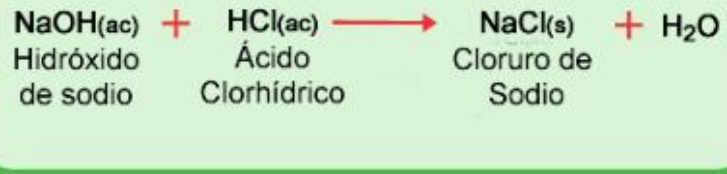
Son reacciones entre ácidos y bases, en las cuales se produce una sal y agua.



NEUTRALIZACIÓN



PRODUCCIÓN DE SAL



EXOTÉRMICAS

Son aquellas reacciones donde se libera calor. Normalmente 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.

EXOTÉRMICA



EXPLOSIÓN

$4\ C_3H_5N_3O_9 \rightarrow 6N_2 + 12CO_2 + 10H_2O + O_2 + (Joules)$
Nitroglicerina

ENDOTÉRMICAS

Es necesario suministrar energía al sistema de reacción para hacer que ocurran las transformaciones químicas.

Lo anterior significa que la energía de las moléculas de los productos es mayor que la energía de las moléculas de los reactivos

ENDOTÉRMICA/DESCOMPOSICIÓN



COMBUSTIÓN DE AZUCAR

$C_{12}H_{22}O_{11(s)}$ Sacarosa + Calor $\longrightarrow$ $12C_{(s)}$ Carbono negro + $11H_2O_{(l)}$

Ley de la conservación de la masa: La materia no se crea ni se destruye.

Balanceo de Ecuaciones: El número de cada tipo de átomos debe ser igual en ambos lados.



H = 2 x 2 = 4
O = 2 x 1 = 2

H = 2 x 2 = 4
O = 2 x 1 = 2

1. Metales
2. No metales
3. Hidrógenos
4. Oxígenos

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Mg: 1 * 2 = **2**
O: 2 * 1 = **2**

Mg: 1 * 2 = **2**
O: 1 * 2 = **2**

$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

K: 1*2=2
Cl:1*2=2
O: 3*2=6

K: 1*2=2
Cl: 1*2=2
O: 2*3=6

$3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

Al: 1*2 = 2
S: 1*3=3
H: (2*3)+ (1*3*2) = H: 2*6
H: 12
O:(4*3)+(1*3*2)
O: 12 + 6 = 18

Al:2*1 = 2
S:1*3*1= 3
H: 12
O:(4*3+1)+(1*6)
O: 12 + 6 = 18

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Mg: 1 * 2 = **2**
O: 2 * 1 = **2**

Mg: 1 * 2 = **2**
O: 1 * 2 = **2**

$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

K: 1 * 2 = **2**
Cl: 1 * 2 = **2**
O: 3 * 2 = **6**

K: 1 * 2 = **2**
Cl: 1 * 2 = **2**
O: 2 * 3 = **6**

$3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

Al: 1*2 = **2**
S: 1*3 = **3**
H: (2*3) + (3*2) = 12
O: (4*3) + (3*2) = 18

Al: 2*1 = **2**
S: 3 * 1 = **3**
H: 2*6=12
O: (4*3*1) + (1*6) = 18

1. Se identifican todos los reactivos y productos, y se escriben sus fórmulas correctas del lado izquierdo y derecho de la ecuación, respectivamente.

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

2. Se inicia probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Podemos **cambiar los coeficientes**, pero **no los subíndices.**

$$\mathbf{2}KClO_3 \rightarrow KCl + \mathbf{3}O_2$$

3. Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contengan estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Luego se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero con diferente número de átomos. Se balancean estos elementos. Por último, se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.

$$2KClO_3 \rightarrow \mathbf{2}KCl + 3O_2$$

4. Se verifica la ecuación balanceada para asegurarse de que hay el mismo número total de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación.

