

## TEMA 2. LAS REACCIONES QUÍMICAS

**Clasificación de las reacciones. Composición centesimal, fórmula empírica y molecular. Estequiometría: ajuste de las reacciones químicas y cálculos estequiométricos. Reactivo limitante. Rendimiento de una reacción.**

### 2.1 CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES

Una reacción química es un proceso en el que un conjunto de sustancias, llamadas reactivos se transforman en un nuevo conjunto de sustancias llamadas productos

El proceso que tiene lugar se representa de forma simbólica mediante una ecuación química donde las fórmulas de los reactivos se escriben en el lado izquierdo de la ecuación y las de los productos en el lado derecho.

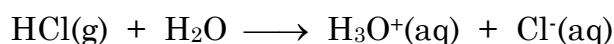
Las reacciones químicas las podemos clasificar en:

- Reacciones ácido-base
- Reacciones de precipitación
- Reacciones de oxidación-reducción
- Reacciones de complejación

#### ***Reacciones ácido-base***

Los ácidos son sustancias capaces de dar iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ , protones) en disolución acuosa (definición de Arrhenius).

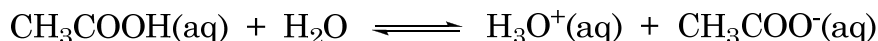
El HCl es un ácido fuerte ya que al disolverse en agua se ioniza completamente (electrolito fuerte).



## Tema 2. Las reacciones químicas

- Ácidos fuertes son aquellos que están totalmente disociados en agua (HCl, HNO<sub>3</sub>, ...).

El ácido acético es un electrolito débil. Su disociación es un proceso de equilibrio



- Ácidos débiles son los que se disocian parcialmente en agua.

Las bases son sustancias capaces de dar iones hidroxilo (OH<sup>-</sup>) en una disolución acuosa (definición de Arrhenius).

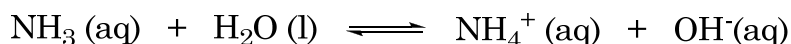
El NaOH (s) al disolverlo en agua se disocia totalmente.



- Bases fuertes son aquellas que están totalmente disociadas en disolución acuosa. Es el caso del NaOH

- Bases débiles son aquellas que se disocian parcialmente en agua (la mayoría de ellas).

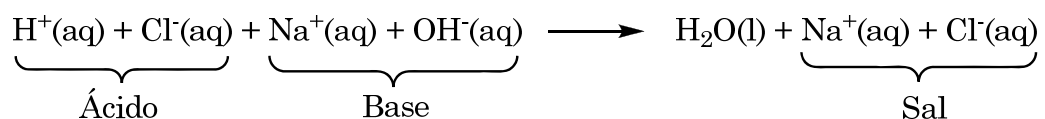
El amoníaco reacciona parcialmente con el agua y por ello es un electrolito débil:



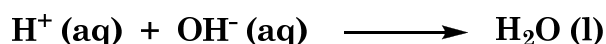
- Algunos compuestos, al disolverse en agua, reaccionan con ella y crean iones OH<sup>-</sup>. Estas sustancias se comportan como bases.



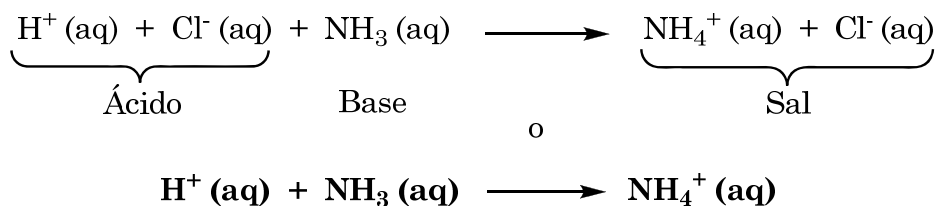
En las reacciones de neutralización reaccionan los ácidos y las bases, generando sal y agua, caso de la reacción entre el HCl y el NaOH:



En la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte la ecuación neta es:



- Si reaccionan un ácido fuerte y una base débil:

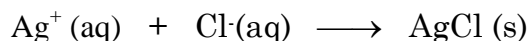


### ***Reacciones de precipitación***

Si al mezclar diferentes compuestos disueltos se forma un compuesto insoluble se dice que ha tenido lugar una reacción de precipitación. Se combinan dos iones que son solubles y se crea un compuesto iónico que no es soluble.

