

TEMA 4. ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

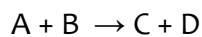
1. REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

1.1. REACCIÓN QUÍMICA

Una **reacción química** es un proceso en el que una o más sustancias (reactivos) se transforman en otra u otras de distinta naturaleza (productos).

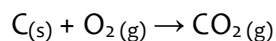
1.2. ECUACIÓN QUÍMICA

Las reacciones químicas se representan de forma simbólica mediante ecuaciones químicas. Una **ecuación química** consta de dos partes: en la izquierda se escriben las fórmulas de los reactivos, y en la derecha las de los productos. Ambas están separadas por una flecha que indica el sentido en el que transcurre la reacción:



Reactivos \rightarrow Productos

En la ecuación química también se ha de representar el **estado físico** en que se encuentran las sustancias. Así, si se trata de un gas, se escribe (g); si es un líquido, (l); para los sólidos, (s); y (aq), que significa “acuoso”, se utiliza cuando las sustancias están disueltas en agua. Por ejemplo, la reacción de combustión del carbono se expresa mediante la siguiente ecuación química:



1.3. AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS

En toda reacción química se ha de cumplir la ley de conservación de la masa, es decir, debe haber el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. Si esto no fuera así, tendríamos que equilibrar o **ajustar** la ecuación hasta conseguirlo. Para ello se colocarán **delante** de las fórmulas unos **coeficientes** enteros o fraccionarios, ya que estos últimos, si se desea, pueden ser sustituidos por enteros cuando todos se reduzcan a común denominador.

PASOS A SEGUIR PARA AJUSTAR UNA ECUACIÓN QUÍMICA:

- Se empiezan por los átomos que no sean ni H ni O.
- Los átomos de H deben ser los penúltimos en ser ajustados.
- Al colocar un coeficiente, tienes que comprobar si has alterado los ajustes anteriores. De ser así has de volver a ajustarlos.
- Los átomos de O se ajustan al final.

2. ESTEQUIOMETRÍA

La **estequiometría** es la parte de la química que se dedica al cálculo de las relaciones cuantitativas existentes entre los reactivos y los productos de una reacción.

2.1. DIFERENTES LECTURAS DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Para realizar cálculos estequiométricos es preciso conocer a fondo la reacción. Un ejemplo para la reacción de formación de 2 mol de HCl (g).

Ecuación ajustada:	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$
Relación entre moles:	$1 \text{ mol} + 1 \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ moles}$
Relación entre masas:	$2\text{g} + 71\text{g} \rightarrow 73 \text{ g}$
Relación entre volúmenes:	$22,4\text{L} + 22,4\text{L} \rightarrow 44,8 \text{ L}$
en condiciones normales	
Relación entre masas y Volúmenes:	$22,4\text{L} + 71\text{g} \rightarrow 44,8\text{L}$

2.2. SISTEMATIZACIÓN DE LOS CÁLCULOS

Para realizar cálculos estequiométricos sencillos (“dato” y “problema”) es recomendable seguir estos pasos:

- ❖ Escribe la ecuación química ajustada.
- ❖ Coloca debajo de la fórmula del compuesto “dato” y de la del compuesto “problema” las relaciones estequiométricas derivadas de la lectura más conveniente.
- ❖ Sitúa debajo de las relaciones anteriores el dato ofrecido en el enunciado y la incógnita, x
- ❖ Establece la correspondiente proporción y resuélvela.

2.3. REACTIVO LIMITANTE

Como sabemos de las leyes ponderales, las relaciones que intervienen en una reacción química son fijas. Por tanto, *¿qué ocurrirá si mezclamos cantidades aleatorias de dos reactivos?* Lo más probable es que haya exceso de uno de ellos, es decir, que el otro reactivo **limite** la cantidad de producto que se obtenga. Este último es un **reactivo limitante**, y los cálculos estequiométricos siempre se realizarán con él.

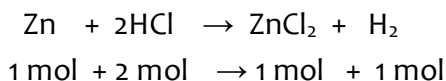
2.4. REACTIVOS IMPUROS

Algunos reactivos no se encuentran totalmente puros. Para trabajar con ellos necesitamos disponer de un dato adicional: la riqueza (r) o tanto por ciento de sustancia pura que contiene.

2.5. REACTIVOS EN DISOLUCIÓN

Si alguno de los reactivos está en disolución se hará su lectura de dicho reactivo en moles.

Por ejemplo, cuando 0,5L de disolución 1M de HCl reaccionan totalmente con mineral de cinc del 20% de pureza, hacemos esta lectura de la ecuación ajustada:



En 0,5L de esta disolución hay 0,5 mol de HCl, que reaccionará con 0,25 mol de Zn puro (masa molar Zn= 65,4g/mol), es decir, 16,4g de Zn puro. Como el mineral tiene el 20% de riqueza, la cantidad de mineral que reacciona será:

$$\frac{16,4gZn}{20gZn/100gmineral} = 82g \text{ de mineral}$$

2.6. RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

Por lo general, cuando en la práctica se lleva a cabo una reacción química se obtiene menor cantidad de producto de lo que teóricamente cabría esperar.

