

UNIDAD 4: REACCIONES QUÍMICAS

1.- MASA MOLECULAR Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

La masa molecular de un compuesto es la masa de una molécula, se calcula sumando las masas atómicas de los átomos que aparecen en su fórmula

Ejemplo: Halla la masa molecular del agua (H₂O)

Dato: Masas atómicas en u.m.a (u): H=1; O=16.

Se multiplica cada masa por el número de átomos de cada tipo que hay en la molécula y se suman todas las masas

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1\text{u} + 1 \times 16\text{u} = 18\text{u}$$

La masa composición centesimal de un compuesto indica qué porcentaje de la masa molecular corresponde a cada elemento.

Ejemplo: Halla la composición centesimal del agua (H₂O)

Dato: Masas atómicas en u.m.a (u): H=1; O=16.

1º Calculamos la masa molecular del H₂O

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1\text{u} + 1 \times 16\text{u} = 18\text{u}$$

2º Calculamos el porcentaje de cada elemento en esa masa.

$$\%O = \frac{16}{18} \times 100 = 88,9\% \quad ; \quad \%H = \frac{2 \times 1}{18} \times 100 = 11,1\%$$

2.- EL MOL Y EL NÚMERO DE AVOGADRO

2.1.- El mol

El mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades constituyentes de dicha sustancia, ya sean átomos, moléculas o iones.

El número aparecido en la definición de mol se conoce como **el número de Avogadro**

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Ejemplo:

1 mol de átomos de Fe contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe.

1 mol de moléculas de O₂ contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O₂.

1 mol de iones Ca²⁺ contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ iones Ca²⁺.

2.2.- La masa molar

La masa molar de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia, su valor coincide con la masa atómica o molecular pero expresada en gramos.

Se representa por M_m y su unidad será g/mol

Dato: En 12 g del isótopo C-12 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C. La masa atómica del C-12 es 12 u. Podemos decir que 1 mol de C tiene 12 g (igual que su masa atómica pero en gramos) y contiene el número de Avogadro de átomos.

Resumen

$$1 \text{ mol} \rightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas} \rightarrow M_m = M_r \text{ (g)}$$

Ejemplo:

1 mol de agua contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua y tiene de masa $M_m = 18 \text{ g}$.

Cálculos con moles

Podemos calcular moles (n) con la siguiente fórmula:

$$n = \frac{m}{M_m}$$

Ejemplo: Calcula **el número de moles** al que equivale 196 g de H_2SO_4

Dato: $A_r(u)$: S=32; H=1; O=16

1º Calculamos la $M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$

2º Calculamos los moles:

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{196}{98} = 2 \text{ moles}$$

¿Cuántas moléculas hay en esos moles?

Nº de moléculas = 2 moles x $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas = $12,044 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4

2.3.- El volumen molar

El volumen molar de una sustancia gaseosa es el volumen ocupado por un mol de dicho gas en condiciones normales (0°C y 1 atm de presión).

1 mol de cualquier gas en c.n. ocupa 22,4 L.

Ejemplo: Calcula **el volumen** que ocupan 2 moles de O_2 en c.n

V = 2 moles x 22,4 L = 44,8 L

3.- DISOLUCIONES**3.1.- COMPONENTES**

- **Soluto:** Componente que se encuentra en menor proporción. Puede ser sólido, líquido o gas.
- **Disolvente:** Componente que se encuentra en mayor proporción. Puede ser sólido, líquido o gas. Generalmente es líquido. En la mayoría de los casos es el agua también llamada disolvente universal.

3.2.- CONCENTRACIÓN

La concentración nos indicará la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente que hay en una disolución,

a) Concentración en masa o gramos de soluto por cada litro de disolución (g/L)

$$c = \frac{m_s}{V_d}$$

m_s : Masa de soluto en gramos.

V_d : Volumen de disolución en L.



Por ejemplo: Una disolución de sal en agua de 20 g/L

Soluto: Sal : 20 g

Disolvente : Agua: 1 L

Disolución preparada en un matraz aforado.

b) Porcentaje en masa (%)

Indica los gramos de soluto que hay en 100 g de disolución.

$$\% = \frac{m_s}{m_{\text{disolución}}} \times 100$$

Por ejemplo: Una disolución de sal en agua del 20%

Soluto: Sal: 20g

Disolvente: Agua: 80 g (Que corresponden a 80 mL)

Disolución: 100 g

c) Porcentaje en volumen (%)

Indica los mililitros de soluto en 100 mL de disolución.

$$\% = \frac{v_s}{v_{\text{disolución}}} \times 100$$

Por ejemplo: Un caso especial son los grados alcohólicos de una bebida. Indican los mL de etanol en 100 mL de bebida alcohólica. (En desuso)

Por ejemplo si un vino es de 13° significa que hay 13 mL de etanol en 100 mL de vino.

d) Molaridad (M) (mol/L)

Indica los moles de soluto que hay en 1 L de disolución.

$$M = \frac{n_s}{v_d}$$

n_s : Moles de soluto
 v_d : Volumen de disolución en L.