En el laboratorio se emplean las reacciones de precipitación para identificar los iones que hay en una disolución.

*Ejemplo:* Si al añadir  $\text{AgNO}_3$  a una disolución acuosa aparece un precipitado blanco podremos afirmar que existen iones cloruro y utilizar este resultado como método de identificación de ión cloruro en el agua.



### ***Reacciones de oxidación-reducción***

Se llaman reacciones **redox** a aquellas en las que tienen lugar procesos de oxidación-reducción.

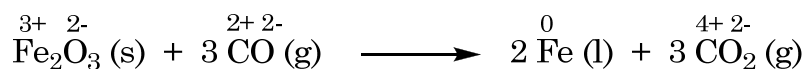
*Ejemplo:* En los altos hornos el hierro metálico se obtiene a partir del mineral hematites ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).



En la reacción el  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se reduce a Fe y el CO se oxida a  $\text{CO}_2$  teniendo lugar a la vez una reducción y una oxidación.

## Tema 2. Las reacciones químicas

Para estudiar estas reacciones hay que analizar el estado de oxidación de cada elemento.



El  $\text{Fe}^{3+}$  se reduce a hierro metálico

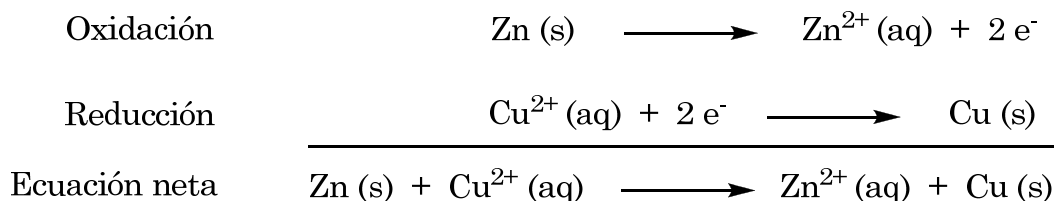
El CO se oxida para dar dióxido de carbono

- En el proceso de oxidación aumenta el estado de oxidación de un elemento (pierde electrones) y en la reducción disminuye el estado de oxidación (gana electrones).
- Las reacciones redox se pueden representar como dos reacciones que se dan a la vez, la de oxidación y la de reducción.

*Ejemplo:*



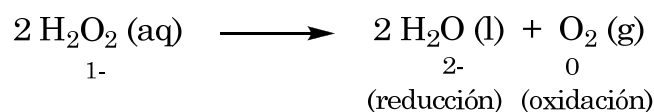
que se puede desglosar de la siguiente manera:



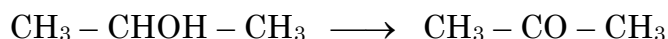
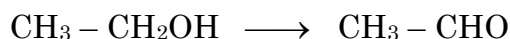
**Oxidación:** proceso en el que incrementa el estado de oxidación de un elemento, generándose electrones.

**Reducción:** proceso en el que disminuye el estado de oxidación de un elemento, captándose electrones.

Una reacción de **dismutación** o desproporción es aquella que tiene lugar cuando la misma sustancia se oxida y se reduce a la vez:



La oxidación de los alcoholes es una reacción importante en los seres vivos, que está catalizada por unos enzimas llamados *deshidrogenasas*. La oxidación de un alcohol primario conduce a un aldehído y si se trata de un alcohol secundario se obtiene una cetona.



En ambos casos se ha producido una oxidación y una pérdida de hidrógeno.

La oxidación del malato (sal del ácido málico) a oxalacetato es un ejemplo de un proceso de oxidación que tiene lugar en el ciclo del ácido cítrico.

### ***Reacciones de complejación***

Un ion complejo es un anión o catión poliatómico compuesto por un ion metálico central al que se unen otros grupos (moléculas o iones denominados ligandos).

*Ejemplo:*



Al número de uniones que aparecen entre el catión y los ligandos se le denomina índice de coordinación (normalmente 2, 4 ó 6).

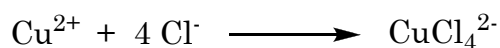
Las reacciones de complejación más simples tienen lugar cuando se combinan un metal y un ligando.

