

## 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 (H<sub>2</sub>O)

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 (H<sub>2</sub>O)

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

1º Calculamos la masa molecular del H<sub>2</sub>O

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

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 O<sub>2</sub> contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de O<sub>2</sub>.

1 mol de iones Ca<sup>2+</sup> contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  iones Ca<sup>2+</sup>.

#### 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<sub>m</sub> 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$

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  $\text{H}_2\text{SO}_4$**

**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  $\text{O}_2$  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

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

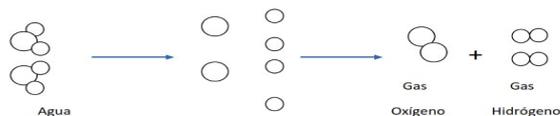
**4.- REACCIONES QUÍMICAS**

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 <b>eficaz</b>. Es decir:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Con energía suficiente para romper las moléculas.</li> <li>• En la orientación adecuada para que los átomos se puedan enlazar formando las nuevas sustancias.</li> </ul>	<p><b>Colisión efectiva</b></p> <p><b>Colisión inefectiva</b></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;"> <math>2 H_2O \rightarrow O_2 + 2 H_2</math> </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:

$H_2O_{(g)}$	$\rightarrow$	$H_{2(g)}$	+	$O_{2(g)}$
18g		2g		16g

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><b>a) Síntesis o formación o combinación</b> 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>b) Descomposición o eliminación</b> 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><b>c) Desplazamiento o sustitución</b> Se intercambia un elemento en un compuesto.</p>	$Zn_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(s)} + H_{2(g)}$
<p><b>d) Doble desplazamiento o intercambio</b> Dos compuestos intercambian elementos</p>	$BaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow BaCO_{3(s)} + NaCl_{(s)}$



## 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 CO<sub>2</sub> 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.