Por ejemplo: Una disolución de HCl 3M

Hay 3 moles de HCl en 1L de disolución

Ejemplo: Calcula **la molaridad** de la disolución que resulta al poner 80 g de NaOH en 250 mL de agua. Dato:

$A_r(u)$: Na=23; H=1; O=16

Soluto: NaOH: 80 g

Disolvente Agua: 250 mL · $\frac{10^{-3} L}{1 mL} = 0,25 L$

1º Calculamos la $M_m(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 = 98 \text{ g/mol}$

2º Calculamos los moles:

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{80}{40} = 2 \text{ moles}$$

3º Calculamos la molaridad

$$M = \frac{n_s}{v_d} = \frac{2}{0,25} = 8 M$$

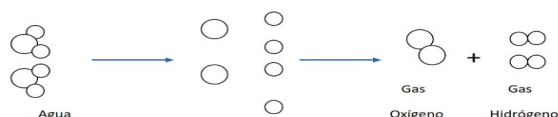
4.- REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es el proceso por el cual unas sustancias iniciales (**reactivos**) se transforman en otras sustancias finales (**productos**) de composición y propiedades diferentes. Se expresa:

Reactivos → Productos

4.1.- ¿Cómo se produce una reacción química?**a) Según Dalton**

En una reacción química, los átomos de las moléculas de los reactivos se separan y se reúnen en un orden diferente formando moléculas distintas.



b) Mecanismo: Teoría de colisiones

<p>La teoría de colisiones dice que para que se produzca una reacción las moléculas de los reactivos deben chocar de forma eficaz. Es decir:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Con energía suficiente para romper las moléculas. • En la orientación adecuada para que los átomos se puedan enlazar formando las nuevas sustancias. 	<p>Colisión efectiva</p> <p>Colisión inefectiva</p>
---	---

4.2.- ¿Cómo se simboliza una reacción química?

<p>Las reacciones químicas se simbolizan escribiendo las fórmulas de las moléculas que intervienen. Con un número simbolizaremos el número de moléculas de cada sustancia que interviene en la reacción.</p>	<p style="text-align: center;"> $2 H_2O \rightarrow O_2 + 2 H_2$ </p> <p>Se leerá: Dos moléculas de agua reaccionan y forman una molécula de gas oxígeno y dos moléculas de gas hidrógeno.</p>
--	---

4.3.- Ley de la conservación de la masa o Ley de Lavoisier

La Ley de Lavoisier o de la conservación de la masa dice que en una reacción química la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

Por ejemplo, en la reacción de electrolisis del agua:

$$\begin{array}{ccccccc}
 H_2O_{(g)} & \rightarrow & H_{2(g)} & + & O_{2(g)} & & \\
 18g & & 2g & & 16g & &
 \end{array}$$

Como hemos visto antes, esto es debido a que en una reacción química hay el mismo número de átomos antes y después.

$$2 H_2O_{(g)} \rightarrow 2 H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

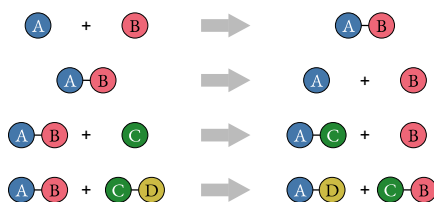
Cuando en ambos miembros de la reacción existe el mismo número de átomos de cada elemento entonces se dice que la reacción está **ajustada** y se denomina **ecuación química**.

Se leería: 2 moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno y forman 2 moléculas de agua. Si en lugar de moléculas hablamos de moles, podremos leer: **2 moles de hidrógeno reaccionan con un mol de oxígeno y forman 2 moles de agua.**

5.- TIPOS GENERALES DE REACCIONES QUÍMICAS

<p>a) Síntesis o formación o combinación Se obtiene un compuesto a partir de sus elementos, sintetizamos el compuesto.</p>	<p>Ej.: Síntesis del amoniaco</p> $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$
<p>b) Descomposición o eliminación Se obtienen sustancias más sencillas a partir de otras más complejas.</p>	<p>Ej.: Descomposiciones térmicas</p> $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
<p>c) Desplazamiento o sustitución Se intercambia un elemento en un compuesto.</p>	$Zn_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(s)} + H_{2(g)}$
<p>d) Doble desplazamiento o intercambio Dos compuestos intercambian elementos</p>	$BaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow BaCO_{3(s)} + NaCl_{(s)}$

