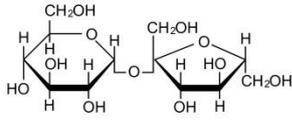
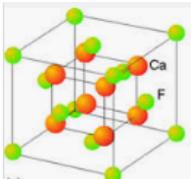
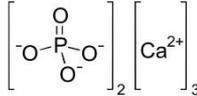


1.- ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Los átomos son la base de todos los compuestos químicos conocidos. La unión de varios de ellos forman las moléculas.

Dióxido de carbono	Sacarosa	Difluoruro de calcio	Oxígeno gas	Fosfato cálcico
CO ₂	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	CaF ₂	O ₂	Ca ₃ (PO ₄) ₂
O=C=O	 <p>sacarosa</p>		O=O	

Hay muchos tipos de moléculas, desde su tamaño hasta el tipo de enlace que presentan los átomos que la forman determinarán las propiedades del compuesto al que representan. Las sustancias químicas pueden ser compuestos (formados por moléculas con combinaciones de átomos) o elementos (sustancias formadas por átomos simples por ejemplo el hierro o el oro).

2.- MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

MASA ATÓMICA

La masa atómica de un elemento es la media ponderada de sus isótopos, de acuerdo a la abundancia relativa de cada isótopo. Se lee en la tabla periódica y se representa por A_r (aprenderemos a calcularla en la siguiente clase)

La masa de un elemento químico está escrita en cada una de las casillas del Sistema Periódico, sobre o bajo el símbolo del elemento químico correspondiente.

24 Cr Cromo 51,996	25 Mn Manganeso 54,938	26 Fe Hierro 55,847	27 Co Cobalto 58,933	28 Ni Níquel 58,71	29 Cu Cobre 63,54	30 Zn Zinc 65,37	31 Ga Galio 69,72
------------------------------------	--	-------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------

Así, encontrarás la cifra 55,847 u para el Fe, 65,37 u para el Zn, 58,71 u para el Ni, etc. (Recuerda que esas cifras están medidas en unidades de masa atómica, u). Para expresar la masa atómica relativa se utiliza el símbolo A_r .

Por ejemplo: $A_r(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$. $A_r(\text{Zn}) = 65,37 \text{ u}$. $A_r(\text{Ni}) = 58,71 \text{ u}$.

Debido a la insignificante masa de los átomos y moléculas, se han establecido unas unidades de medida más acorde para su estudio que las tradicionales.

Unidad de masa atómica (uma o u): Corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo del carbono. $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

MASA MOLECULAR

La masa molecular de una sustancia pura es la masa de su molécula, que obtenemos sumando las masas atómicas de los átomos que la componen.

Ejemplos:

1) Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico {dihidrogeno(tetraoxidosulfato)}:

La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4 . En la fórmula hay 2 átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O.

Buscamos las masas atómicas del H, del S y del O en el Sistema Periódico: $A_r(H) = 1,01$ u; $A_r(S) = 32,06$ u; $A_r(O) = 16,00$ u.

La masa-fórmula o masa molecular = 2 veces la masa de un átomo de H + 1 masa de un átomo de S + 4 veces la masa de un átomo de O.

Masa molecular del ácido sulfúrico:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2,02 + 32,06 + 64 = 98,08 \text{ u.}$$

$$M_r(H_2SO_4) = 98,08 \text{ u.}$$

2) Calcular la masa molecular del fluoruro de calcio {difluoruro de calcio}:

La fórmula del compuesto es: CaF_2 . Hay 2 átomos de F y 1 de Ca. $A_r(F) = 19,00$ u; $A_r(Ca) = 40,08$ u.

$$M_r(CaF_2) = 1 \cdot A_r(Ca) + 2 \cdot A_r(F) = 40,08 + 2 \cdot 19,00 = 40,08 + 38,00 = 78,08 \text{ u.}$$

$$M_r(CaF_2) = 78,08 \text{ u.}$$

3) Calcular la masa molecular del agua: H_2O .

$$A_r(H) = 1,01 \text{ u; } A_r(O) = 16,00 \text{ u.}$$

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,01 \text{ u.}$$

$$M_r(H_2O) = 18,01 \text{ u.}$$

4) Calcular la masa molecular del fosfato de bario {bis[tetraoxidofosfato] de tribario}: $Ba_3(PO_4)_2$

Buscar masas atómicas en la tabla periódica.

$$M_r(Ba_3(PO_4)_2) = 3 \cdot 137,3 + 2 \cdot 31,0 + 8 \cdot 16 = 601,9 \text{ u.}$$

$$M_r(Ba_3(PO_4)_2) = 601,9 \text{ u.}$$

Ejercicios propuestos

1.- Completa la siguiente tabla:

Compuesto	Masa molecular (u)
Fe_2O_3	
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	
C_6H_6	
Al_2O_3	

2.- Para los siguientes compuestos calcula su masa molecular:

- a) Ácido nítrico (HNO_3)
- b) Amoniaco (NH_3)
- c) Acetona (CH_3COCH_3)

3.- Completa la siguiente tabla:

Compuesto	Masa molecular (u)
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	
$\text{Co}(\text{NO}_3)_3$	

MOL, MASA MOLAR Y NÚMERO DE AVOGADRO (N_A)

MOL: Es la unidad para la cantidad de sustancia en el sistema internacional. Un mol de cualquier sustancia contiene $6'022 \cdot 10^{23}$ unidades de esa sustancia. Este número se llama número de Avogadro y se representa como N_A .

