



Procedencia:  
FisQuiWeb

## EL CONCEPTO DE MOL

IES EL CLOT  
Valencia

El número  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  es muy importante en química. Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro ( $N_A$ )**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12,0 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

**Masa de 1 átomo de C: 12,0 u**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g**



**Amedeo Avogadro.**  
Italia (1776-1785)

Comparemos ahora las masas de un átomo de C y uno de H:

Masa de 1 átomo de C : 12 u

Masa de 1 átomo de H: 1 u

Observa que un átomo de H tiene una masa 12 veces inferior a uno de C.

Si ahora tomamos  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  átomos de C y el mismo número de átomos de H, resultará que éstos tendrán una masa 12 veces menor:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C: 12,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de H: 1,0 g**

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de O: 16,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de N: 14,0 g**

Y lo mismo pasaría si extendemos el razonamiento a moléculas:

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $H_2O$  : 18,0 g**

**Masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $CO_2$  : 44,0 g**



**Josef Loschmidt**  
Austria (1821-1895)

El primero que calculó el número de moléculas en 1 cm<sup>3</sup> de gas ( $2,6 \cdot 10^{19}$ )



**Jean Perrin**  
Francia (1870 -1942)

El primero en utilizar el término "Número de Avogadro" (1909)

**Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  unidades elementales.**

Cuando se usa el mol las unidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones...

**El mol es la unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.)**

**La masa de un mol en gramos es igual al valor de la masa atómica o molecular.**

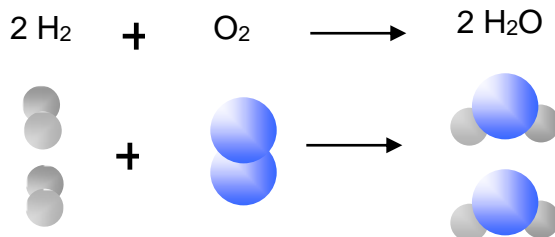
1 mol de (moléculas) de <b>agua</b>	es la cantidad de <b>agua</b>	que contiene <b><math>6,02 \cdot 10^{23}</math> moléculas de agua</b>	su masa es <b>18,00 g</b>
1 mol de (átomos) de <b>hierro</b>	es la cantidad de <b>hierro</b>	que contiene <b><math>6,02 \cdot 10^{23}</math> átomos de hierro</b>	su masa es <b>55,85 g</b>
1 mol de (moléculas) de <b>amoniaco</b>	es la cantidad de <b>amoniaco</b>	que contiene <b><math>6,02 \cdot 10^{23}</math> moléculas de amoniaco</b>	su masa es <b>17,00 g</b>

¿Por qué es tan importante el mol?

El mol, tal como se ha dicho más arriba, es una de las unidades fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (S.I.) y es, probablemente, la unidad más característica de la Química. Y es tan útil porque permite “contar” átomos o moléculas determinando la masa de sustancia.

Esto es básico porque las sustancias reaccionan en unas proporciones dadas.

Por ejemplo, dos moléculas de hidrógeno (gas) reaccionan con una de oxígeno (gas) para dar una molécula de agua:



Siempre que queramos obtener agua por reacción entre el hidrógeno y el oxígeno deberemos tomar ambos gases en la proporción de doble cantidad de moléculas de hidrógeno que de oxígeno. ¿Pero como “contar” las moléculas?... usando el concepto de mol:

Un mol de hidrógeno, contiene el mismo número de moléculas de  $\text{H}_2$  que tiene un mol de  $\text{O}_2$ :  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Por tanto, para que reaccionen en proporción 2 :1 tendremos que coger 2 moles de  $\text{H}_2$  y 1 mol de  $\text{O}_2$ . O lo que es lo mismo 4,0 g de  $\text{H}_2$  y 32,0 g de  $\text{O}_2$  que se combinarán para dar 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  (36,0 g)

### Ejemplo 1

¿Cuántos moles son:

- a) 7,0 g de Na?
- b) 20,5 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ?
- c) 64,8 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

