

TEMA 3. LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

1. Átomos y elementos.

1.1 Concepto de átomo y elemento.

1.2IÓN.

Anión. Cation.

1.3 Número atómico y número másico. Isótopos.

Número atómico (Z). Número másico (A). Isótopo. Isótopos del hidrógeno.

1.4 Cálculo de la masa atómica.

2. Moléculas y compuestos.

Concepto de molécula y compuesto químico. Masa molecular.

3. Mol y masa molar.

3.1 Mol. Número de Avogadro. Masa molar.

3.2 Determinación del número de moles.

3.2.1. Determinación del número de moles a partir de la masa en gramos.

3.2.2. Determinación del número de moles a partir del número de entidades elementales.

3.3. Composición centesimal.

4. Símbolos y fórmulas.

Fórmula empírica. Fórmula molecular. Cálculo de la fórmula empírica y fórmula molecular.

5. Mezclas y disoluciones.

5.1 Clasificación de la materia.

Sustancias puras: elementos y compuestos. Mezclas: homogéneas y heterogéneas (suspensiones y coloides). Métodos de separación de mezclas.

5.2 Disoluciones.

Concepto de disolución. Conceptos de soluto y disolvente. Estado de la disolución. Disolución saturada e insaturada. Solubilidad.

5.3 Concentración de una disolución.

- Concentración. Porcentaje masa/masa. Porcentaje masa/volumen. Molaridad. Molalidad. Fracción molar. Concentración en gramos por litro. Concentración en partes por millón.
- Disolución concentrada y diluida. Volúmenes no aditivos. Densidad de una disolución.

5.4 Prácticas con disoluciones.

Material de laboratorio. Preparación de una disolución a partir del soluto y el disolvente. Preparación de una disolución a partir de otra disolución.

Relación de ejercicios de Selectividad de disoluciones.

6. Gases.

6.1 Estados de agregación de la materia.

Teoría cinético molecular. Estados de agregación de la materia.

6.2 Gas ideal. Leyes de los gases ideales.

6.2.1. Variables de estado. Leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac.

Gas ideal. Variables de estado. Presión. Volumen. Temperatura. Condiciones normales y estándar de presión y temperatura. Leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac. Ley combinada de los gases ideales.

6.2.2. Volumen molar de un gas. Hipótesis de Avogadro.

Ley o hipótesis de Avogadro. Volumen molar de un gas.

6.2.3. Ecuación de estado de los gases ideales: ley de Clapeyron.

6.3 Mezclas de gases.

Ley de Dalton. Presiones totales y parciales. Cálculo de las presiones parciales mediante fracciones molares.

1. ÁTOMOS Y ELEMENTOS

1.1 CONCEPTO DE ÁTOMO Y ELEMENTO

→ Se llama **elemento** a aquella sustancia que no se puede descomponer en otra sustancia más sencilla.

La materia en último término está constituida por átomos.

→ El **átomo** es la unidad más pequeña de un elemento que conserva sus propiedades y que es indivisible por procedimientos químicos.

Un átomo está compuesto por una corteza de electrones (carga negativa -1) y por un núcleo de protones (carga positiva $+1$) y neutrones (carga neutra 0).

Notación: electrón (e^-), protón (p^+) y neutrón (n^0)

1.2 IÓN

— Si el número de protones y neutrones coincide, la suma total de cargas es 0 . Se dice entonces que el átomo está en estado **neutro**.

— El núcleo del átomo es inalterable debido a la gran intensidad de las fuerzas nucleares que cohesionan a los protones y neutrones. Al combinarse con otros átomos, por ejemplo, el átomo puede ganar o perder electrones. El número de e^- ganados o perdidos forman el **estado de oxidación** del elemento y se representan mediante **números de oxidación** o **números de valencia**.

→ Un **ión** es un átomo (o molécula) en el que el número de protones total no coincide con el número de electrones total, como consecuencia se trata de una **partícula cargada**.

- Si se carga positivamente (pierde electrones) se denomina **catión**. (Estado de oxidación positivo).
- Si se carga negativamente (gana electrones) se denomina **anión**. (Estado de oxidación negativo).

Ejemplo de ión: $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{+2} + 2e^-$, Ca^{+2} es un catión que necesita dos electrones para alcanzar el estado neutro.

1.3 NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO. ISÓTOPOS

→ El **número atómico (Z)** es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.

→ **Los elementos se diferencian entre sí por su número atómico**. El número atómico por tanto es un valor propio de cada elemento. Ej.: solo existe un elemento tal que $Z = 4$, el berilio.

— Los átomos en la tabla periódica están ordenados en orden creciente de número atómico.

→ El **número másico (A)** es el número total de partículas que forman el núcleo.

