

CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA

1- CONCEPTO DE CIENCIA: LA QUÍMICA.

- La *CIENCIA* es el conocimiento organizado y sistematizado del mundo físico.
- La *QUÍMICA* es la rama de la ciencia que estudia la composición, propiedades y transformaciones que afecten a la composición de la materia.

2- MATERIA Y ENERGÍA, SU CLASIFICACIÓN.

- *MATERIA* es todo aquello que tiene masa y ocupa espacio.
- *ENERGÍA* es la capacidad para efectuar trabajo. Ambas son dos manifestaciones de una misma cosa.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA: Según la propiedad de la misma que se utilice, pueden establecerse diversas clasificaciones de la misma. Así:

Según su apariencia, puede ser : $\left\{ \begin{array}{l} - \text{Homogéneas} \\ - \text{Heterogéneas} \end{array} \right.$

donde:

- Una sustancia es *HOMOGENEA* cuando tiene la misma composición y propiedades en todos sus puntos, y
- Es *HETEROGENIA* cuando tiene una composición o propiedades diferentes en unas partes que en otras.

Según su estado físico, puede ser : $\left\{ \begin{array}{l} - \text{Sólido} \\ - \text{Líquido} \\ - \text{Gas} \end{array} \right.$

donde

- Un *SOLIDO* es una porción de materia que tiene forma y volumen prácticamente constante.
- Un *LIQUIDO* es una porción de materia cuyo volumen es prácticamente constante y su forma es variable, adaptándose a la del recipiente que lo contiene.
- Un *GAS* es una porción de materia cuyo volumen y forma son variables, adaptándose a la del recipiente que lo contiene.

Según su composición, puede ser : $\left\{ \begin{array}{l} - \text{Sustancia pura} \left\{ \begin{array}{l} - \text{Elemento} \\ - \text{Compuesto} \end{array} \right. \\ - \text{Mezcla} \end{array} \right.$

- Una *SUSTANCIA PURA* es aquella que tiene un solo componente; no puede descomponerse en otras sustancias por métodos físicos y son todas homogéneas (uniformes en su composición y propiedades).

Las sustancias puras pueden ser:

- *ELEMENTOS* son aquellas sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples por métodos químicos ordinarios. EN LA ACTUALIDAD SE CONOCEN UNOS 105 ELEMENTOS QUE SE ENCUENTRAN ORDENADOS DE ACUERDO CON SUS PROPIEDADES QUÍMICAS EN LA TABLA O SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS
- *COMPUESTOS* son aquellas sustancias formadas por la unión química de varios elementos, que entran en proporciones fijas, y cuyas propiedades físicas y químicas son diferentes a las de sus componentes. Los compuestos pueden descomponerse por métodos químicos ordinarios dando otras sustancias más simples.
- Una *MEZCLA* es una porción de materia formada por la reunión de varias sustancias puras (elementos y/o compuestos) que entran en proporciones variables, mantienen sus propiedades y pueden separarse por métodos físicos ordinarios. Estas mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

A las mezclas homogéneas se las llama **DISOLUCIONES.**

3- CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA: ELEMENTOS QUÍMICOS Y COMPUESTOS. SÍMBOLOS Y FORMULAS. CONCEPTO DE MOL. CALCULO DE MASAS MOLECULARES

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

ÁTOMO es la parte más pequeña de la materia que puede intervenir en un proceso químico. También podemos definirlo como la parte más pequeña en que puede dividirse un **elemento** conservando sus propiedades.

MOLÉCULA es la parte más pequeña en que puede dividirse un **compuesto** conservando sus propiedades. Las moléculas están formadas por varios átomos iguales o diferentes. Solamente las moléculas de los gases nobles están formadas por un solo átomo.

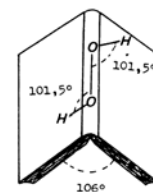
SÍMBOLOS Y FÓRMULAS

SÍMBOLO es la representación abreviada de un elemento. Está formado por una o dos letras, la primera mayúscula y la segunda minúscula. El símbolo puede representar el elemento en sí, un átomo del mismo o un átomo-gramo: así, **Fe** es hierro, un átomo de hierro o bien un átomo-gramo de hierro

FÓRMULA es la representación abreviada de un compuesto. En ella se representan como mínimo los símbolos de los elementos que forman parte de dicho compuesto afectados por unos subíndices que nos indican el número de átomos de cada elemento que existen en la molécula.