*Ejemplo:*



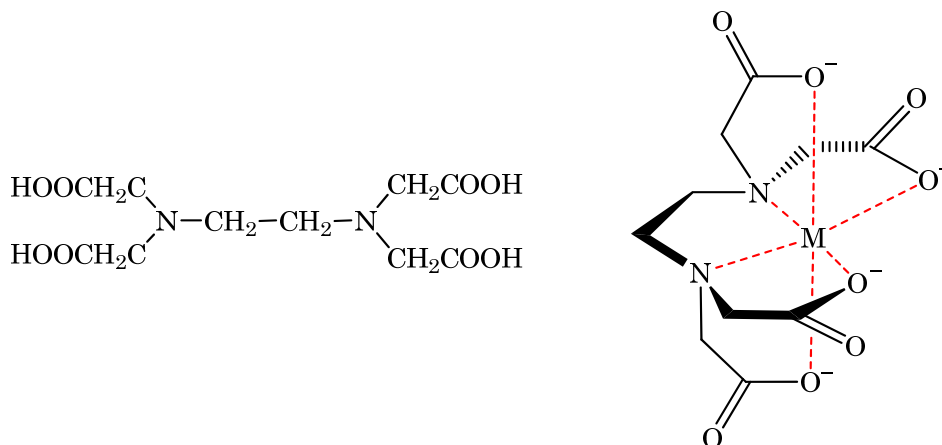
En reacciones de complejación más complicadas los cationes se combinan con más ligandos.

*Ejemplo:*



La complejación también puede tener lugar con moléculas orgánicas.

*Ejemplo:* El EDTA (ácido etilendiaminotetracético) tiene una gran capacidad de complejación. Crea complejos estables con cualquier metal.



## 2.2 COMPOSICIÓN CENTESIMAL. FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

### El mol

Un mol es equivalente a un número de Avogadro de unidades (prescindiendo a qué unidades se refiere: átomos, moléculas, iones, ...)

Así, podemos hablar de un mol de átomos de plata o de un mol de moléculas de H<sub>2</sub>O o de un mol de electrones, ... de la misma forma que podríamos hablar de un mol de euros o de un mol de hormigas.

## Masas molares

En general un mol de átomos de cualquier elemento pesa X gramos, donde X es el peso atómico de dicho elemento. Esta idea se extiende a sustancias que constan de moléculas o iones.

De esta forma:

un mol de átomos de H pesa 1,01 g

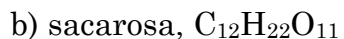
un mol de moléculas  $H_2$  contiene 2 moles de átomos de H y pesa  $2 \cdot (1,01 \text{ g}) = 2,02 \text{ g}$

un mol de moléculas de  $H_2O$  contiene 2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O y pesa  $2 \cdot 1,01 \text{ g} + 16,00 \text{ g} = 18,02 \text{ g}$

En general, para cualquier sustancia un mol pesa X g, donde X es el peso de su fórmula, es decir, la suma de los pesos atómicos de la fórmula. O lo que es lo mismo la masa molar o peso molecular de una sustancia, en gramos por mol (g/mol) es numéricamente igual a la masa de la fórmula.

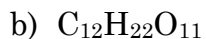
Ejercicio:

Calcular los pesos moleculares de:



## Conversiones mol – gramo

Ejercicio: Calcular el número de moles en 212 g de:



Ejercicio: Hallar la masa en gramos de 1,69 moles de  $H_3PO_4$

Idem. de 1,69 moles de  $H_2O$

## COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Representa el valor de los porcentajes de cada uno de los elementos presentes en la molécula.

Si la suma total de los porcentajes no llega al 100% y no se conoce la presencia de ningún otro elemento en los ensayos cualitativos, se asigna la diferencia al porcentaje de oxígeno ya que este elemento no se analiza.

Ejemplo:

Hallar el % en masa de Na, H, C y O en el  $\text{NaHCO}_3$ .