$Mg + O_2 \rightarrow MgO$

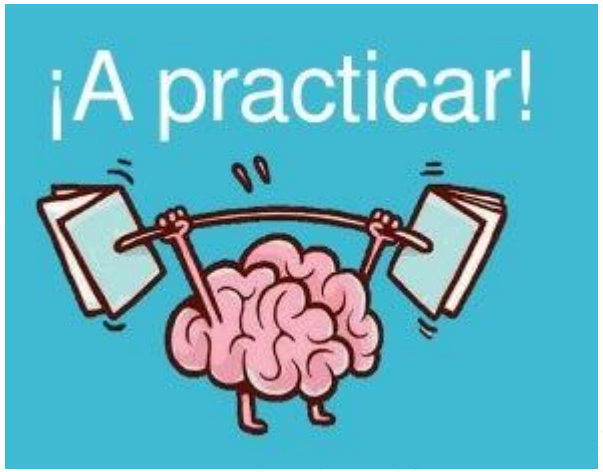
Mg:	Mg:
O:	O:

$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

K:	K:
Cl:	Cl:
O:	O:

$H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$

Al:	Al:
S:	S:
H:	H:
O:	O:



1. $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$
2. $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$
3. $C_6H_6 + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2$
4. $NaClO \rightarrow NaCl + NaClO_3$
5. $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \rightarrow CaSiO_3 + CO + P_4$
6. $CaCO_3 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + CO_2 + H_2O$

1. $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$
   $Fe_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_3$

2. $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$
   $2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

3. $C_6H_6 + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2$
   $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 6H_2O + 12CO_2$

4. $NaClO \rightarrow NaCl + NaClO_3$
   $6NaClO \rightarrow 4NaCl + 2NaClO_3$
   $3NaClO \rightarrow 2NaCl + NaClO_3$



5. $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \rightarrow CaSiO_3 + CO + P_4$
   $2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \rightarrow 6CaSiO_3 + 10CO + P_4$

6. $CaCO_3 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + CO_2 + H_2O$
   $3CaCO_3 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3CO_2 + 3H_2O$

Relaciones estequiométricas

Permiten establecer relaciones entre los reactivos y los productos de una ecuación química.

Estudio de las relaciones **cuantitativas** entre los reactivos y los productos en una ecuación química y se basa en la **ecuación balanceada.**

$$C_7H_8 + 9\ O_2 \rightarrow 7\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Por 1 mol de C_7H_8 que reacciona, se necesitan 9 moles de O_2.

Se necesitan 9 moles de O_2 para producir 7 moles de CO_2.

Estequiometría proviene de las palabras griegas "stoicheion" = elemento y "metrion" = medida

Relaciones mol a mol:

1. Cuántas moles de $KClO_3$ serán necesarias para producir 8,5 moles de O_2?

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

? mol 8,5 mol

$$8{,}5 \text{ mol } O_2 * \frac{2 \text{ mol } KClO_3}{3 \text{ mol } O_2} = 5{,}7 \text{ mol } KClO_3$$

2. Cuántas moles de CuO serán necesarias para producir 0,38 moles de CO_2?

$$4CuO + CH_4 \rightarrow 4Cu + 2H_2O + CO_2$$

? mol 0,38 mol

$$0{,}38 \text{ mol } CO_2 * \frac{4 \text{ mol } CuO}{1 \text{ mol } CO_2} = 1{,}52 \text{ mol } CuO$$

Relaciones masa-mol o mol-masa:

¿Cuántos gramos de $KClO_3$ serán necesarias para producir 5 moles de KCl?
(PM $KClO_3$ = 122,55 g/mol)

$$\underset{?\ g}{2KClO_3} \rightarrow \underset{5\ mol}{2KCl + 3O_2}$$

$$5\ mol\ KCl * \frac{2\ mol\ KClO_3}{2\ mol\ KCl} = 5\ mol\ KClO_3$$

$$5\ mol\ KClO_3 * \frac{122,55\ g\ KClO_3}{1\ mol\ KClO_3} = 612,75\ g\ KClO_3$$

$$5\ mol\ KCl * \frac{2\ mol\ KClO_3}{2\ mol\ KCl} * \frac{122,55\ g\ KClO_3}{1\ mol\ KClO_3} = 612,75\ g\ KClO_3$$

¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen por descomposición de 0,55 moles de peróxido de hidrógeno?

