

QUÍMICA – Ficha 13

HASTA AHORA HEMOS VISTO HASTA LA PÁGINA 77 DEL DOSIER DE UN TOTAL DE 161

NOCIONES BÁSICAS DE ESTEQUIOMETRÍA

Pág. 78 y siguientes

Masa atómica y molecular

La unidad de masa atómica (uma) se define como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12, al cual se le asigna la masa de 12 umas. Es una escala de masas relativas. Las masas atómicas se representan con el símbolo A_r y siempre nos la darán en los problemas.

La masa molecular se obtiene teniendo en cuenta la masa atómica de cada elemento que integra el compuesto y el número de átomos que interviene. Las masas moleculares se representan con el símbolo M .

Masa del $\text{NH}_3 = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$ umas. $M(\text{NH}_3) = 17$ uma

Concepto de mol

Es un concepto fundamental de la Química, y nos permite pasar de la química macroscópica, a la química atómica y molecular (submicroscópica). **En Química la unidad de cantidad de materia no es el gramo (g) sino el mol. En todos los problemas lo primero que hay que hacer es pasar los datos a moles.**

Número de Avogadro (N_A): es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor $N_A = 6,022 \times 10^{23}$

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) como átomos hay en 12 g del isótopo de Carbono 12. Por tanto, un mol de átomos contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos; un mol de moléculas contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas; y un mol de iones contiene $6,022 \times 10^{23}$ iones, etcétera.


La masa de un mol expresada en gramos se define como masa molar (M). La masa molar coincide con el valor de la masa molecular, aunque la primera se expresa en gramos mientras que la segunda se expresa en umas. Así, un mol de amoníaco pesa 17 gramos, mientras que una molécula de amoníaco pesa 17 umas. En un mol de amoníaco, por otra parte, existen $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.

Número Avogadro (N_A):

Número de unidades que hay en un mol.

$6.02214179 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ Nos aporta el factor de conversión entre cantidad de sustancia y cantidad de masa.

Un mol de distintas sustancias



1 mol de S:
Cantidad de S que contiene el N_A de **átomos** de azufre. Su masa es 32,0 g.

1 mol de Fe:
Cantidad de Fe que contiene el N_A de **átomos** de hierro. Su masa es 55,6 g.

1 mol de Zn:
Cantidad de Zn que contiene el N_A de **átomos** de zinc. Su masa es 65,5 g.

1 mol de H_2O :
Cantidad de H_2O que contiene el N_A de **moléculas** de agua. Su masa es 18,0 g.

Ejemplos resueltos:

1 mol de átomos de C-12 contiene $6,02 \times 10^{23}$ de átomos de C-12

1 mol de moléculas de H_2O contiene $6,02 \times 10^{23}$ de moléculas H_2O

2 mol de iones Cl⁻ contiene $2 \cdot (6,02 \times 10^{23})$ de iones cloruro

¿ Cuántos átomos de Nitrógeno hay en 0,35 moles de moléculas de urea, (NH₂)₂CO?

Como 1 mol de (NH₂)₂CO ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de urea (NH₂)₂CO

0,35 moles de (NH₂)₂CO -----x

$$x = 2,1 \times 10^{23} \text{ moléculas de urea (NH}_2\text{)}_2\text{CO}$$

1 molécula de urea (NH₂)₂CO -----tiene 2 átomos de N

$2,1 \times 10^{23}$ moléculas de urea (NH₂)₂CO.-----x

$$x = 4,2 \times 10^{23} \text{ átomos de N}$$

Si queremos hallar el número de moles (n) de un elemento o compuesto del que tenemos su masa es preferible aplicar directamente la fórmula:

Para elementos: $n = m / Ar$

Para compuestos: $n = m / M$

Donde m es la masa en gramos

Ejemplos:

b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0'5 g de este elemento?

c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0'5 g de tetracloruro de carbono?

Datos. Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35'5.