Solución:

En un mol de  $\text{NaHCO}_3$  hay:

22,99 g (1 mol) de Na

12,01 g (1 mol) de C

1,01 g (1 mol) de H

48,00 g (3 mol) de O

La masa de un mol de  $\text{NaHCO}_3$  será:

$$22,99 \text{ g} + 1,01 \text{ g} + 12,01 \text{ g} + 48,00 \text{ g} = 84,01 \text{ g}$$

$$\% \text{ de Na} = \frac{22,99 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \times 100 = 27,36$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12,01 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \times 100 = 14,30$$

$$\% \text{ de H} = \frac{1,01 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \times 100 = 1,20$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48,00 \text{ g}}{84,01 \text{ g}} \times 100 = 57,14$$

La composición centesimal se puede determinar mediante un método sencillo que se denomina Método de Combustión. Consiste en quemar un



compuesto en presencia de óxido de cobre al rojo vivo. El compuesto orgánico se transforma en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . A partir de los pesos de los dos productos, el peso de la sustancia quemada y los pesos atómicos del carbono y del hidrógeno, es posible determinar el % de los elementos.

Ejemplo:

El análisis de 0,500 g de muestra de un alcohol dio 0,600 g de  $\text{H}_2\text{O}$  y 1,099 g de  $\text{CO}_2$ . La composición centesimal se hallaría:

Peso de H en la muestra =  $0,600 \text{ g} \times 2,016/18,016 = 0,067 \text{ g}$

Peso de C en la muestra =  $1,099 \text{ g} \times 12,01/44,01 = 0,300 \text{ g}$

% de H en la muestra =  $0,067/0,500 \times 100 = 13,4$

% de C en la muestra =  $0,300/0,500 \times 100 = 60,0$

Como la suma de ambos % no llega al 100%, el restante 26,6% corresponde al % de Oxígeno.

Actualmente existe un aparato denominado Analizador Elemental, que nos da directamente los % de los diferentes elementos presentes en la muestra.

## FÓRMULA EMPÍRICA

Las moléculas se representan mediante FÓRMULAS.

La fórmula empírica, consta de los símbolos de los elementos componentes con subíndices numéricos que expresan la relación numérica más sencilla entre los átomos que constituyen el compuesto.

Etanol:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$   $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

Butano:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$   $\text{C}_4\text{H}_{10}$

Ejemplo:

## Tema 2. Las reacciones químicas

El análisis elemental de un compuesto desconocido revela los siguientes datos:

40,00 % de C          6,67 % de H

El % de oxígeno será  $100 - (40,00 + 6,67) = 53,33\%$

A partir de estos datos podemos obtener la fórmula empírica.

1. Suponiendo que partimos de 100 g de muestra, si dividimos los 40,0 g de C por la masa atómica del C, obtendremos el n° de moles de ese átomo en 100 g de muestra. Realizando esta operación para cada uno de los elementos, se obtienen los siguientes resultados:

$40,0 \text{ g C} / 12,0 \text{ g/mol} = 3,33 \text{ mol de C}$            $3,33 / 3,33 = 1$

$6,67 \text{ g H} / 1,01 \text{ g/mol} = 6,60 \text{ mol H}$            $6,60 / 3,33 = 1,98 \approx 2$

$53,3 \text{ g O} / 16,0 \text{ g/mol} = 3,33 \text{ mol O}$            $3,33 / 3,33 = 1$

2. Se divide cada uno de los n° de moles obtenidos por el n° más pequeño, redondeando a la cifra entera más próxima.

Este paso conduce a la relación existente, expresada en n° enteros, entre los elementos de la molécula.

El resultado final da una relación de:  $\text{C}_1\text{H}_2\text{O}$

La fórmula empírica indica solamente una relación entre el número de átomos de los elementos de la molécula.

Ejemplo:

Un mineral (casiterita) contiene 78,8% de Sn y 21,2% de O.

Calcular la fórmula más sencilla.

1.- En 100 g de casiterita hay:

$$\frac{78.8}{100} \times 100 \text{ g} = 78,8 \text{ g de Sn}$$

$$\frac{21.2}{100} \times 100 \text{ g} = 21,2 \text{ g de O}$$

$$n^\circ \text{ moles de Sn} = 78,8 \text{ g Sn} \times \frac{1 \text{ mol Sn}}{118 \text{ g Sn}} = 0,664 \text{ mol de Sn}$$

$$n^\circ \text{ moles de O} = 21,2 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1,33 \text{ mol de O}$$

$$2.- \quad \frac{1.33 \text{ mol O}}{0.664 \text{ mol Sn}} = 2 \text{ mol de O por mol de Sn}$$

- 3.-  $\text{SnO}_2$  ya que la relación entre moles es igual que la relación entre átomos.