**Solución:**

- a)  $7,0 \text{ g Na} \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} = 0,304 \text{ moles Na}$
- b)  $20,5 \text{ g H}_2\text{O} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,139 \text{ moles H}_2\text{O}$
- c)  $64,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,661 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$

### Ejemplo 2.

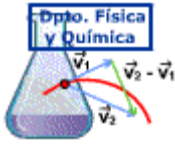
Necesitamos tener:

- a) 1,20 moles de Zn.
- b) 0,25 moles de  $\text{CH}_4$
- c) 3,40 moles de  $\text{H}_2\text{CO}_3$

¿Cuántos gramos deberemos pesar de cada sustancia?

**Solución:**

- a)  $1,20 \text{ moles Zn} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 78,5 \text{ g Zn}$
- b)  $0,25 \text{ moles CH}_4 \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 4,0 \text{ g CH}_4$
- c)  $3,40 \text{ moles H}_2\text{CO}_3 \frac{62,0 \text{ g H}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3} = 210,8 \text{ g H}_2\text{CO}_3$



## REACCIONES QUÍMICAS Conceptos básicos

En un proceso químico (o reacción química) se produce una profunda alteración de la materia. Se parte de unas sustancias (reactivos) y lo que se obtiene (productos) son unas sustancias completamente diferentes a las de partida.

Generalmente los reactivos desaparecen y se obtienen los productos de la reacción.

**Para representar abreviadamente las reacciones químicas se utilizan las ecuaciones químicas.**

En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos a la izquierda y las de los productos a la derecha separados por una flecha:

El estado de agregación de las sustancias que intervienen en la reacción se indica entre paréntesis:

**(s):** sólido ; **(g):** gas; **(l):** líquido; **(ac):** disolución acuosa

El proceso de ajustar (o igualar) la ecuación consiste en colocar números (llamados coeficientes) delante de las fórmulas para garantizar que, de cada elemento, exista el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos, ya que en una reacción química no pueden desaparecer o crearse átomos. O lo que es lo mismo:

**En una reacción química la masa permanece constante**

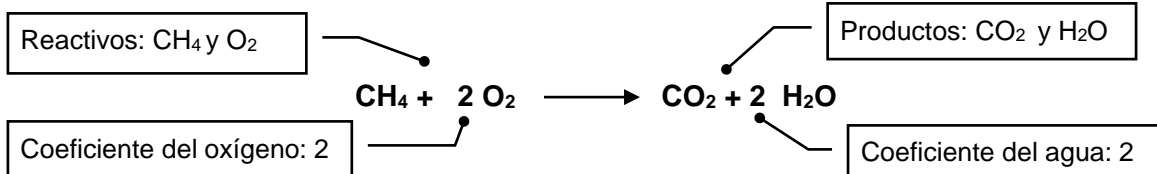
(Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier).

Con la igualación garantizamos que los reactivos están en las proporciones justas (**cantidades estequiométricas**) para reaccionar.



**Antoine Laurent de Lavoisier y su esposa Marie-Anne Pierrette Paulze.**

Lavoisier está considerado el padre de la química moderna. Marie-Anne fue una colaboradora imprescindible en sus descubrimientos.



Para que se verifique una reacción química ha de producirse:

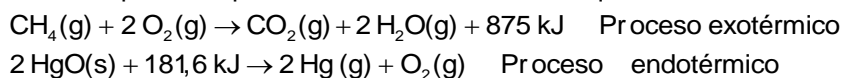
- **Una ruptura de los enlaces en los reactivos.** Lo que generalmente implica **aportar energía**.
- **Un reagrupamiento de los átomos de forma distinta.**
- **Una formación de nuevos enlaces para formarse los productos.** Lo que generalmente implica un **desprendimiento de energía**.