Solución

a) Aplicamos el concepto de mol:

$$1 \text{ mol Na} \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \equiv 23 \text{ g}$$

Por tanto:

$$1 \text{ át. Na} = \frac{23 \text{ g}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át.}} = 3'81 \cdot 10^{-23} \text{ g/át. Na}$$

b) El número de átomos de aluminio puede calcularse de la siguiente expresión:

$$M_m(\text{Al}) = 27 \text{ g}$$

$$\frac{27 \text{ g Al}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ át. Al}} = \frac{0'5 \text{ g Al}}{x} ; x = 1'11 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al}$$

c) Aplicamos el concepto de mol:

$$M_m(\text{Cl}_4\text{C}) = 154 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Cl}_4\text{C} \equiv 6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C} \equiv 154 \text{ g}$$

Por tanto:

$$\frac{154 \text{ g Cl}_4\text{C}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}} = \frac{0'5 \text{ g}}{x} ; x = 1'96 \cdot 10^{21} \text{ moléculas Cl}_4\text{C}$$

Disoluciones

Una disolución es una mezcla homogénea (los componentes no se pueden distinguir a simple vista) de dos a más sustancias.

En las disoluciones hay que distinguir el **soluto**, el **disolvente** y la propia **disolución**

- **Soluto**, es la sustancia que se disuelve.
- **Disolvente**, es la sustancia en la que se disuelve el soluto.
- **Disolución**, es el conjunto formado por el soluto y el disolvente

En aquellos casos en los que pueda existir duda sobre quién es el soluto y quién el disolvente se considera disolvente al componente que está en mayor proporción y soluto al que se encuentra en menor proporción.

Las disoluciones más comunes son las de sólido - líquido.

Ejemplos: azúcar y agua. El soluto es el azúcar y el disolvente el agua.

alcohol y agua. Si preparamos una disolución mezclando 250 cm^3 de alcohol y 500 cm^3 de agua, el soluto será el alcohol y el disolvente el agua.

Concentración de una disolución

Es fácil de entender que expresar la concentración de una disolución usando los términos diluida, concentrada o saturada es muy impreciso, por eso se hace necesario dar un valor numérico, lo que se conoce con el nombre de *concentración de la disolución*.

Una forma muy usada para expresar la concentración de una disoluciones son los g/L :

$$\text{Concentración en g/L} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Observar que en la definición se dice **litro de disolución** (conjunto de disolvente y soluto) no de disolvente.

Otra forma de expresar la concentración, quizás la más característica, es la **molaridad**.

Se define molaridad (M) como moles de soluto por litro de disolución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Molaridad (**M**) = **n / V** donde "n" es el número de moles y "V" el volumen total de toda la disolución en litros.

Aunque la molaridad sea la forma más común de expresar la concentración de una disolución en química, también se usa bastante el **tanto por ciento en peso**. Se define el **tanto por ciento en peso** como los gramos de soluto que hay por 100 g de disolución.

$$\text{Tanto por ciento en peso (\%)} = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

Ecuación de los gases ideales

Volumen molar

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura (0 °C = 273 K) ocupa siempre un volumen de 22,4 litros y a este volumen se le llama volumen molar.

Ecuación de los gases ideales

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

RESUMEN

Masa atómica (Ar): Nos la dan siempre como dato

Masa molecular (Mr): La suma de las Ar en un compuesto. Mr (NH₃) = 1 x 14 + 3 x 1 = 17 umas.

Número de Avogadro: es el número de átomos contenidos en 12 g del isótopo de Carbono 12 y tiene un valor NA = 6,022 . 10²³ Sirve para "contar".

UN MOL DE LO QUE SEA CONTIENE EL Nº DE AVOGADRO DE LO QUE SEA

UN MOL ES LA A_R (PARA ÁTOMOS) O LA M_R (PARA MOLÉCULAS) EXPRESADA EN GRAMOS

LUEGO LA A_R (PARA ÁTOMOS) O LA M_R (PARA MOLÉCULAS) EN GRAMOS CONTIENE EL Nº DE AVOGADRO DE ÁTOMOS O DE MOLÉCULAS

CUALQUIER DATO QUE NOS DEN SIEMPRE, SIEMPRE, SIEMPRE LO DEBEMOS PASAR A MOLES Y DE MOLES A LO QUE NOS PIDAN.