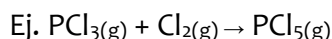
Se denomina **rendimiento** a la relación entre la masa de producto obtenido realmente y la masa de producto obtenido teóricamente. Suele expresarse en porcentaje.

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{masa de producto obtenido realmente}}{\text{masa de producto obtenido teóricamente}} \cdot 100$$

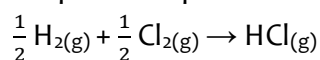
3. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

3.1. EN FUNCIÓN DE LA TRANSFORMACIÓN QUE TIENE LUGAR

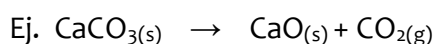
- **REACCIONES DE COMBINACIÓN** : son aquellas en las que dos o más sustancias forman un único compuesto.



Tienen particular interés las **reacciones de formación**, en las que se forma un mol de compuesto a partir de sus elementos en estado natural.

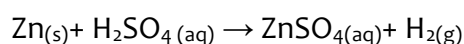


- **REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN:** son aquellas en las que, a partir de un único compuesto, se obtienen dos o más sustancias menores (ya sean elementos o compuestos).

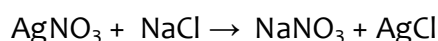


- **REACCIONES DE SUSTITUCIÓN:** pueden ser de dos tipos:

- ❖ De Sustitución simple: un elemento desplaza a otro de un compuesto.



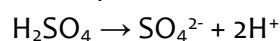
- ❖ De doble sustitución: dos elementos se desplazan mutuamente



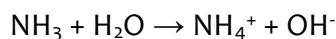
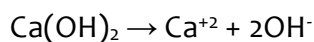
3.2. EN FUNCIÓN DE LA PARTÍCULA TRANSFERIDA

- **REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES: ÁCIDO-BASE**

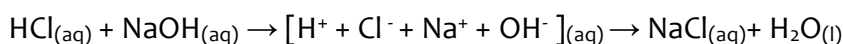
ÁCIDO: es toda sustancia que, en disolución acuosa, se disocia liberando protones (H^+)



BASE: es toda sustancia que, en disolución acuosa, se disocia liberando iones OH^-



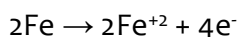
Cuando un ácido y una base en disolución acuosa reaccionan totalmente, ambos pierden sus propiedades (forman una sal y agua) y decimos que se **neutralizan**.



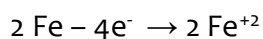
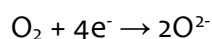
Si la neutralización no es total y la concentración de H^+ es superior a la de OH^- , la disolución es **ácida**, y si es inferior, **básica**.

- **REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES: OXIDACIÓN- REDUCCIÓN**

OXIDACIÓN: es todo proceso químico por el que una especie cede e^- y, por tanto, aumenta su número de oxidación.



REDUCCIÓN: es todo proceso químico por el que una especie acepta e^- y, por tanto, disminuye su número de oxidación.



Los 4e^- perdidos por los dos átomos de hierro, son transferidos al oxígeno.

Por eso, se dice que éstas reacciones son de transferencia de e^- .

La oxidación y la reducción son procesos simultáneos, es decir, cuando una sustancia se oxida (**reductor**), es porque otra se reduce (**oxidante**). Por esta razón, para designarlas se suele utilizar el término de **reacciones redox**.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

Es una **carga ficticia** que se asigna a los átomos que forman parte de un compuesto. Sólo es real en el caso de los compuestos iónicos, pero no en el de los covalentes.

Coincide (en la mayoría de los casos) con la carga iónica que adquiriría un átomo para tener una configuración electrónica estable.

REGLAS:

- 1- El número de oxidación de todos los elementos en estado natural es 0.
Ej. $\text{Na}_{(s)}$, $\text{Fe}_{(s)}$, $\text{H}_{2(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$
- 2- El número de oxidación del oxígeno en los compuestos es siempre -2. Tan solo en el caso de los peróxidos actúa con -1.
Ej. H_2O_2 : el O actúa con -1
- 3- El número de oxidación del hidrógeno en los compuestos es +1 cuando se combina con la mayoría de los no metales. Por el contrario, es -1 cuando lo hace con metales.
Ej. HCl : el H actúa con +1
 NaH : el H actúa con -1
- 4- El número de oxidación de los metales alcalinos es siempre +1, y el de los alcalinotérreos es siempre +2.
- 5- La suma de los números de oxidación de un compuesto ha de ser 0.
La suma de los números de oxidación de un ión poliatómico deber ser igual a la carga del ión.