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen por descomposición de 0,55 moles de peróxido de hidrógeno?

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

0,55 mol — ? g

$$0{,}55 \text{ mol } H_2O_2 * \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2O_2} * \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 8{,}8 \text{ g } O_2$$

¿Cuántos gramos de $KClO_3$ serán necesarias para producir 5 g de KCl?
(PM $KClO_3$ = 122,55 g/mol PM KCl = 74,55 g/mol)

$$\mathbf{2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2}$$

¿Cuántos gramos de $KClO_3$ serán necesarias para producir 5 g de KCl?
(PM $KClO_3$ = 122,55 g/mol PM KCl = 74,55 g/mol)

$$\mathbf{2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2}$$

? g 5 g

$$5\ g\ KCl * \frac{1\ mol\ KCl}{74,55\ g\ KCl} * \frac{2\ mol\ KClO_3}{2\ mol\ KCl} * \frac{122,55\ g\ KClO_3}{1\ mol\ KClO_3} = 8,22\ g\ KClO_3$$

$$5\ g\ KCl * \frac{122,55\ g\ KClO_3}{74,55\ g\ KCl} = 8,22\ g\ KClO_3$$

¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen por descomposición de 0,55 moles de peróxido de hidrógeno y de 2,33 g de peróxido de hidrógeno ?

¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen por descomposición de 0,55 moles de peróxido de hidrógeno y de 2,33 g de peróxido de hidrógeno ?

$$\mathbf{2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2}$$

0,55 mol ? g

2,33 g ? g

$$0{,}55\ \text{mol}\ H_2O_2 * \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2O_2} * \frac{32\ \text{g}\ O_2}{\text{mol}\ O_2} = 8{,}8\ \text{g}\ O_2$$

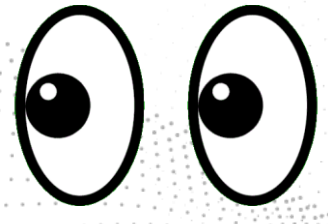
$$2{,}33\ \text{g}\ H_2O_2 * \frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{34\ \text{g}\ H_2O_2} * \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2O_2} * \frac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1{,}096\ \text{g}\ O_2$$

REACTIVO LÍMITE Y EN EXCESO

Reactivo límite será aquél que se agote primero en la reacción.

Reactivo en exceso será aquel que no se agote por completo durante la reacción.

La cantidad de producto que se obtenga de la reacción **dependerá siempre de la cantidad de reactivo limitante** que se tenga.



Siempre se debe averiguar cuál de los reactivos es el limitante y cuál de ellos está en exceso.

- Hallar la cantidad de moles de ácido clorhídrico, necesaria para reaccionar **totalmente** con 1,16 moles de hierro para formar $FeCl_2$ y H_2.

1. $HCl + Fe \rightarrow FeCl_2 + H_2$

2. $2HCl + Fe \rightarrow FeCl_2 + H_2$
   ?moles 1,16 moles

3. $1{,}16 \text{ mol Fe} * \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Fe}} = 2{,}32 \text{ mol HCl}$

- Se hace reaccionar 0,12 moles de $BaCl_2$ con 0,48 moles de $AgNO_3$, ¿Cuál es el RL y cuántos moles de AgCl se obtienen?

$BaCl_2 + 2AgNO_3 \rightarrow 2AgCl + Ba(NO_3)_2$
0,12 mol 0,48 mol ? mol

$0{,}12 \text{ mol } BaCl_2 * \frac{2 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol } BaCl_2} =$ **0,24 mol AgCl (es el RL: está en menor cantidad)**

$0{,}48 \text{ mol } AgNO_3 * \frac{2 \text{ mol AgCl}}{2 \text{ mol } AgNO_3} = 0{,}48 \text{ mol AgCl}$ **(RE: está en mayor cantidad)**

Considera la siguiente la reacción: $NH_3 + CO_2 \rightarrow CH_4N_2O + H_2O$ Si se mezclan 637,2 gramos de NH_3 con 1142 gramos de CO_2 ¿cuántos gramos de CH_4N_2O se obtendrán? ¿Cuánto queda de reactivo en exceso?