Problema:

Se sabe que un hidrocarburo contiene 83,6% de C y 16,4% de H.

¿Cuál es su fórmula más simple?

Resp:  $\text{C}_3\text{H}_7$

Problema:

El alcohol etílico contiene C, H y O. La combustión de 5,00 g de una muestra de dicho alcohol dio 9,55 g de  $\text{CO}_2$  y 5,87 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcular:

- las masas de C, H y O en 5,00 g de muestra, suponiendo que todo el C se transforme en  $\text{CO}_2$  y todo el H en  $\text{H}_2\text{O}$ .
- la composición porcentual del alcohol etílico.
- la fórmula más sencilla del alcohol etílico.

Solución:

- En 44,01 g (1 mol) de  $\text{CO}_2$  hay 12,01 g (1 mol) de C. Según esto, la masa de C que hay en 9,55 g de  $\text{CO}_2$  será:

Tema 2. Las reacciones químicas

$$\text{masa de C} = 9,55 \text{ g CO}_2 \times \frac{12,01 \text{ g C}}{44,01 \text{ g CO}_2} = 2,61 \text{ g de C en el CO}_2 \equiv$$

masa de C en el alcohol

En un mol de H<sub>2</sub>O (18,02 g) hay 2 mol de H (2,02 g); por tanto:

$$\text{masa de H} = 5,87 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2,02 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,658 \text{ g de H en el H}_2\text{O} \equiv$$

masa de H en el alcohol

El resto de la masa de los 5 g será de O: 1,736 g de O

$$\text{b) \% de C} = \frac{\text{masa de C}}{\text{masa de muestra}} \times 100 = \frac{2,61 \text{ g}}{5,00 \text{ g}} \times 100 = 52,2$$

$$\% \text{ de H} = \frac{\text{masa de H}}{\text{masa de muestra}} \times 100 = \frac{0,658 \text{ g}}{5,00 \text{ g}} \times 100 = 13,2$$

$$\% \text{ de O} = \frac{\text{masa de O}}{\text{masa de muestra}} \times 100 = \frac{1,73 \text{ g}}{5,00 \text{ g}} \times 100 = 34,6$$

c) El número de moles de cada elemento en la muestra es:

$$\text{moles de C: } 2,61 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 0,217 \text{ mol de C}$$

$$\text{moles de H: } 0,658 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g H}} = 0,651 \text{ mol de H}$$

$$\text{moles de O: } 1,73 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,108 \text{ mol de O}$$

Dividido por el más pequeño:

$$\frac{\text{n}^\circ \text{ mol de C}}{\text{n}^\circ \text{ mol de O}} = \frac{0,217}{0,108} = 2$$

Queda: **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O**

## FÓRMULA MOLECULAR

La fórmula molecular indica el número de átomos de cada elemento presentes en una molécula.

Una vez determinada la fórmula empírica de un compuesto podremos conocer su fórmula molecular sabiendo el peso molecular del compuesto.

Ejemplo: Fórmula empírica: CH<sub>2</sub>O

Pm del compuesto: 90

Fórmula molecular del compuesto: (CH<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>

Valor de n: 90/30 = 3

La fórmula molecular será: **C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>**

Existen diversos métodos para determinar masas moleculares basados en las propiedades coligativas.

Hoy en día se utiliza la Espectrometría de Masas.

Problema:

La vitamina C contiene, en peso, un 40,91% de C, 4,54% de H y 54,54% de O. En otro experimento se halló que su masa molecular aproximada es de 180 g/mol. ¿Cual es su fórmula molecular?

En primer lugar habrá que hallar su fórmula empírica:

$$\text{C: } \frac{40.91}{12} = 3,41 \quad 1,00 \quad \times 3 = 3$$

$$\text{H: } \frac{4.54}{1} = 4,54 \quad 1,33 \quad \times 3 = 4$$

$$\text{O: } \frac{54.54}{16} = 3,41 \quad 1,00 \quad \times 3 = 3$$

Por tanto la fórmula empírica será: **C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>O<sub>3</sub>**

## Tema 2. Las reacciones químicas

La masa de la fórmula empírica es:

$$3 \cdot 12,0 + 4 \cdot 1,0 + 3 \cdot 16,0 = 88,0 \text{ g}$$

La masa real será:  $88,0 \cdot x = 180 \text{ g}$  de donde  $x = 2$

La fórmula molecular será: **C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>**

### Número de insaturaciones de una molécula

Para conocer la estructura de un compuesto a través de su fórmula molecular es muy interesante saber el Número de Insaturaciones que presenta la molécula.