PARA HALLAR EL NÚMERO DE MOLÉCULAS SE MULTIPLICA EL Nº DE MOLES (n) POR EL Nº DE AVOGADRO. UNA VEZ HALLADO EL Nº DE MOLÉCULAS SI NOS PREGUNTAN EL Nº DE ÁTOMOS, SE MULTIPLICA EL Nº DE MOLÉCULAS POR EL Nº DE ÁTOMOS QUE TIENE LA MOLÉCULA.

Formas de hallar el número de moles (n)

Compuestos de los que nos dan masa (m) en gramos

Normalmente son sólidos que se pueden pesar, a veces también líquidos... o sea si conocemos su masa m

$n = m/M_r$ m (masa en g), M_r (masa molecular, la suma de las A_r)

Si necesitamos hallar la masa (m) a partir del número de moles (n): $m = n \cdot M_r$

Gases

Los gases no se suelen pesar por lo que normalmente no conocemos su masa, sin embargo solemos conocer la presión P, la temperatura T y el volumen V.

Sólo para gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ P = presión en atm, (1 atm = 760 mm Hg)

V = volumen de la vasija que contiene el gas o volumen del gas (en litros, L)

n = número de moles

R = constante de los gases, que nos darán, ($R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L} / \text{mol}\cdot\text{K}$)

T = temperatura en K ($K = ^\circ\text{C} + 273$)

$$n = P \cdot V / R \cdot T$$

De la fórmula general $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se podría despejar el V, la P o la T, si es que nos las pidieran.

Disoluciones

Normalmente conoceremos la concentración expresada en molaridad (M)

Molaridad. $M = n / V$ V siempre en litros (L) Luego $n = M \cdot V$

Caso especial y muy, muy, muy importante

En las disoluciones es necesario conocer la molaridad M, para despejar el número de moles; pero en muchas ocasiones, especialmente en los ácidos no nos dan la molaridad, sino la riqueza y la densidad de la disolución. Esto es lo normal y se repite en todos los problemas. A partir de esos datos debemos deducir el número de moles "n".

EJEMPLOS ULTRABÁSICOS RESUELTOS

Ejercicio 1 ¿Cuántos moles hay en 54g de agua?

Moles (n) = Masa (g) / Masa molecular (es una molécula) $n = m / M$

Conocemos la masa pero tenemos que calcular la masa molecular de la molécula de agua: H_2O

Masa atómica (A_r) del H = 1, como tenemos dos átomos en la fórmula será $1 + 1 = 2$.

Masa atómica del Oxígeno (A_r) = 16.

Sumando tenemos la masa molecular del agua $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ gramos.

Aplicando la fórmula $n = m/M$

$n = 54\text{g}/18\text{g} = 3$ moles de Agua.

Ahora sabrías decir cuantas moléculas de agua tendríamos en esos 54 gramos. Fácil, si cada mol de agua tiene el número de Avogadro de moléculas, solo tendríamos que multiplicar el número de Avogadro por los moles de agua que tenemos, es decir por 3.

Y si te piden calcular el número de moles de 54 ml (mililitros) de agua. Nos están dando la cantidad de agua en otra unidad, en este caso en volumen. Tendríamos que convertir el volumen en gramos antes de aplicar la fórmula. Para el agua es sencillo ya que los mililitros de volumen son igual a los gramos en peso, con lo que serían 54 gramos. Los siguientes pasos para calcular el número de moles son los de antes.

Recuerda que siempre tenemos que poner en la fórmula las unidades en gramos, excepto para el número de moles que la unidad es moles.

Sabiendo y entendiendo esto podrás calcular los moles de cualquier sustancia (átomo, molécula, etc...).

Ejercicio 2 ¿Cuántos moles hay en 25 g de carbonato de calcio?

Lo primero tendremos que saber la fórmula del carbonato cálcico que es CaCO_3 .

$A_r(\text{Ca}) = 40$

$A_r(\text{C}) = 12$

$A_r(\text{O}) = 16$ pero como son 3 átomos serán 48.

Sumando todo tenemos la masa molecular del carbonato cálcico $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 48 = 100$ gramos.

Ahora solo tenemos que aplicar la fórmula:

Numero de Moles = Masa total / Masa molecular = $25 / 100 = 0,25$ moles.

