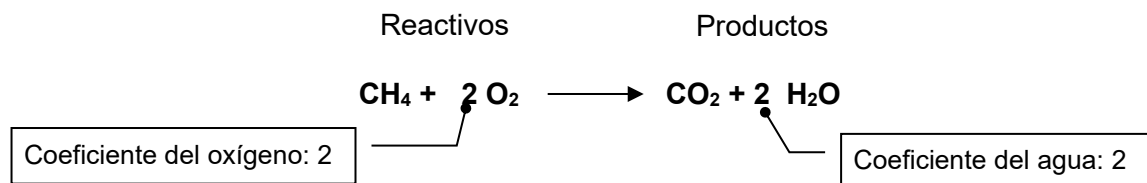


Es cuando se produce una profunda alteración de la materia. Se parte de unas sustancias (reactivos) y se obtiene después del proceso (productos) o sustancias completamente diferentes a las de partida.

Representación de la reacción: Se escriben los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha:
Reactivos → **Productos**

Ajuste: Para ajustar (o igualar) la ecuación colocar números delante de las fórmulas (coeficientes) para garantizar que están en las proporciones justas (*cantidades estequiométricas*)



Para que se verifique una reacción química ha de producirse:

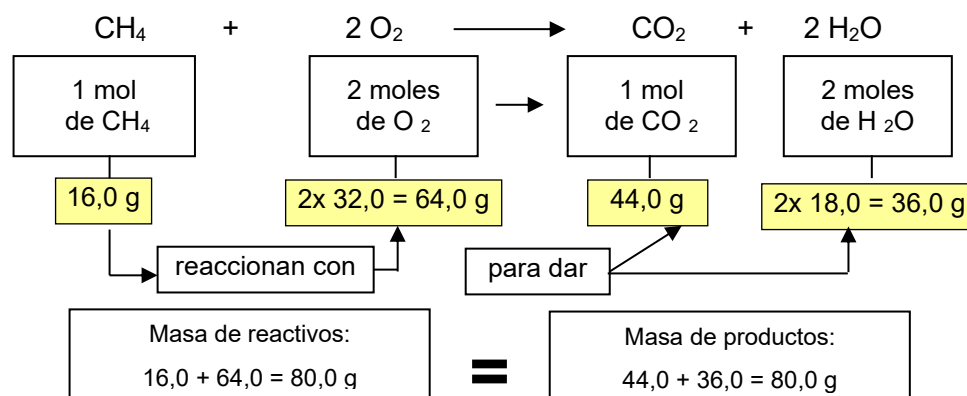
- **Una ruptura de los enlaces en los reactivos.** Lo que generalmente implica **aportar energía**.
- **Un reagrupamiento de los átomos de forma distinta.**
- **Una formación de nuevos enlaces para formarse los productos.** Lo que generalmente implica un **desprendimiento de energía**.

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

- **Reacción endotérmica= Energía aportada > Energía desprendida.**
La reacción, en conjunto, absorbe energía (calor): $2 \text{KClO}_3 + 89,4 \text{ (kJ)} \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
- **Reacción exotérmica= Energía aportada < Energía desprendida.**
La reacción, en conjunto, desprende energía (calor): $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 875 \text{ kJ}$

Para ajustarla: hacemos uso del concepto de **mol** como una cantidad de : $6,02 \cdot 10^{23}$

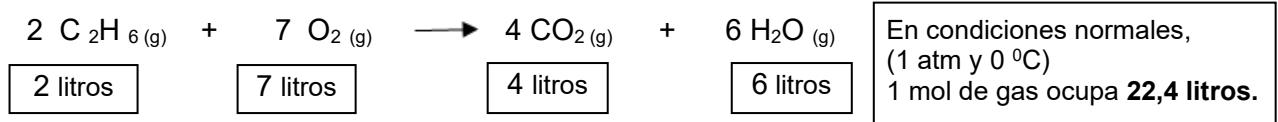
Un mol de CH_4 contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de metano y, su masa coincide con: 16,0 g
 Un mol de O_2 contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 y su masa coincide con: 32,0 g