Otras unidades de cantidad de sustancia son la docena (12 unidades), la decena (10 unidades), un lustro (5 unidades) etc...

Así como, una docena de huevos no tienen la misma masa que una docena de coches, un mol de agua no tiene la misma masa que un mol de dióxido de carbono. Entonces, cómo podemos saber la masa?

Pues ahí viene lo bueno!!! un mol de cualquier sustancia, además de ser siempre el mismo número de unidades ($6'022 \cdot 10^{23}$) tiene de masa, su masa molecular expresada en gramos. Veámoslo con un ejemplo:

$M(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1'01 + 16 = 18'02u$. Podemos decir que:

1 mol de $H_2O = 18'02$ gramos = $6'022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua

Conclusiones:

La masa molar (M_m) de una sustancia es la masa de un mol de esa sustancia. Se corresponde con su masa molecular expresada en g/mol.

Un mol de cualquier sustancia contiene $6'022 \cdot 10^{23}$ partículas de esa sustancia y su masa es igual a su masa molecular expresada en gramos.

Veamos otros ejemplos:

$M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44u$

1 mol de $CO_2 = 44$ gramos = $6'022 \cdot 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono

Con esta equivalencia y usando factores de conversión (o reglas de tres) podremos calcular el número de moléculas que hay en un vaso, los gramos que necesitamos en una reacción sabiendo los moles que se necesitan etc... es decir pasar de gramos-moles-moléculas(o átomos) de cualquier sustancia con cálculos muy sencillos. Hagamos ejercicios!!!

EJERCICIOS RESUELTOS

Ejercicio 1. En un vaso hay 100 g de glicerina (C₃H₈O₃) , calcula cuántas moléculas hay y cuántos moles son.

1º Calculamos la masa molecular de la glicerina.

$$M(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 3 \cdot 12'01 + 8 \cdot 1'01 + 3 \cdot 16 = 92'11 \text{u}$$

2º Escribimos la equivalencia.

$$1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8\text{O}_3 = 92'11 \text{ gramos} = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de glicerina}$$

3º Realizamos los cálculos por factores de conversión (empezamos siempre escribiendo el dato y vemos la conversión con lo que queremos calcular).

Por factores de conversión

$$100 \text{g} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{92'11 \text{ gramos}} = 6'54 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de glicerina}$$

$$100 \text{g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{92'11 \text{ gramos}} = 1'09 \text{ moles}$$

Por regla de tres

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } 92'11 \text{ g} \text{-----} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 100 \text{ g} \text{-----} X \text{ moléculas} \end{array} \right\} X = \frac{100 \text{g} \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{92'11 \text{ gramos}} = 6'54 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } 92'11 \text{ g} \text{-----} 1 \text{ mol} \\ 100 \text{ g} \text{-----} X \text{ moles} \end{array} \right\} X = \frac{100 \text{g} \cdot 1 \text{ mol}}{92'11 \text{ gramos}} = 1'09 \text{ moles}$$

Ejercicio 2. Una botella contiene 500 g de azúcar butano (C₁₂H₂₂O₁₁). Determina:

a) La masa molecular del azúcar.

$$Mm(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12'01 + 1'01 \cdot 22 + 11 \cdot 16 = 342'34 \text{ u}$$

b) El número de moles de azúcar que contiene la botella.

1 mol de C₁₂H₂₂O₁₁ = 342'34 gramos = 6'022 · 10²³ moléculas de glicerina

Por factores de conversión

$$500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{342'34 \text{ gramos}} = 1'46 \text{ moles de azúcar}$$

Por regla de tres

Si 342'34 g ----- 1 mol 500 g ----- X moles	$X = \frac{500 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{342'34 \text{ gramos}} = 1'46 \text{ moles de azúcar}$
--	--

c) El número de moléculas de azúcar que contiene la botella y los átomos de carbono.