En el balance final de energía para el proceso puede ocurrir:

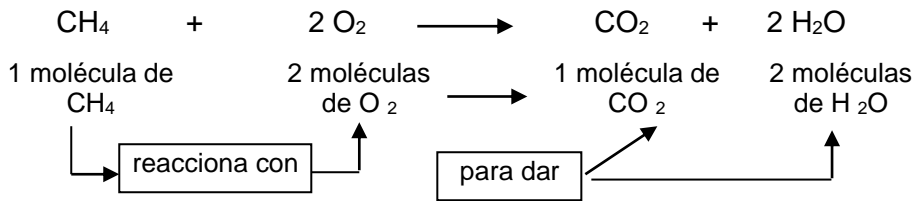
**Energía aportada > Energía desprendida.** La reacción, en conjunto, absorbe energía (calor). **Reacción endotérmica.**

**Energía aportada < Energía desprendida.** La reacción, en conjunto, desprende energía (calor). **Reacción exotérmica.**

El calor absorbido o desprendido puede añadirse a la ecuación química como un elemento más:



Una reacción química ajustada nos da, por tanto, la siguiente información:



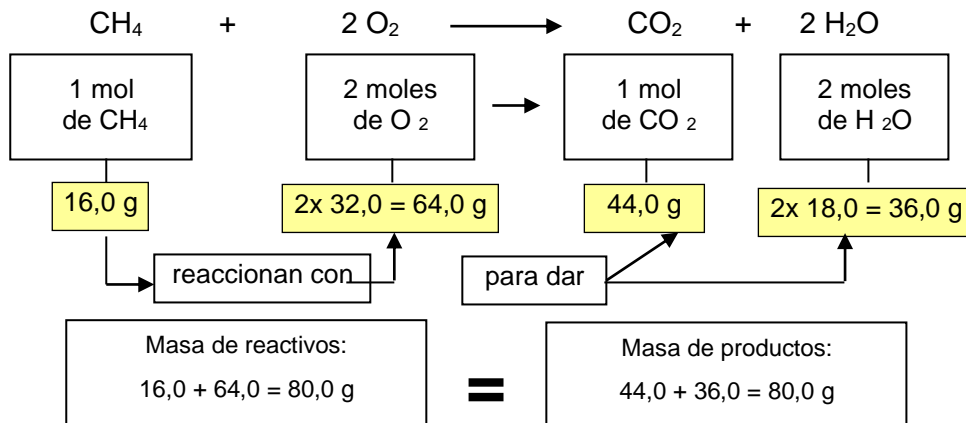
Observar que **si queremos que reaccionen en las cantidades justas tenemos necesidad de “contar” moléculas**, ya que los reactivos han de estar en la proporción de 2 moléculas de O<sub>2</sub> por una de CH<sub>4</sub>, pero ¿cómo contar moléculas?

Para conseguirlo hacemos uso del concepto de mol:

Un mol de CH<sub>4</sub> es la cantidad de metano que contiene 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de metano y, según se estableció (ver apuntes sobre el concepto de mol), su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 16,0 g. Por tanto, si tomamos 16,0 g de CH<sub>4</sub> estamos cogiendo 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de CH<sub>4</sub>.

Repitamos ahora el razonamiento con el oxígeno. Un mol de O<sub>2</sub> es la cantidad de oxígeno que contiene 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de O<sub>2</sub> y su masa coincide con la masa de la molécula en gramos. Esto es: 32,0 g. Por tanto, si tomamos 32,0 g de O<sub>2</sub> estamos cogiendo 6,02 · 10<sup>23</sup> moléculas de O<sub>2</sub>. Si necesito coger el doble de moléculas debería de coger 2 moles. Esto es 64,0 g de O<sub>2</sub>

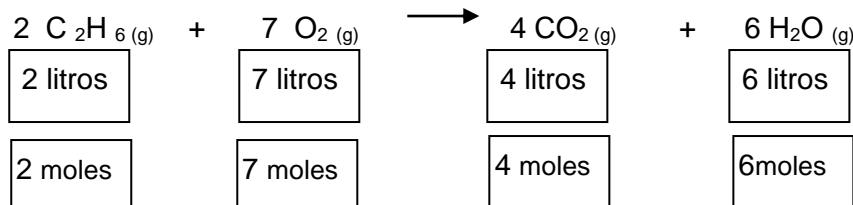
En resumen, si quiero que las moléculas de CH<sub>4</sub> y O<sub>2</sub> estén en proporción 1:2 debería de coger 1 mol de CH<sub>4</sub> y 2 moles de O<sub>2</sub>, o lo que es lo mismo, 16,0 g de CH<sub>4</sub> y 64,0 g de O<sub>2</sub>.



**Ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier): “En una reacción química la masa se conserva. Esto es, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos”**

En el caso de que las sustancias sean gases, **y siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura**, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen:

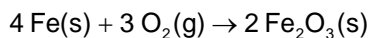
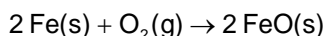
**“Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles”** (Hipótesis de Avogadro)



### Algunos tipos de reacciones químicas

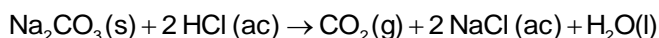
#### Reacciones de oxidación

Combinación con el oxígeno. Son reacciones lentas que desprenden poca energía



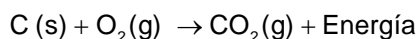
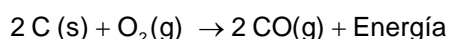
#### Reacciones de los carbonatos con ácidos

**Los carbonatos desprenden CO<sub>2</sub>** cuando son atacados por los ácidos (el desprendimiento de este gas es lo que provoca la característica “efervescencia”)

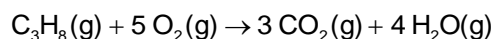
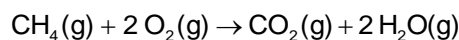


#### Reacciones de combustión

Químicamente son oxidaciones pero, al contrario que estas, son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía



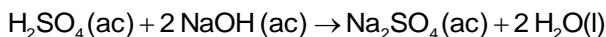
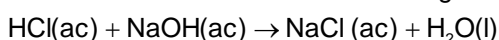
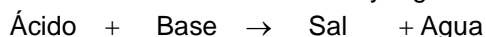
Siempre que se quemé un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO<sub>2</sub> y agua:



Propano

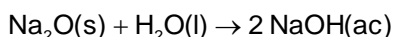
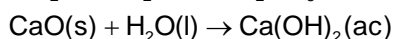
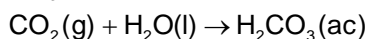
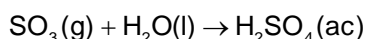
#### Reacciones de neutralización

Entre un ácido y una base. Se obtiene la sal del ácido y agua:



#### Reacción de los óxidos con el agua

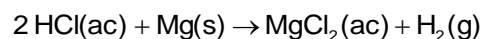
El comportamiento es muy distinto cuando reacciona un óxido no metálico o uno metálico. En el primer caso se obtiene un ácido y en el segundo una base (hidróxido). Por esta razón se dice que **los óxidos no metálicos tienen un carácter ácido**, mientras que **los metálicos tienen un carácter básico**.



#### Desplazamiento del hidrógeno de los ácidos por los metales

La mayor parte de los metales reaccionan con los ácidos desplazando el hidrógeno (que se desprende como gas) y el metal se disuelve formando la sal correspondiente.

Esta reacción se produce muy fácilmente en el caso de metales alcalinos y alcalino-térreos.



Algunos metales como la plata, el cobre o el mercurio no desplazan el hidrógeno de los ácidos.

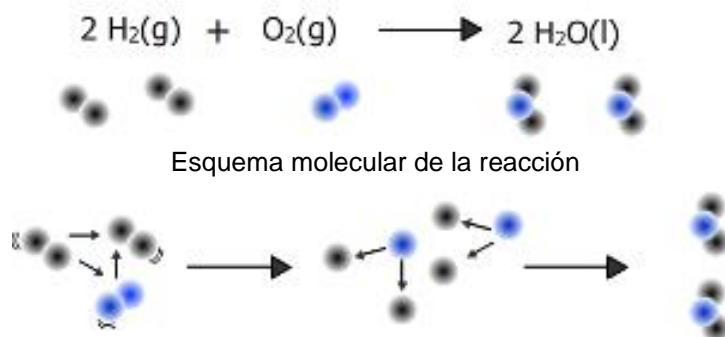
¿Para qué se verifique una reacción química basta con mezclar los reactivos?