Cada insaturación presente en una molécula corresponde a un doble enlace ó a la presencia de un ciclo.

La fórmula de un Hidrocarburo Saturado es  $C_nH_{2n+2}$

Un Hidrocarburo Etilénico tiene de fórmula  $C_nH_{2n}$

Un Hidrocarburo Acetilénico tiene de fórmula  $C_nH_{2n-2}$

Lo que significa que una insaturación, resta 2 átomos de H de la fórmula

Para calcular el n° de insaturaciones de una fórmula, se relaciona ésta con la que le correspondería si fuera saturada.

Ejemplos:

$C_4H_8$  Si fuera saturada sería  $C_4H_{10}$ .

La diferencia en n° de átomos de H dividido entre 2 corresponde al n° de insaturaciones:  $10 - 8 / 2 = 1$  insaturación

Si existe presencia de heteroátomos en la molécula, la equivalencia es:

El átomo de O equivale a un  $CH_2$

N CH

X H

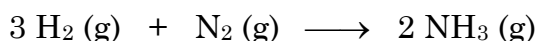
*Ejemplo:* Dibujar al menos dos estructuras de fórmula molecular  $C_3H_7NO$

## 2.3 ESTEQUIOMETRÍA: AJUSTE DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

La estequiometría es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en el transcurso de una reacción química.

### Ejercicio de estequiometría

El amoníaco usado en la preparación de fertilizantes para jardines se obtiene haciendo reaccionar el nitrógeno del aire con hidrógeno. La reacción ajustada es:



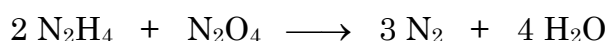
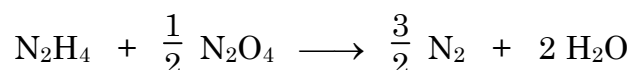
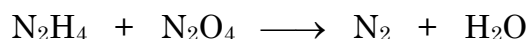
Calcular:

- la masa de amoníaco formado a partir de 1,34 g de  $\text{N}_2$ .
- la masa de  $\text{N}_2$  necesaria para formar 1,00 Kg de  $\text{NH}_3$ .
- la masa de  $\text{H}_2$  necesaria para reaccionar con 6,0 g de  $\text{N}_2$ .

Para resolver el ejercicio lo primero que ha de hacerse es ajustar la reacción.

### AJUSTE DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Algunas reacciones se pueden ajustar fácilmente por tanteo. Así, la reacción:

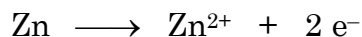


Hay reacciones en las que es más complicado el ajuste (caso de las reacciones redox), para las cuales existe una metodología especial.

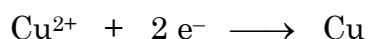
## Ajustes Redox

Una ecuación redox es aquella en la que se da una transferencia de electrones.

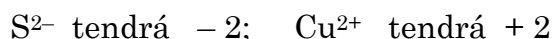
Una especie química se oxida cuando pierde electrones:



Una especie química se reduce cuando gana electrones



El estado de oxidación para un ion será su carga neta. Así:



Para un elemento será cero, así como para una molécula.

Para conocer en una ecuación redox qué elemento/s se oxida/n y qué elemento/s se reduce/n es necesario determinar el estado de oxidación de los elementos que intervienen.

Para hallar el estado de oxidación de un elemento en un ion poliatómico o en una molécula hay que tener en cuenta las siguientes consideraciones:

1.- El oxígeno tiene estado de oxidación 2-, salvo en los peróxidos en los que tiene 1-.

2.- El hidrógeno tiene estado de oxidación 1+, salvo en los hidruros metálicos en que es 1-.

3.- Sabiendo la carga del ion poliatómico en cuestión bastará con hacer una suma algebraica (si se trata de una molécula la carga global será cero).