Resumen



6.- REACCIONES QUÍMICAS MÁS IMPORTANTES

<p>a) Reacción De Combustión Es la reacción de una sustancia con el oxígeno. Generalmente reacciona un compuesto que posee carbono e hidrógeno en su molécula llamado hidrocarburo y se produce <u>dióxido de carbono (CO₂)</u>, <u>agua (H₂O)</u> y <u>calor</u>. $\text{Hidrocarburo} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ En una combustión, el hidrocarburo es el combustible y el oxígeno el comburente.</p>	<p>Ej.: $\text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$</p>		
<p>b) Reacción De Oxidación De Metales Cuando un metal reacciona con el oxígeno se forma un óxido, por eso a la reacción se le llama de oxidación.</p>	<p>Ej.: Aplicaciones en pinturas antioxidación. $\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{MgO}_{(s)}$ $\text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$</p>		
<p>c) Reacción de Reducción De Metales Es el proceso contrario al anterior, se pierde oxígeno.</p>	<p>Ej.: Aplicaciones en minería $\text{ZnO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeO} + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}$</p>		
<p>d) Reacciones Ácido-Base d-1) Ácidos y bases. Características</p> <table border="0" style="width: 100%;"> <tr> <td style="text-align: center; vertical-align: top;"> <p>Ácidos</p> <ul style="list-style-type: none"> - Colorea de rojo el papel indicador. - Reacciona con los metales produciendo hidrógeno. - Reacciona con la caliza produciendo CO₂. - Es neutralizado por una base. </td> <td style="text-align: center; vertical-align: top;"> <p>Bases</p> <ul style="list-style-type: none"> - Colorea de azul el papel indicador. - No reacciona con los metales. - No reacciona con la caliza. - Es neutralizado por un ácido. - Ejemplos: Los hidróxidos. </td> </tr> </table> <p>d-2) Neutralización Es la reacción entre un ácido y una base.</p> <div style="text-align: center; border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px auto; width: fit-content;"> $\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{Sal} + \text{Agua}$ </div> <p>Ejemplo:</p> $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ <p>d-3) Escala de pH. El pH es una forma de indicar la concentración de iones H⁺ en un medio. Esta escala va de 1 a 14.</p> <div style="text-align: center; margin: 10px auto;"> <p>1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14</p> <p style="text-align: center;">←—————→</p> <p style="text-align: center;">más ácido neutro más básico</p> </div> <div style="text-align: center; border: 1px solid black; padding: 10px; margin: 10px auto; width: fit-content;"> <p>Ácido pH < 7 Básico pH > 7 Neutro pH = 7</p> </div>		<p>Ácidos</p> <ul style="list-style-type: none"> - Colorea de rojo el papel indicador. - Reacciona con los metales produciendo hidrógeno. - Reacciona con la caliza produciendo CO₂. - Es neutralizado por una base. 	<p>Bases</p> <ul style="list-style-type: none"> - Colorea de azul el papel indicador. - No reacciona con los metales. - No reacciona con la caliza. - Es neutralizado por un ácido. - Ejemplos: Los hidróxidos.
<p>Ácidos</p> <ul style="list-style-type: none"> - Colorea de rojo el papel indicador. - Reacciona con los metales produciendo hidrógeno. - Reacciona con la caliza produciendo CO₂. - Es neutralizado por una base. 	<p>Bases</p> <ul style="list-style-type: none"> - Colorea de azul el papel indicador. - No reacciona con los metales. - No reacciona con la caliza. - Es neutralizado por un ácido. - Ejemplos: Los hidróxidos. 		

7.- ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

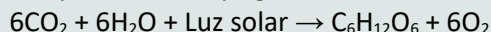
Existen dos tipos de reacciones químicas:

- **Exotérmicas o Exoenergéticas:** Desprenden energía cuando se producen. Ej.: Combustión.
- **Endotérmicas o Endoenergéticas:** Para que se realicen necesitan un aporte de energía. Ej.: Descomposiciones térmicas.

· **Ejemplos de reacciones exo y endotérmicas en la naturaleza:**

a) La fotosíntesis: (Endotérmica)

La clorofila sintetiza la glucosa a partir de CO₂ y agua utilizando la energía del Sol.



b) Respiración: (Exotérmica)

Es una combustión porque inspiramos oxígeno y producimos dióxido de carbono y agua.

En la respiración se quemán los hidratos de carbono y las grasas que comemos. Con la energía producida nos mantenemos vivos.

8.- VELOCIDAD DE REACCIÓN

Unas reacciones son más lentas que otras, pero podemos influir en la velocidad de las reacciones:

(Teniendo en cuenta que la reacción es debida a choques entre las moléculas para que los átomos se separen y se reordenen)

· **Factores que influyen en la velocidad de las reacciones:**

a) El grado de subdivisión de los reactivos: Cuanto más dividido esté el reactivo, más choques habrá entre las moléculas. (La forma ideal es en disolución en que los reactivos están en forma de iones)

b) Concentración de los reactivos: Cuanta más cantidad de moléculas haya, más choques habrá.

c) Temperatura: Con la temperatura aumenta la velocidad de las moléculas y habrá más choques.

d) Catalizador: Son sustancias que intervienen en la reacción química para aumentar o disminuir la velocidad de la reacción, permaneciendo ellos inalterados.

e) Naturaleza química de los reactivos: Algunos reactivos tendrán una mayor tendencia a reaccionar entre sí.