- Hay reacciones químicas que se producen espontáneamente con solo juntar los reactivos. Un ejemplo es la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio.
- Otras reacciones necesitan “ser iniciadas”. Es decir, es necesario aportar inicialmente energía para que la reacción comience, pero una vez iniciada la reacción transcurre sin necesidad de seguir aportando energía. Un ejemplo es la combustión de un papel.
- Existen reacciones que no se verifican a menos que se esté aportando continuamente energía. En el momento que cesa el aporte de energía la reacción se detiene. Un ejemplo es la descomposición del agua en oxígeno e hidrógeno (electrolisis del agua). Son reacciones no espontáneas.

## ¿Cómo se producen las reacciones químicas?

### Formas de acelerar o retardar una reacción química

Según la **teoría de las colisiones** (Lewis, 1918), para que dos sustancias reaccionen sus unidades básicas (átomos, moléculas o iones) han de colisionar. Como consecuencia de estos choques<sup>1</sup> los enlaces se rompen y los elementos pueden combinarse de manera distinta para formar otros compuestos distintos.



Las moléculas deben de colisionar para que se produzca la ruptura de los enlaces.

Una vez rotos los enlaces, los átomos se reagrupan para formar los productos.

Según esta teoría la reacción se producirá tanto mejor:

- a) **Cuánto más energía tengan las moléculas al colisionar.**

Como la velocidad de las moléculas aumenta con la temperatura, **la velocidad de una reacción química aumenta al elevar la temperatura y disminuye si la temperatura baja.**

La olla a presión hace posible que las reacciones químicas que han de producirse al cocinar los alimentos se verifiquen a una temperatura más elevada y, en consecuencia, aumente la velocidad disminuyendo el tiempo de cocinado.

El recurso de enfriar los alimentos para evitar que se deterioren (normalmente los alimentos se pudren debido a reacciones de oxidación con el oxígeno del aire) está basado en el hecho de que al bajar la temperatura las reacciones químicas se producen más lentamente.

- b) **Si se favorece el contacto entre las unidades que van a reaccionar.**

Por eso **las reacciones se producen mejor si se realizan con las sustancias disueltas o finamente divididas.**

- c) Hay sustancias que tienen la capacidad de aumentar la velocidad a la que se produce la reacción, son los llamados **catalizadores**. Los catalizadores intervienen en la reacción facilitándola pero no se consumen.

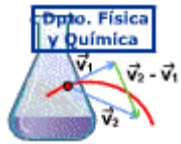
Los catalizadores son muy importantes en la industria para lograr que las reacciones químicas se produzcan con rapidez y así abaratar costes en la producción.

El catalizador, presentes en los tubos de escape de los automóviles, permiten que los gases más contaminantes, procedentes de la combustión de la gasolina o el gasóleo, se transformen en otros, menos nocivos.

- d) Hay sustancias que, por el contrario, tienen la capacidad de disminuir la velocidad de la reacción, los llamados **catalizadores negativos o inhibidores**.

Los inhibidores (conservantes) son muy importantes en la industria alimentaria para evitar el rápido deterioro de algunos alimentos.

<sup>1</sup> No todos los choques conducen a los productos, ya que pueden no tener la energía suficiente o la orientación adecuada para que los enlaces se rompan. Por eso reciben el nombre de **choques eficaces** aquellos que son capaces de lograr la ruptura de los enlaces.



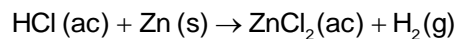
## Cómo efectuar cálculos en reacciones químicas

El cinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de cinc e hidrógeno gas. Si hacemos reaccionar 6,0 g de ácido:

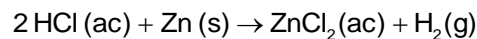
- ¿Cuántos gramos de cinc reaccionan?
- ¿Cuál sería el volumen de H<sub>2</sub> obtenido si se mide en c. n.?