Así, en el ácido sulfúrico el estado de oxidación del azufre se hallará:



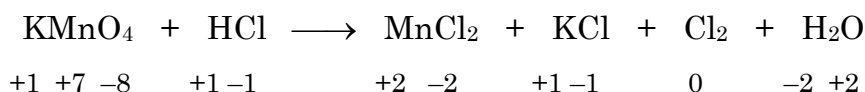
$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad \left| \begin{array}{l} \text{H: } 2(+1) = +2 \\ \text{O: } 4(-2) = -8 \\ 0 = +2 - 8 + x \quad x = +6 \end{array} \right.$$

Si hubiéramos considerado el ion sulfato:

$$\begin{array}{l} \text{O: } 4(-2) = -8 \\ -2 = -8 + x \quad x = +6 \end{array}$$

### Método ion-electrón en un ajuste redox

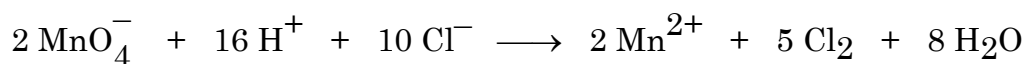
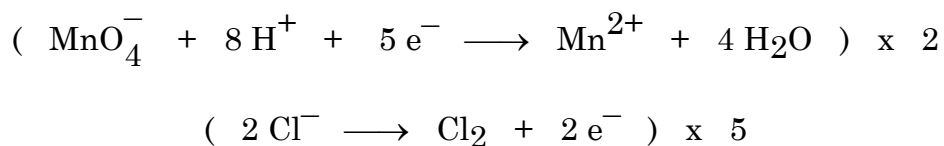
Sea la reacción:



Vemos que pasa el  $\text{Mn}^{7+}$  a  $\text{Mn}^{2+}$ : se reduce. También vemos que parte del  $\text{Cl}^-$  pasa a  $\text{Cl}^0$  ( $\text{Cl}_2$ ): Se oxida.

Hay que establecer las semirreacciones de reducción y de oxidación. Cuando un elemento va acompañado por oxígeno, hay que poner éste en la semirreacción correspondiente.

El  $\text{Mn}^{7+}$  está en forma de ion permanganato:



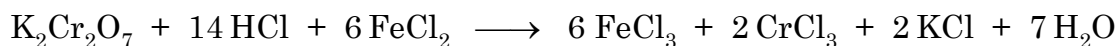
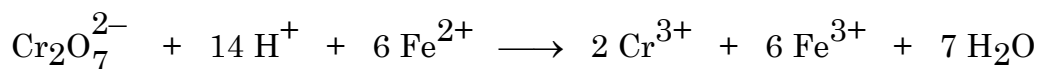
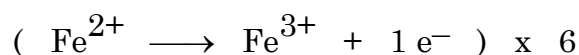
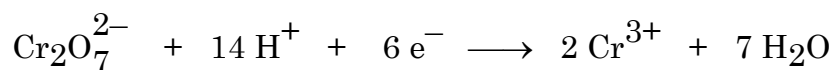
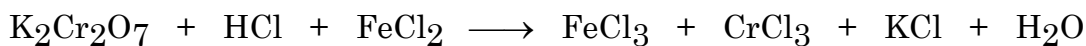
La ecuación molecular será:



Tema 2. Las reacciones químicas

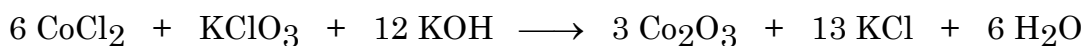
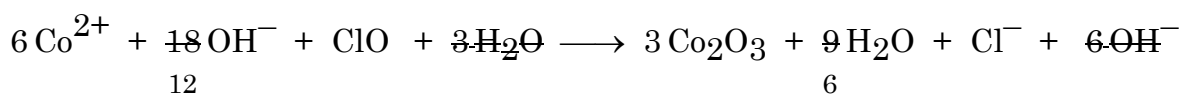
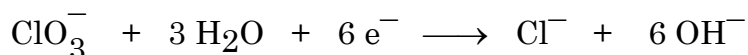
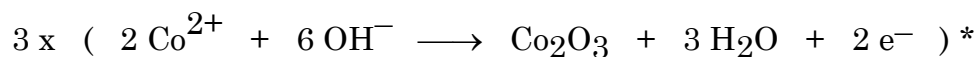
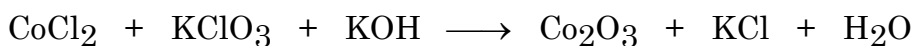
Ejercicio:

Ajustar la reacción:



Ejercicio:

Ajustar la reacción:



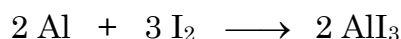
\* El ajuste de esta semirreacción se hace:

- Poniendo tantas moléculas de agua como oxígenos haya (en el mismo miembro). En caso de que haya en ambos miembros se hará sobre el balance neto.

- En el otro miembro se pone un número de  $\text{OH}^-$  doble del número de  $\text{H}_2\text{O}$  que hayamos puesto (o lo que es lo mismo, un número de  $\text{OH}^-$  doble del número de oxígenos que teníamos).

## 2.4 REACTIVO LÍMITANTE Y RENDIMIENTO DE REACCIÓN

Sea la reacción:



Esto indica que calentando 2 mol de Al (54,0 g) y 3 mol de  $\text{I}_2$  (761,4 g) se obtienen 2 mol de  $\text{AlI}_3$  (815,4 g), no quedando nada de Al ni de  $\text{I}_2$ .

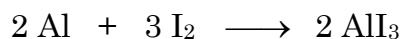
Si se mezclan otras cantidades de aluminio y de yodo en relación molar de 2 a 3 tampoco quedará nada de ambos reactivos.

Si las cantidades no están en esa proporción quedará en exceso uno de los reactivos y el otro se consumirá totalmente. A este reactivo le llamamos reactivo límite o limitante. Para saber cuál es el reactivo límite hacemos:

- 1.- Se calcula la cantidad de producto que se formaría si el primer reactivo se consumiera totalmente.
- 2.- Se repiten los cálculos para el segundo reactivo, es decir, se calcula cuánto producto se formaría si se consumiese todo el reactivo.
- 3.- Se elige la menor de las dos cantidades de los apartados 1. y 2. Este será el rendimiento teórico del producto y el reactivo que de la menor cantidad es el reactivo límite. El otro reactivo está en exceso y sólo se ha consumido una parte de él.

Tema 2. Las reacciones químicas

Considerando la reacción anterior:



Calcular el reactivo límite y el rendimiento teórico de producto si partimos de:

a) 1,20 mol de Al y 2,40 mol de I<sub>2</sub>

b) 1,20 g de Al y 2,40 g de I<sub>2</sub>

Solución de a)

1.- Si el aluminio es el reactivo límite:

$$\text{moles de AlI}_3 = 1,20 \text{ mol Al } \frac{2 \text{ mol AlI}_3}{2 \text{ mol Al}} = 1,20 \text{ mol AlI}_3$$

2.- Si el yodo es el reactivo límite:

$$\text{moles de AlI}_3 = 2,40 \text{ mol I}_2 \frac{2 \text{ mol AlI}_3}{3 \text{ mol I}_2} = 1,60 \text{ mol AlI}_3$$

3.- Tomamos la cantidad más pequeña de producto:

1,20 mol (rendimiento teórico)

El reactivo límite será el aluminio. Queda exceso de I<sub>2</sub>.

Respuesta del apartado b): I<sub>2</sub>; rendimiento teórico: 2,57 g.

El rendimiento teórico es la máxima cantidad de producto que se puede obtener. Para hallarlo hemos supuesto que el reactivo límite reacciona al 100% para dar el producto deseado. En la realidad parte de él se puede gastar en reacciones competitivas; también parte del producto se pierde al separarlo de la mezcla. Por ello el rendimiento real es menor que el rendimiento teórico. Así, hablaremos de porcentaje de rendimiento:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100$$

Ejercicio:

En el apartado b) del ejemplo anterior:

¿Cuántos gramos de Al se necesitan para reaccionar con el I<sub>2</sub>?

¿Cuántos gramos de aluminio no se consumen?

Suponiendo que el rendimiento real del AlI<sub>3</sub> fuese de 2,05 g,

¿cuál será el porcentaje de rendimiento?

Respuestas: 0,170 g;      1,03 g;      79,8%