Según las características que se indiquen, podemos tener varias clases de fórmulas:

- **Empírica** cuando se indica solamente la proporción en que entran los átomos que componen dicha molécula. en el caso del agua oxigenada: (HO)
- **Molecular** cuando se indica el número de átomos de cada elemento que componen una molécula de ese compuesto: H_2O_2 .
- **Semidesarrollada** cuando se representan los enlaces más importantes de la molécula de ese compuesto:
HO-OH
- **Estructural o desarrollada** cuando se representan todos los enlaces existentes en la molécula de ese compuesto: H-O-O-H.
- **Espacial** Cuando se representan todos los enlaces pero orientados en el espacio. Esta representación es especialmente interesante en Química Orgánica.



NÚMERO DE AVOGADRO. ÁTOMO-GRAMO, MOLÉCULA-GRAMO. MOL

La unidad de medida de la masa de una sustancia puede ser, sin ningún tipo de problema, el átomo o la molécula, pero debido a sus reducidas dimensiones nunca podremos trabajar con esos átomos o moléculas individuales, pues cualquier cantidad pesable contiene un gran número de estos átomos o moléculas. Por ello se hace necesario manejar otras unidades. A finales del siglo XIX se decidió adoptar como unidad de medida de cantidad de masa el átomo-gramo, molécula-gramo y mol, las cuales traducen aun nivel observable (el de gramo) las relaciones que existen a nivel de átomos y moléculas.

- **ÁTOMO-GRAMO:** es la cantidad de un elemento que contiene el número de Avogadro de átomos.
- **MOLÉCULA-GRAMO:** es la cantidad de un compuesto que contiene el número de Avogadro de moléculas
- **MOL:** Es la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas, este concepto engloba los de átomo-gramo y molécula gramo.
- **NÚMERO DE AVOGADRO:** Es el número de partículas que contiene un mol, y es igual a $6,023 \cdot 10^{23}$.
Corresponde a la relación de equivalencia entre el gramo y la unidad de masa atómica: **1 gramo = $6,023 \cdot 10^{23}$ Umas.**
- **HIPÓTESIS DE AVOGADRO:** Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas

- **VOLUMEN MOLAR NORMAL:** Un mol de cualquier gas ideal en Condiciones Normales (1 atm y 0°C) ocupa 22,4 litros

La relación entre todos estos conceptos se establece en dos niveles, en un primer nivel se establecería la relación entre MOLES, MASA EN GRAMOS y VOLUMEN EN LITROS (si se trata de un gas), y en el segundo nivel se establecería la relación entre MOLÉCULAS (o ÁTOMOS) y MASA EN GRAMOS. La relación entre las cantidades que aparecen en ambos niveles, vendría dada por el número de Avogadro.

Teniendo en cuenta esto, las relaciones para las correspondientes reglas de tres, en la primera línea, en la que se colocan siempre los mismos datos, que no son más que las relaciones entre las cantidades, son

1mol	==>	6,023 · 10 ²³ moléculas	==>	Peso molecular, en gramos	==>	Si es un gas: 22,4 litros en C.N.
------	-----	------------------------------------	-----	---------------------------	-----	--------------------------------------

Y en la segunda línea, ya pondríamos las cantidades que nos den en cada caso

Aplicando esto a un caso concreto tal como el dióxido de carbono (CO₂), que es un compuesto gaseoso cuyo peso molecular es 44, tendremos que, esa primera línea será:

1mol	==>	6,023 · 10 ²³ moléculas	==>	Peso molecular = 44 gramos	==>	22,4 litros en C.N.
------	-----	------------------------------------	-----	----------------------------	-----	---------------------

Ejemplo:

Calcular el número de moles y moléculas que hay en 3,4 gramos de amoníaco. ¿Qué volumen ocuparán en C.N.? ¿Cuántos átomos-gramo de cada elemento hay? ¿Y cuántos átomos de cada uno?

Solución:

El Peso molecular del amoníaco: NH₃ es: 14 + 3 · 1 = 17. Con ello ya establecemos la regla de tres como hemos indicado antes:

1mol de NH ₃	==>	6,023 · 10 ²³ moléculas de NH ₃	==>	Peso molecular = 17 gramos	==>	22,4 litros en C.N.
X		Y		3,4 gramos		Z

y en la segunda línea de esta regla de tres, colocamos los 3,4 gramos de que disponemos debajo del peso molecular, que también se mide en gramos, quedandonos como incógnitas las cantidades en MOLES, MOLÉCULAS y LITROS en C.N., por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de NH}_3 \text{ ————— } 17 \text{ g} \\ X \text{ ————— } 3,4 \text{ gramos} \end{array} \right\} x = \frac{1 \cdot 3,4}{17} = \mathbf{0,2 \text{ moles de amoníaco}}$$