- Identifica reactivos y productos. Plantea la ecuación** y a continuación formula las sustancias que intervienen:

Ácido clorhídrico + Cinc → Cloruro de cinc + Hidrógeno



- Ajusta la ecuación:**



- Pasa el dato que te dan a moles:**

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 0,16 \text{ moles de HCl}$$

Para plantear este factor de conversión debes obtener la masa molecular del compuesto.

- Transforma ahora los moles del dato en moles de la incógnita** leyendo el correspondiente factor de conversión en la ecuación ajustada

$$0,16 \text{ moles de HCl} \frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ mol de HCl}} = 0,08 \text{ moles de Zn}$$

Lee el factor en la ecuación ajustada

- Transforma moles en gramos** usando la masa atómica o molecular:

$$0,08 \text{ moles de Zn} \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = \boxed{5,2 \text{ g de Zn}}$$

Esto se puede hacer de forma directa “empatando” unos factores de conversión con otros:

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 5,2 \text{ g Zn}$$

Convierte gramos a moles

Convierte moles a gramos

Permite relacionar dato (HCl) con la incógnita (Zn)

- Si la sustancia es un gas y está medido en c.n. (0°C y 1atm)**, se puede obtener el volumen teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros (volumen molar)

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{22,4 \text{ litros H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,84 \text{ litros H}_2$$

Factor que convierte moles en litros (sólo para gases medidos en c.n.)

**Cálculos masa - masa**

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.

Ejemplo:

Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso?



$$7,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{126,0 \text{ g de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnCl}_2} = 6,5 \text{ g de MnCl}_2$$

Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl<sub>2</sub>)

**Cálculos masa - volumen**

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros.

Ejemplo:

¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen, según la ecuación anterior, 7,5 g de ácido clorhídrico, medidos en c.n.?



$$7,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ litros de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 1,2 \text{ litros de Cl}_2$$

Factor leído en la ecuación ajustada

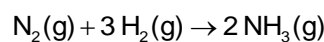
Esta relación se puede usar únicamente cuando el gas esté medido en c. n.

**Cálculos volumen - volumen**

Si las sustancias consideradas están en fase gaseosa la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, **siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T ya que** "volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles."

Ejemplo:

Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H<sub>2</sub> con la cantidad de nitrógeno necesaria (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T)



$$0,5 \text{ L H}_2 \cdot \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L H}_2} = 0,333 \text{ L NH}_3$$



**Cálculos con rendimiento distinto del 100%**

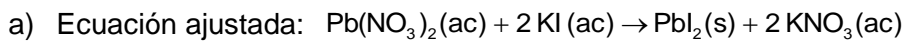
Lo más frecuente es que, debido a razones diversas, a la hora de la realización práctica de una reacción química las cantidades obtenidas sean distintas de las calculadas teóricamente. Se define el rendimiento de la reacción como:

$$r = \frac{\text{gramos reales}}{100 \text{ gramos teóricos}}$$

Ejemplo:

El nitrato de plomo(II) reacciona con el yoduro de potasio para dar un precipitado de color amarillo intenso de yoduro de plomo(II).

- a) Plantea y ajusta la ecuación correspondiente al proceso  
 a) Cuando se hacen reaccionar 15,0 g de nitrato de plomo(II) se obtienen 18,5 g de yoduro de plomo(II) ¿Cuál es el rendimiento del proceso?



b) Gramos de yoduro de plomo(II) que deberían obtenerse teóricamente:

$$15,0 \text{ g de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{1 \text{ mol de } \text{PbI}_2}{1 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{461,0 \text{ g de } \text{PbI}_2}{1 \text{ mol de } \text{PbI}_2} = 20,9 \text{ g de } \text{PbI}_2$$

✓ Cálculo del rendimiento:

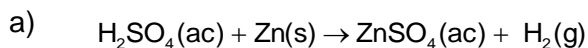
$$\frac{18,5 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ reales}}{20,9 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} \frac{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}}{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \frac{\text{g } \text{PbI}_2 \text{ reales}}{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \%$$

Factor para calcular el tanto por ciento  
**No se divide por el 100 del denominador,**  
 ya que forma parte de la unidad solicitada.