Por factores de conversión

$$500 \text{ g} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{342'34 \text{ gramos}} = 8'80 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de azúcar}$$

$$8'80 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{12 \text{ átomos de carbono}}{1 \text{ molécula}} = 1'06 \cdot 10^{25} \text{ átomos de C}$$

Por regla de tres

Si 342'34 g ----- 6'022 · 10 ²³ moléculas 500 g ----- X moléculas	$X = \frac{500 \text{ g} \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{342'34 \text{ gramos}} = 8'80 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$
Si 1 molécula ----- 12 átomos de C 8'80 · 10 ²³ moléculas ----- X átomos de C	$X = \frac{12 \text{ átomos de C} \cdot 8'80 \cdot 10^{23} \text{ molécula}}{1 \text{ molécula}} = 1'06 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$

d) La masa de una molécula de azúcar en gramos.

Por factores de conversión

$$1 \text{ molécula de } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{342'34 \text{ gramos}}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 5'68 \cdot 10^{-22} \text{ gramos}$$

$$342'34 \text{ u} \cdot \frac{1'66 \cdot 10^{-24}}{1 \text{ u}} = 5'68 \cdot 10^{-22} \text{ gramos}$$

$$1 \text{ u} = 1'66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Ejercicio 2. Para una reacción necesitamos 3'5 moles de ácido nítrico (HNO₃), calcula:

a) ¿Cuántos gramos son?

$$Mm(HNO_3) = 1'01 + 14 + 3 \cdot 16 = 63'01 \text{ u}$$

$$1 \text{ mol de } HNO_3 = 63'01 \text{ gramos} = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } HNO_3$$

Por factores de conversión

$$3'5 \text{ moles de } HNO_3 \cdot \frac{63'01 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 220'54 \text{ gramos de } HNO_3$$

Por regla de tres

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } 1 \text{ mol} \text{ ----- } 63'01 \text{ gramos} \\ 3'5 \text{ moles} \text{----- } X \text{ gramos} \end{array} \right\} X = \frac{3'5 \text{ moles} \cdot 63'01 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 220'54 \text{ gramos de } HNO_3$$

b) ¿Cuántas moléculas contienen?

Por factores de conversión

$$3'5 \text{ moles de } HNO_3 \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2'1177 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } HNO_3$$

Por regla de tres

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si } 1 \text{ mol} \text{ ----- } 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 3'5 \text{ moles} \text{---- } X \text{ moléculas} \end{array} \right\} X = \frac{3'5 \text{ moles} \cdot 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2'1177 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } HNO_3$$

Ejercicio 3. Completa la siguiente tabla:

Compuesto	Masa molecular (umas o g/mol)	Masa (g)	Nº de moles	Nº de moléculas
H ₃ PO ₄		140'8		
C ₆ H ₁₀ O ₅				5'28 · 10 ²⁴
Al(OH) ₃			1'6	

$$1 \text{ mol de H}_3\text{PO}_4 = 98'03 \text{ gramos} = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_3\text{PO}_4$$

Por factores de conversión

$$140\text{g de H}_3\text{PO}_4 \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{98'03 \text{ gramos}} = 8'60 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_3\text{PO}_4$$

$$140\text{g de H}_3\text{PO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98'03 \text{ gramos}} = 1'43 \text{ moles de H}_3\text{PO}_4$$

$$1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 = 162'16 \text{ gramos} = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$$

Por factores de conversión

$$5'28 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 \cdot \frac{162'16 \text{ gramos}}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 1421'79 \text{ gramos de C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$$

$$5'28 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 8'77 \text{ moles de C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$$

$$1 \text{ mol de Al(OH)}_3 = 78'03 \text{ gramos} = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Al(OH)}_3$$

Por factores de conversión

$$1'6 \text{ moles de Al(OH)}_3 \cdot \frac{78'03 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 124'85 \text{ gramos de Al(OH)}_3$$

$$1'6 \text{ moles de Al(OH)}_3 \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 9'64 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Al(OH)}_3$$

Ejercicios propuestos

4.- Una bombona contiene 14 g de gas butano (C_4H_{10}). Determina:

- La masa molecular del butano.
- El número de moles de butano que contiene la bombona.
- El número de moléculas de butano que contiene la bombona.
- La masa de una molécula de butano en gramos.

5.- Un paquete de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de 1 kg;

- Calcula la masa molecular del azúcar.
- ¿cuántos moles son?
- ¿cuántas moléculas de azúcar y átomos de carbono contiene?
- ¿Cuántos gramos pesa una molécula de azúcar?

6.- Completa la siguiente tabla:

Compuesto	Masa molecular (umas o g/mol)	Masa (g)	Nº de moles	Nº de moléculas
H_2SO_4		70'8		
$C_8H_9O_2N$				$3'1 \cdot 10^{22}$
$Co(OH)_2$			4'18	

7.- Completa la siguiente tabla:

Compuesto	Masa molecular (umas o g/mol)	Masa (g)	Nº de moles	Nº de moléculas
NH_3		150		
Al_2O_3			1'2	
$Fe(NO_3)_3$				$2'5 \cdot 10^{23}$