Para calcular el número de moléculas, en la regla de tres correspondiente relacionaremos las cantidades en gramos (que nos las dan) con las correspondientes a moléculas, por lo que nos quedará:

$$\left. \begin{array}{l} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3 \text{ — } 17 \text{ g} \\ Y \text{ ————— } 3,4 \text{ gramos} \end{array} \right\} x = \frac{6,023 \cdot 10^{23} \cdot 3,4}{17} = \mathbf{1,205 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de amoníaco}}$$

Y para conocer el volumen ocupado en C.N., se relaciona la cantidad en gramos con los litros en C.N.

$$\left. \begin{array}{l} 22,4 \text{ litros en C.N. — } 17 \text{ g de NH}_3 \\ Z \text{ ————— } 3,4 \text{ gramos} \end{array} \right\} x = \frac{22,4 \cdot 3,4}{17} = \mathbf{4,48 \text{ litros de amoníaco en C.N.}}$$

Para calcular el número de átomos-gramo de cada elemento que hay, hemos de tener presente la fórmula del compuesto: NH₃, en la cual podemos observar que hay 1 N y 3 H, es decir:

En 1 molécula de NH_3 hay 1 átomo de Nitrógeno y 3 átomos de Hidrógeno
En 1 mol de NH_3 hay 1 átomo-gramo de Nitrógeno y 3 átomos-gramo de Hidrógeno

y también

Por ello, tendremos:

Nº de átomos de Nitrógeno = Nº de moléculas de amoniaco $\text{NH}_3 = 1,205 \cdot 10^{23}$ átomos de Nitrógeno

Nº de átomos de Hidrógeno = (Nº de moléculas de amoniaco NH_3) $\cdot 3 = 3,615 \cdot 10^{23}$ átomos de Hidrógeno

Y con los átomos gramos se opera de la misma forma:

Nº de átomos-gramo de Nitrógeno = Nº de moles de amoniaco $\text{NH}_3 = 0,2$ átomos-gramo de Nitrógeno

Nº de átomos-gramo de Hidrógeno = (Nº de moles de amoniaco NH_3) $\cdot 3 = 0,6$ átomos-gramo de Hidrógeno

PESOS Y MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

UNIDAD DE MASA ATÓMICA es la doceava parte de la masa de un átomo de C-12 (Carbono-12).

MASA ATÓMICA es el número de veces que la masa de un átomo contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de C-12.

MASA MOLECULAR es el número de veces que la masa de una molécula contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de C-12. Es igual a la suma de las masas atómicas de todos los átomos que componen dicha molécula.

PESO ATÓMICO (1) o MASA ATÓMICA MEDIA es la media ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento.

PESO MOLECULAR o MASA MOLECULAR MEDIA es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que componen una molécula.

Por ejemplo, el ácido sulfúrico tiene de fórmula: H_2SO_4 , por lo que su peso molecular será la suma de los pesos atómicos de 2 átomos de hidrógeno, 1 de azufre y 4 de oxígeno:

$$\text{H}_2 : 2 \times 1 = 2$$

$$\text{S} : 1 \times 32 = 32$$

$$\text{O}_4 : 4 \times 16 = \underline{64}$$

$$\text{Total: } 98 \implies \text{Peso molecular del } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98$$

Como acabamos de calcular, el peso molecular de este ácido es 98, lo cual quiere decir que la masa de una molécula de este ácido es de 98 UMAS, y que la masa de un mol de mismo es de 98 g cantidad ésta en la que hay 2 g de hidrógeno, 32 g de azufre y 64 g de oxígeno.

4 - LEYES GENERALES DE LA QUÍMICA

Son una serie de leyes enunciadas en los siglos XVIII y principios del XIX, que pusieron las bases para el posterior desarrollo de la química. Estas leyes rigen las transformaciones químicas, relacionando las cantidades de las sustancias que intervienen en ellas. Si utilizan relaciones de masas, reciben el nombre de **leyes ponderales**, y si emplean relaciones entre volúmenes, **leyes volumétricas**.

LEYES PONDERALES:

- **LEY DE LAVOISIER O DE CONSERVACIÓN DE LA MASA:** Enunciada en 1785, dice: "En toda reacción química ordinaria, la masa de las sustancias que reaccionan es igual a la de los productos de la reacción".

1

- Los elementos están compuestos por átomos que tienen diferente masa atómica, debido a que en su núcleo tienen diferente número de neutrones; son los **isótopos**, aunque no están todos en la misma proporción. Debido a ello, para determinar la masa atómica de un átomo medio, debe calcularse la media aritmética de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento teniendo en cuenta la proporción en que se encuentra cada uno. Esta masa atómica media recibe el nombre de **peso atómico** ya que aunque realmente sea una masa no un peso, la IUPAC acordó adoptar por convenio el nombre de peso atómico o molecular para indicar esas masas medias de los átomos o moléculas, lo cual en la tierra no tiene excesiva importancia práctica, ya que, por ejemplo, una masa de 1 Kg (unidad del S.I.) Tiene un peso de 1 Kg (unidad del sistema terrestre).