Ejemplo:

10,3 g de cinc reaccionan con ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno

- a) Plantea y ajusta la ecuación correspondiente al proceso  
 b) Calcula la cantidad de sulfato de zinc obtenida si el rendimiento para el proceso es de un 75 %



b) Cantidad de sulfato de zinc obtenida

$$10,30 \text{ g de } \text{Zn} \frac{1 \text{ mol } \text{Zn}}{65,4 \text{ g } \text{Zn}} \frac{1 \text{ mol } \text{ZnSO}_4}{1 \text{ mol } \text{Zn}} \frac{151,5 \text{ g } \text{ZnSO}_4}{1 \text{ mol } \text{ZnSO}_4} \frac{75,0 \text{ g } \text{ZnSO}_4 \text{ reales}}{100,0 \text{ g } \text{ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g } \text{ZnSO}_4 \text{ reales}$$

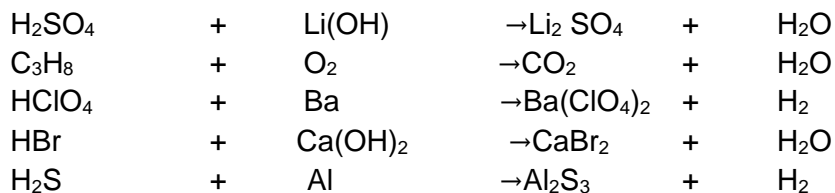
Factor que considera el rendimiento de la reacción

## EJERCICIOS MOL

- 1.- Calcula las masas moleculares de los siguientes compuestos.  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Sol-98u, 164u, 310u, 249,5u.
2. - Calcular cuantas moles de cada uno de los compuestos anteriores hay en 2,5 g de cada compuesto. Sol-0,025, 0,015,  $8 \cdot 10^{-3}$ , 0,01.
3. - Una bomba de butano contiene 12 Kg. de dicho gas. ¿Cuántas moles de butano contiene dicha bombona? Butano  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . Sol-206,89.
4. - Una habitación contiene 60 Kg de aire. Calcular el número de moles de aire que hay en esa habitación. Aire =28,8u.m.a. Sol-2083,3
5. - En cada sorbo de agua bebemos 25  $\text{cm}^3$  de dicho líquido. ¿Cuántas moléculas de agua ingerimos en cada sorbo? Sol-8,3  $10^{23}$
6. - La masa de un alfiler de hierro es de 0,3 g ¿Cuántos átomos de hierro hay en el alfiler? Fe=56u. Sol-3,2  $10^{21}$
7. - Para realizar un guiso se han utilizado 40 l. de butano medidos en condiciones normales. ¿Cuántas moléculas de butano se utilizaron? Butano  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . Sol1,07  $10^{24}$
8. -¿Cuál es la masa, en gramos, de 100 l. de oxígeno en condiciones normales? Sol-142,8g
9. - Un globo está lleno de hidrógeno en condiciones normales. Si el volumen del globo es de 1,2 l. ¿Cuántas moléculas de hidrógeno contiene el globo? Sol-3,2  $10^{22}$
10. - En 7 g de nitrógeno indica el número de:
  - a) moles de nitrógeno. Sol-0,25
  - b) moléculas de nitrógeno. Sol-1,5  $10^{23}$
  - c) átomos de nitrógeno. Sol-3,01  $10^{23}$
11. - Tenemos 11 g de  $\text{CO}_2$ , calcula el número de:
  - a) moles de  $\text{CO}_2$ . Sol-0,25
  - b) moléculas de  $\text{CO}_2$ . Sol-1,5  $10^{23}$
  - c) átomos de carbono y oxígeno. Sol-1,5  $10^{23}$ atC, 3  $10^{23}$
- 12.- Tenemos 9 g de  $\text{H}_2\text{O}$  y 16 g de  $\text{SO}_2$ . ¿Dónde hay mayor número de moléculas? Sol-3  $10^{23}$  $\text{H}_2\text{O}$
13. - En un vaso de 340 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcula:
  - a) Cuántas moléculas de agua hay. Sol-1,13  $10^{25}$
  - b) Cuántos átomos de oxígeno y cuántos de hidrógeno. Sol-1,13  $10^{25}$
14. - Contesta estas preguntas:
  - a) ¿Qué es la masa molecular de un compuesto químico?
  - b) ¿Qué es un mol de una sustancia?
  - c) ¿Cuántas entidades elementales hay en un mol de una sustancia?
  - d) ¿Qué volumen ocupa un mol de un gas en condiciones normales?