Conservación de la masa: *En una reacción química la masa se conserva* (Ley de Lavoisier)
 la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos

En los gases: siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación en moles se puede establecer como relación en volumen:

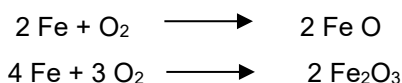
“Volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moles” (Hipótesis de Avogadro)



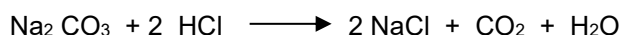
Tipos de reacciones químicas:

- **Reacciones de oxidación-reducción (redox):** Se produce un intercambio de electrones entre los reactivos. El oxidante es todo átomo, molécula o ion que *gana* o capta electrones en el proceso, mientras que el reductor es todo átomo, molécula o ion que *pierde* o cede electrones.
- **Reacciones ácido-base (de neutralización):** ocurre entre un ácido (HCl) y una base (NaOH). Al reaccionar, éstos neutralizan sus propiedades mutuamente y dan como resultado una tercera sustancia llamada sal.
- **Reacciones de síntesis o adición:** se combinan dos o más sustancias para formar un único compuesto.
- **Reacciones de descomposición:** un compuesto concreto se descompone y divide en dos o más sustancias.
- **Reacciones de combustión:** Un tipo de oxidación extremadamente rápida y energética, en el que una sustancia orgánica reacciona con oxígeno.
- **Reacciones de desplazamiento, sustitución o intercambio:** un compuesto pasa a otro debido a su interacción

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



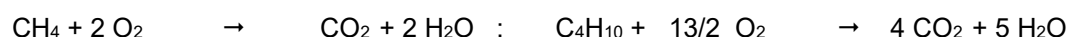
Los carbonatos desprenden CO₂ cuando son atacados por los ácidos (el desprendimiento de este gas es lo que provoca la característica "efervescencia")



Reacciones de combustión. Químicamente son oxidaciones, pero al contrario que éstas son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía

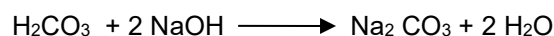
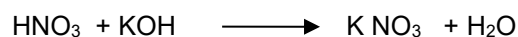
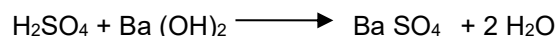
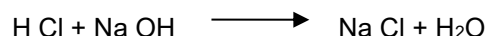


Siempre que se queme un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO₂ y agua:



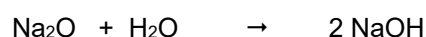
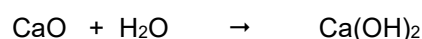
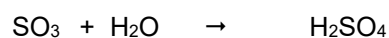
Reacciones de neutralización. Entre un ácido y base. Se obtiene la sal del ácido y agua:

Ácido + Base → Sal + Agua.



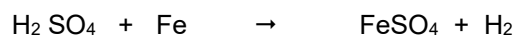
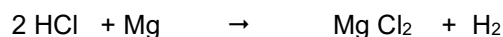
Reacción de los óxidos con el agua.

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. 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.



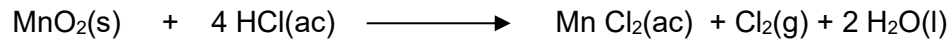
Algunos metales como la plata, el cobre o el mercurio no desplazan el hidrógeno de los ácidos.

CÁLCULOS (según el tipo de reacción)

a) Cálculos masa – masa:

Dato expresado en gramos y la incógnita la piden en gramos.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico?



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

Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl₂)

b) Cálculos masa – volumen:

Dato en gramos y la incógnita, por ser un gas, en volumen:

Ejemplo: ¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen 7,5 g de ácido clorhídrico?

- Si se mide en c. n.
- Si se mide a 1,5 atm y 50 ° C

a) Cálculo del volumen de Cl₂ medido en c.n.