Considera la siguiente la reacción: **$NH_3 + CO_2 \rightarrow CH_4N_2O + H_2O$** Si se mezclan 637,2 gramos de NH_3 con 1142 gramos de CO_2 ¿cuántos gramos de **CH_4N_2O** se obtendrán? ¿Cuánto queda de reactivo en exceso?

1. **$2NH_3 + 1CO_2 \rightarrow 1CH_4N_2O + H_2O$**

637,2 g 1142 g ? g

2. Encontrar RL y RE

$$637{,}2\ g\ NH_3 * \frac{1\ mol\ NH_3}{17.03\ g\ NH_3} * \frac{1\ mol\ CH_4N_2O}{2\ mol\ NH_3} = 18{,}70\ mol\ CH_4N_2O$$ **RL**

$$1142\ g\ CO_2 * \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}01\ g\ CO_2} * \frac{1\ mol\ CH_4N_2O}{1\ mol\ CO_2} = 25{,}95\ mol\ CH_4N_2O$$ **RE**

3. $$18{,}70\ mol\ CH_4N_2O * \frac{60{,}06\ g\ CH_4N_2O}{1\ mol\ CH_4N_2O} =$$ **1123,122 g de CH_4N_2O**

4. $$637{,}2\ g\ NH_3 * \frac{1\ mol\ NH_3}{17.03\ g\ NH_3} * \frac{1\ mol\ CO_2}{2\ mol\ NH_3} * \frac{44{,}01\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} =$$ **823,35 g CO_2 (lo que realmente reacciona)**

$1142\ g\ CO_2 - 823{,}35\ g\ CO_2 = 318{,}65\ g\ CO_2$ **en exceso**

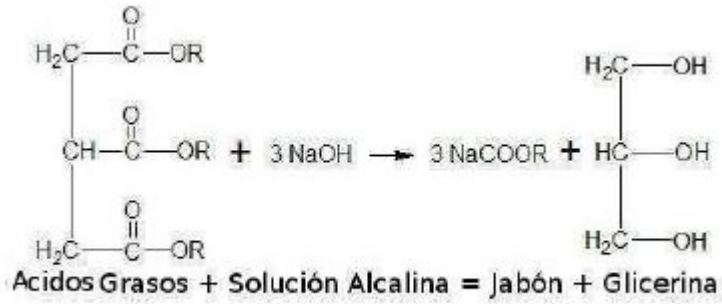
78,2561 g aceite * $\frac{75\text{ g trioleína}}{94\text{ g aceite}}$ * $\frac{1\text{ mol trioleina}}{885{,}4321\text{ g trioleína}}$ * $\frac{3\text{ mol de oleato de sodio}}{1\text{ mol trioleína}}$ * $\frac{304{,}4432\text{ g oleato de sodio}}{1\text{ mol de oleato de sodio}}$ = 64,406 g oleato

78,2561 g aceite * $\frac{75\text{ g trioleína}}{94\text{ g aceite}}$ * $\frac{1\text{ mol trioleina}}{885{,}4321\text{ g trioleína}}$ * $\frac{1\text{ mol de glicerina}}{1\text{ mol trioleína}}$ * $\frac{92{,}0938\text{ g glicerina}}{1\text{ mol de glicerina}}$ = 64,406 g glicerina

Peso teórico = suma de todas las sales + toda la glicerina

Peso experimental = peso molde + jabón (glicerina + sal) – peso molde

% rendimiento = $\frac{\text{peso experimental}}{\text{peso teórico}}$ * 100



Acidos Grasos + Solución Alcalina = Jabón + Glicerina



GRACIAS

Línea de atención al ciudadano: 018000 910270
Línea de atención al empresario: 018000 910682



@SENAcomunica

www.sena.edu.co