Ejercicio 3 Queremos calcular cuántos moles de CO_2 (dióxido de carbono) hay en 200 gramos de CO_2 :

Los datos que tenemos que saber son que la masa molecular en gramos del CO₂ es 44 gr. Entonces tendremos:

$$200 \text{ gr de CO}_2 \times \frac{1 \text{ Mol}}{44 \text{ gramos (masa molecular del CO}_2 \text{ en gramos)}} = 4,54 \text{ moles de CO}_2.$$

Así podemos decir que 200 gramos de CO₂ son 4,54 moles de CO₂.

Si quisiéramos calcularlo a la inversa sería muy fácil, es decir, si queremos saber cuántos gramos contienen 4,54 moles de CO₂:

$$4,54 \text{ Moles de CO}_2 \times \frac{44 \text{ gramos (masa molecular del CO}_2 \text{ en gramos)}}{1 \text{ Mol de CO}_2} = 200 \text{ gramos de CO}_2.$$

El número de Avogadro ($N_A = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas o átomos) nos servirá siempre para calcular el número de moléculas de una sustancia.

Es decir, si queremos saber cuántas moléculas de CO₂ hay en 200 gramos de CO₂ o lo que es lo mismo en 4,54 moles de CO₂ tendríamos:

$$4,54 \text{ Moles de CO}_2 \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ Mol de CO}_2} = 2,73 \times 10^{24} \text{ moléculas de CO}_2.$$

EJERCICIOS RESUELTOS DE LOS EXÁMENES

ACCESO CICLOS FGS

2018

1. Se disuelven 171 gramos de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) en 2 litros de disolución. Calcula:
 - a) El número de moles que contiene. (0,6 puntos)
 - b) La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
 - c) De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución? (0,7 puntos)

M: C =12, H=1 y O= 16

Datos:

$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 171 \text{ g}$

$V(\text{disolución}) = 2 \text{ L}$

a) $M_r(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342$

$n^\circ \text{ moles. } n = m/M = 171/342 = 0,5 \text{ mol}$

b) Molaridad: $M = n/V = 0,5 / 2 = 0,25 \text{ M (molar) o mol/L}$

c) Ahora tenemos la disolución 0,25 M y de ella tomamos 100 mL (siempre en L): $V = 0,1 \text{ L}$

Tenemos M y V, que por la definición de molaridad $M = n/V$. En la molaridad calculada antes hemos empleado las 0,5 moles, pero como ahora hemos tomado una parte (0,1 L) no estarán todas las moles. Las moles que hay en esos 0,1 L de la disolución 0,25 M serán: $M = n/V \quad n = M \cdot V = 0,25 \cdot 0,1 = 0,025 \text{ moles}$ (como veis es una parte de todas las moles iniciales). Y ahora estas moles las disolvemos en medio litro, con lo que la nueva molaridad será: $M = n/V = 0,025/0,5 = 0,05 \text{ M (o mol/L)}$

2017. Se disuelven 10 gramos de hidróxido de sodio en 2 litros de agua. Calcula:

a) La concentración de la disolución en g/L. (0,6 puntos)

b) La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)

c) La nueva molaridad que tendrá si posteriormente se duplica el volumen de agua.(0,7 puntos)

Datos: M atómicas: Na = 23 u ; O= 16 u y del H =1 u

Datos:

$$m(\text{NaOH}) = 10 \text{ g}$$
$$V = 2 \text{ L}$$

a) Concentración en g/L = $10 \text{ g} / 2 \text{ L} = 5 \text{ g/L}$

b) Lo primero que hacemos es pasarlo a moles:

$$Mr(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40$$

$$n = m/Mr = 10/40 = 0,25 \text{ mol}$$

$$M = n/V = 0,25/2 = 0,125 \text{ M (o mol/L)}$$

c) El número de moles es el mismo, pero ahora el Volumen es el doble, como $M = n/V$, la molaridad será la mitad de la anterior, o sea $0,125/2 = 0,0625 \text{ M (o mol/L)}$

2017. Ordena de mayor a menor número de moles:

i) 300 litros de CO_2 a la presión de 1 atmósfera y temperatura 0°C .