## REACCIONES QUÍMICAS

15. Ajusta y clasifica las siguientes reacciones.



16. Cuando el hidrógeno y el oxígeno reaccionan, se obtiene agua (gas). Formula y ajusta la ecuación correspondiente y calcula:

- Masa de hidrógeno necesaria para obtener 100 g. de agua. Sol-11,1g
- Volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, necesario para obtener 300  $\text{cm}^3$ . de agua. Sol-0,15l
- Masa de agua que se obtiene a partir de 40  $\text{cm}^3$ . de hidrógeno medido en condiciones normales. Sol-0,032g

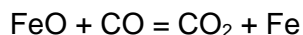
17. - Para obtener hidrógeno en el laboratorio se hace reaccionar ácido sulfúrico y cinc, obteniéndose como productos sulfato de cinc e hidrógeno.

- ¿Cuántos gramos de ácido y cuántos gramos de cinc hacen falta para producir 300 l de hidrógeno medidos en condiciones normales? Sol-1312,5 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 874,5gZn
- ¿Cuántos gramos de sulfato se obtendrán con las cantidades calculadas anteriormente? Sol 2161g

18. - El gas butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), al quemarse, reacciona con el oxígeno del aire y da como productos dióxido de carbono y vapor de agua.

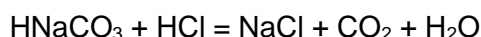
- ¿Cuántos gramos de agua y de dióxido de carbono se obtendrían tras la combustión de 60 l. de butano medidos en condiciones normales? Sol-471,68g  $\text{CO}_2$ , 241g  $\text{H}_2\text{O}$
- ¿Qué volumen de oxígeno haría falta para que se produjera dicha combustión? Sol-389,75l

19. - El hierro puro puede obtenerse en el ámbito industrial mediante esta reacción:



- ¿Qué cantidad de óxido de hierro (II) es necesaria para obtener una tonelada de hierro? Sol-1,28  $10^6$
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, se produce en la obtención de dicha cantidad de hierro? Sol-3,99  $10^5$ l
- ¿Qué cantidad, en gramos, de monóxido de carbono se necesita para producir este proceso? Sol-5  $10^5$ g

20. - El ardor de estómago se combate con una sustancia denominada bicarbonato de sodio ( $\text{HNaCO}_3$ ), ya que elimina el exceso de ácido clorhídrico del estómago produciendo esta reacción:



- ¿Cuántos gramos de bicarbonato se necesitan para neutralizar 0,2 mg de ácido clorhídrico? Sol-4,6  $10^{-4}$ g
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, se obtendrá? Sol-1,2  $10^{-4}$ l

21. - Por efecto de calor, el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. Formula y ajusta la ecuación que expresa dicha descomposición y calcula:

- Masa de cloruro de potasio que se obtiene a partir de 2 Kg. de clorato. Sol-1216,3g
- Volumen de oxígeno, en condiciones normales que se obtiene con la cantidad anterior. Sol-548,2l

22. - La combustión del propano ( $C_3H_8$ ) en una atmósfera de oxígeno produce  $CO_2$  y  $H_2O$ . Si queman 3 moles de propano con suficiente oxígeno, calcula: a) Los gramos de agua que se forman. Sol-216g  
b) El volumen de  $CO_2$  medido en condiciones normales que se obtiene. Sol-201,6 l