- **LEY DE PROUST O DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS:** Enunciada en 1801, dice: "Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación en pesos definida y constante".

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Fue formulada en 1803 y puede considerarse como la primera teoría atómica. Se resume en los siguientes puntos:

- 1- Los elementos están constituidos por átomos, que son partículas separadas e indestructibles.
- 2- Los átomos de un mismo elemento son todos exactamente iguales entre sí, tanto en masa como en todas las demás propiedades.
- 3- Los átomos de elementos diferentes tienen masa y propiedades diferentes.
- 4- Dos o más átomos de uno o varios elementos pueden unirse entre sí para formar moléculas de un compuesto determinado, que serán todas iguales entre sí tanto en masa como en las demás propiedades.

PROBLEMAS

1. Calcúlese el peso atómico medio del magnesio, dada la siguiente composición:
Mg-24 : 78,70% , masa atómica = 23,9850
Mg-25 : 10,13% , masa atómica = 24,9858
Mg-26 : 11,17% , masa atómica = 25,9826 (Resp: Peso atómico medio: 24,3095)
2. El galio consta de un 60,0% de Ga-69 ($m = 68,93$ Umas) y un 40,0% de Ga-71 ($m = 70,93$ Umas).
Calcular el peso atómico del galio ordinario. (Resp: Peso atómico medio: 69,73)
3. Si la composición volumétrica del aire es 78% de Nitrógeno, 21% de oxígeno, 0,6% de dióxido de carbono y el 0,2% de argón, ¿Cual será el peso molecular aparente del aire?(Resp: P. m.= 28,904)
4. Se tiene una muestra de SULFATO DE CALCIO. Calcular
a) Su composición centesimal
b) ¿Cuantos moles y moléculas de dicho compuesto hay en 13,6 gramos del mismo?
c) ¿Cuantos átomos de oxígeno hay?
(Resp: a) 29,41% Ca, 23,53% S, 47,06% O ; b) 0,1 moles y $6,023 \cdot 10^{22}$ moléc. ; c) $24,092 \cdot 10^{22}$ átomos)
5. Calcular los correspondientes pesos moleculares a partir de los datos siguientes:
Compuesto A : 12,6 moles pesan 1380 g.
Compuesto B : 0,580 moles pesan 211 g.
Compuesto C : 0,00281 moles pesan 0,489 g. (Resp: Pesos molec.: a= 109,52; b = 363,79; c = 174,02)
6. Calcular el número de moles y de moléculas que hay en 30 g de oxígeno. ¿Qué volumen ocuparán en condiciones normales? (Resp: 0,937 moles ; $5,65 \cdot 10^{23}$ moléculas ; 21 litros en C.N.)
7. Calcular el número de átomos que hay en 8 g. de Mercurio. (Resp: $2,4 \cdot 10^{22}$ átomos)
8. Calcular el número de moléculas que: hay en 3 mg. de cloruro de sodio.(Resp: $3,1 \cdot 10^{19}$ moléculas)
9. Calcular el número de átomos que hay de cada elemento en 0,3 g. de carbonato de sodio.
(Resp: $1,7 \cdot 10^{21}$ átomos de C, $3,4 \cdot 10^{21}$ átomos de Na y $5,11 \cdot 10^{21}$ átomos de O)
10. ¿Cuantas moles y moléculas hay en 3 mg de sulfuro de sodio? ¿Cuantos átomos de cada elemento hay?
(Resp: Hay $3,85 \cdot 10^5$ moles y $2,32 \cdot 10^{19}$ moléculas. Y hay $2,32 \cdot 10^{19}$ át. de S y $4,64 \cdot 10^{19}$ át. de Na)
11. Calcule la masa de 10^{25} moléculas de dicromato de sodio. ¿Cuantos átomos de cada elemento hay?
(Resp: 4560 g, $2 \cdot 10^{25}$ átomos de Cr y Na , $7 \cdot 10^{25}$ átomos de O)
12. El análisis de la clorofila dio un 2,68% de magnesio. ¿Cuantos átomos de magnesio hay en 1 gramo de clorofila? (Resp: Hay $6,72 \cdot 10^{20}$ átomos de Mg)
13. Ordene las siguientes cantidades de mayor a menor número de moles:
a) 10^{22} átomos de hierro. b) 6,70 g de hierro. c) 0,11 átomos-gramo de hierro.
(Resp: b (0,120 moles) > c (0,11) > a (0,017))