ii) 300 g de CO_2

iii) $6,02 \cdot 10^{24}$ moléculas CO_2

Datos: M atómicas: O = 16 u y del C = 12 u. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L} / (\text{mol}\cdot\text{K})$

a) $V(\text{CO}_2) = 300 \text{ L}$, $P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ$ (se pasan a Kelvin) = $0 + 273 = 273 \text{ K}$

Como es un gas, debemos aplicar la ecuación de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, R siempre nos la dan (0,082)

$$n = (P \cdot V) / (R \cdot T) = (1 \cdot 300) / (0,082 \cdot 273) = \mathbf{13,4 \text{ mol}}$$

b) $m(\text{CO}_2) = 300 \text{ g}$

$$Mr(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

$$n = m/Mr = 300/44 = \mathbf{6,82 \text{ mol}}$$

c) N moléculas $\text{CO}_2 = 6,02 \cdot 10^{24}$

Una simple regla de tres:

1 mol	→	$6,02 \cdot 10^{23}$ (El N° de Avogadro) moléculas
x mol	←	$6,02 \cdot 10^{24}$ moléculas

$$x = 6,02 \cdot 10^{24} / 6,02 \cdot 10^{23} = \mathbf{10 \text{ mol}}$$

Luego: $n(a) > n(c) > n(b)$

ACCESO UNIVERSIDAD

De los conceptos básicos no suele salir, pero son necesarios para poder abordar lo que sí sale.

2016

Se dispone de 250 mL de una disolución 0,4 M de ácido yodhídrico (HI). Teniendo en cuenta que el HI es un ácido fuerte, calcule:

a) La cantidad, en gramos, de yoduro de hidrógeno disuelto. **(1 punto)**

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; I = 126,9.

Prescindimos de que es un ácido fuerte, eso era para otro apartado.

Datos: HI $V = 250 \text{ mL}$ (siempre a L) = 0,25 L Molaridad $M = 0,4 \text{ M}$

Es un problema inverso, se empieza por el final, por la molaridad

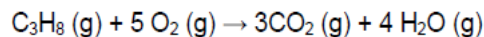
$$M = n / V \quad n = M \cdot V = 0,4 \cdot 0,25 = 0,1 \text{ mol}$$

$$Mr(\text{HI}) = 1 + 126,9 = 127,9$$

$$n = m/Mr \quad m = n \cdot Mr = 0,1 \cdot 127,9 = 12,79 \text{ g}$$

2015

Por combustión de propano, C_3H_8 , con suficiente cantidad de oxígeno, se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 0,96 atm y 285 K según la reacción de combustión:



Datos: masas atómicas relativas: C = 12; H = 1; R = 0,082 atm·L/(K·mol); $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

Calcule el número de moles y de moléculas de dióxido de carbono

La reacción era para otro apartado

Datos: $V(CO_2) = 300$ L, $P = 0,96$ atm, $T = 285$ K

Lo primero pasarlo a moles

Como es un gas, Ley de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $n = (P \cdot V) / (R \cdot T) = (0,96 \cdot 300) / (0,082 \cdot 285) = \mathbf{12,32 \text{ mol}}$

Como 1 mol tiene el N° de Avogadro de moléculas $12,32 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = \mathbf{7,4 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}}$

2014

Qüestió 3 (2,5 punts)

Es dissolen 252,8 g de permanganat de potassi ($KMnO_4$) en 1747,2 cm^3 d'aigua.

3-a) Calculeu la concentració molar (mol/L) de la dissolució. **(1 punt)**

Dades:

Masses atòmiques: O = 16; K = 39; Mn = 55.

Densitat de la dissolució de $KMnO_4 = 1,25$ g/mL. Densitat del $H_2O = 1,00$ g/mL.

La concentració molar es la molaridad (M o mol/L)

Datos: $m(KMnO_4) = 252,8$ g $V = 1747,2 \text{ cm}^3$ (siempre a L) = 1,7472 L

Siempre a moles

$Mr(KMnO_4) = 39 + 55 + 4 \cdot 16 = 158$

$n = m/Mr = 252,8 / 158 = 1,6$ mol

$M = n/V = 1,6 / 1,7472 = 0,2$ M (o mol/L)