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

Factor leído en la ecuación ajustada

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

b) Cálculo del volumen de Cl₂ medido a 1,5 atm y 50 ° C

Primero se calcula el número de moles de producto y a continuación se usa la ecuación de los gases:

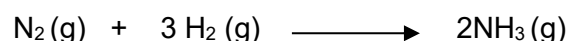
$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} = \boxed{0,051 \text{ mol de Cl}_2}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,051 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 323 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ cm}^3$$

c) Cálculos volumen – volumen

En los gases puede considerarse relación en volumen, *siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T*

Ejemplo: Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H₂ (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T)



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

d) 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 1: El nitrato de plomo(II) reacciona con el yoduro de potasio para dar un precipitado amarillo de yoduro de plomo(II).

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- 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?

Soluc.:

1º ajustar la ecuación: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + 2 \text{KI}(\text{ac}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s}) + 2 \text{KNO}_3(\text{ac})$

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

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

- ✓ Cálculo del rendimiento:

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

Factor para calcular el tanto por ciento

Ejemplo 2: El ácido sulfúrico reaccionan con 10,3 g de cinc para dar sulfato de cinc e hidrógeno

- Plantear y ajustar la ecuación correspondiente al proceso
- Calcular la cantidad de sulfato de zinc obtenida si el rendimiento para el proceso es de un 75 %

1º ajustar la ecuación: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

Cantidad de sulfato de cinc que se debería obtener (teórico)

$$10,3 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \frac{161,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 25,4 \text{ g ZnSO}_4$$

$$25,4 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos} \frac{75 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}}{100 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}$$

Factor del rendimiento

e) Cálculos con reactivo limitante

Cuando uno de los reactivos esté en exceso, queda parte sin reaccionar. El reactivo que al agotarse hace que la reacción se detenga se denomina **reactivo limitante**.

Hay que tener en cuenta las cantidades que reaccionan.

Ejemplo: Una mezcla de 100,0 g disulfuro de carbono y 200,0 g de cloro (gas) se pasa a través de un tubo de reacción caliente produciéndose la reacción: $\text{CS}_2(\text{l}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{l}) + \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})$ Calcular la cantidad de S_2Cl_2 que se obtendrá

- ✓ Como dan cantidades para ambos reactivos, vemos si están en cantidades estequiométricas (justas):

$$100,0 \text{ g CS}_2 \frac{1 \text{ mol CS}_2}{76,2 \text{ g CS}_2} = 1,31 \text{ mol CS}_2$$

$$200,0 \text{ g Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} = 2,82 \text{ moles Cl}_2$$

Como 1 mol de CS_2 reacciona con 3 moles de Cl_2 , para reaccionar con 1,31 moles de CS_2 se necesitarían: $1,31 \times 3 = 3,93$ moles de Cl_2 . Por tanto, como sólo existen 2,82 moles de Cl_2 :

→ **Reactivo en exceso (no reacciona todo): CS_2 . Reactivo limitante (reacciona todo) : Cl_2**

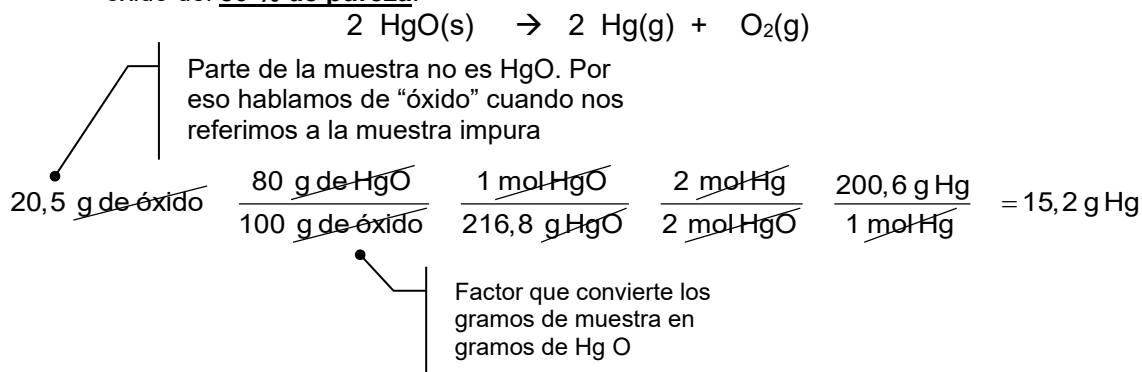
- ✓ A la hora de efectuar los cálculos ha de tenerse presente que parte del CS_2 quedará sin reaccionar. Por tanto, ha de usarse, bien el reactivo limitante (reacciona totalmente), o bien la parte que reacciona del reactivo en exceso:

$$\text{Usando el reactivo limitante: } 2,82 \text{ mol Cl}_2 \frac{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2}{3 \text{ mol Cl}_2} \frac{135,0 \text{ g S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2} = 126,9 \text{ g S}_2\text{Cl}_2$$

f) Cálculo con reactivos impuros

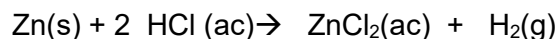
Si los reactivos no son puros, ten cuenta el dato de pureza y realizar los cálculos sólo con la parte de la muestra que reacciona.

Ejemplo: Al calentar el óxido de mercurio(II) se descompone en oxígeno (gas) y mercurio metálico. Calcular la cantidad de mercurio metálico que podremos obtener al descomponer 20,5 g de un óxido del **80 % de pureza**.

**Determinación de la pureza de un reactivo**

Basándonos en la cantidad de productos obtenidos (o de reactivos que reaccionan) se puede establecer la pureza de un reactivo o su contenido en determinada sustancia (riqueza)

Ejemplo: Una muestra impura de 50,0 g de cinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico. Calcular el % de zinc presente en la muestra (riqueza)



- ✓ La cantidad de cinc presente en la muestra se puede calcular a partir del ácido consumido suponiendo que las impurezas no reaccionan con el ácido:

$$53,7 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

- ✓ El cálculo de la pureza se reduce a calcular un tanto por ciento:

$$\frac{48,1 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g muestra}} \cdot \frac{100,0 \text{ g muestra}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \frac{\text{g Zn}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \% \text{ Zn}$$

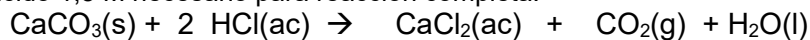
Relación entre el Zn puro y la masa total de muestra

Factor para calcular el tanto por ciento. Recordar que por el "100" del denominador no se divide ya que forma parte de la unidad final.

g) Reactivos en disolución**Reactivos en disolución (molaridad)**

Lo común es que los reactivos que se utilicen se encuentren en forma de disolución acuosa y que se trabaje directamente con cantidades de disolución y no de soluto:

Ejemplo: Se hacen reaccionar 6,5 g de carbonato de calcio con ácido clorhídrico 1,5 M. Calcular la cantidad de ácido 1,5 M necesario para reacción completa.



$$6,5 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{100,1 \text{ g } \text{CaCO}_3} \frac{2 \text{ mol } \text{HCl}}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,5 \text{ mol } \text{HCl}} = 86,7 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Este factor permite transformar moles de HCl (soluto) en volumen de disolución usando la definición de molaridad.

Reactivos en disolución (tanto por ciento en peso)

Una forma muy corriente de expresar la concentración de una disolución es en tanto por ciento en peso (masa). Si se pretende operar con volumen de disolución es preciso, además, conocer la densidad de la disolución

Ejemplo: Se hacen reaccionar 4,5 g de cinc con ácido clorhídrico del 35% en peso y 1,18 g/cm³ de densidad. Calcular el volumen de ácido necesario para reacción completa.



$$4,5 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100,0 \text{ g ácido}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,18 \text{ g ácido}} = 12,2 \text{ cm}^3 \text{ ácido (disolución)}$$

Factor que convierte moles de HCl en gramos de HCl

Usando la definición de concentración en tanto por ciento en peso se puede convertir gramos de HCl (soluto) en gramos de ácido (disolución)

El dato de densidad permite convertir gramos (masa) en cm³ (volumen) de disolución