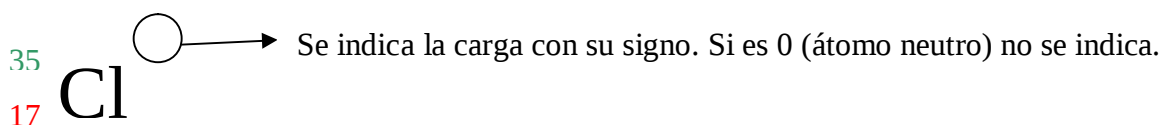
El número másico es por tanto la suma del número de neutrones con el número atómico (número de protones): $A = Z + N$.

— Supongamos que tenemos dos átomos de idéntico número atómico y distinto másico: primero, se trata del mismo elemento (coincide el valor de Z), sin embargo al poseer distinto número másico uno de ellos posee más neutrones que el otro. Son átomos del mismo elemento pero uno tiene más masa que el otro. Son isótopos.

→ Dos átomos son **isótopos** cuando tienen el mismo número de protones pero distinto número de neutrones, tienen por tanto el mismo número atómico pero distinto número másico.

Se utiliza para los isótopos la siguiente notación:

Número másico (A) = Z + número de neutrones



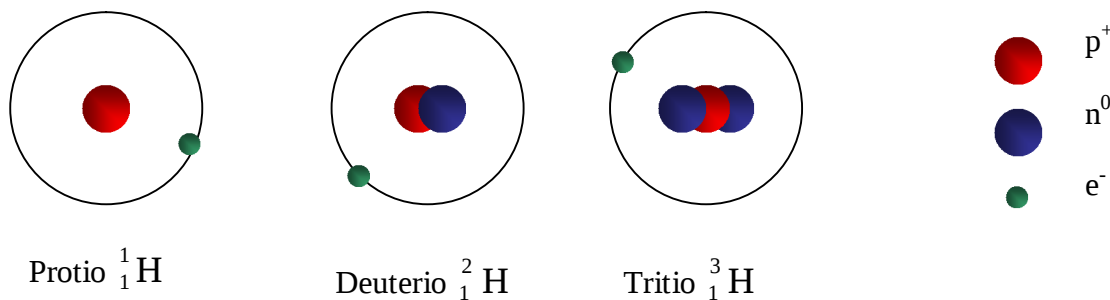
Número atómico (Z) = número de protones

Este isótopo de cloro posee $Z = 17$, 17 protones. $N = A - Z = 35 - 17 = 18$ neutrones. Es neutro por tanto tiene 17 electrones.

— A menudo los isótopos se designan: *Símbolo*- A (número másico).

Por ejemplo, los isótopos del Cl: $^{37}_{17}\text{Cl}$ y $^{35}_{17}\text{Cl}$ que se designan respectivamente: Cl-37 y Cl-35.

— Conviene conocer los isótopos del hidrógeno:



Ejercicio:

1. Indica el número de protones, neutrones y electrones que posee un átomo de:

- a) ^3_1H b) $^3_1\text{H}^{+1}$ c) $^4_2\text{He}^{+2}$ d) $^{37}_{17}\text{Cl}$ e) $^{37}_{17}\text{Cl}^{-1}$ f) $^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$
 g) $^{14}_6\text{C}$ h) $^{12}_6\text{C}$ i) $^{13}_6\text{C}$ j) $^{124}_{50}\text{Sb}$ k) $^{123}_{50}\text{Sb}$ l) $^{204}_{82}\text{Sb}^{+4}$

Solución: a) $1p^+ 2n^0 1e^-$ b) $1p^+ 2n^0 0e^-$ c) $2p^+ 2n^0 0e^-$ d) $17p^+ 20n^0 17e^-$ e) $17p^+ 20n^0 18e^-$ f) $17p^+ 18n^0 18e^-$ g) $6p^+ 8n^0 6e^-$ h) $6p^+ 6n^0 6e^-$ i) $6p^+ 7n^0 6e^-$ j) $50p^+ 74n^0 50e^-$ k) $50p^+ 73n^0 50e^-$ l) $82p^+ 122n^0 78e^-$

1.4 CÁLCULO DE LA MASA ATÓMICA

→ La **masa atómica** es la relación entre la masa de un átomo y la doceava parte de la masa del isótopo Carbono -12.

Como unidad se utiliza la unidad de masa atómica.

Su símbolo era antiguamente u.m.a., hoy día se utiliza **u**.

$$1 \text{ u} = 1/12 \text{ de la masa del } {}^{12}_6\text{C} \cong 1'660538 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

— La **masa atómica promedio o relativa** de un elemento es la media ponderada de las masas de los diferentes isótopos que forman el elemento.

Aproximadamente la masa del protón y el neutrón es de 1 u, en cambio, la del electrón es 1/1830 u, es decir casi 2000 veces menor.

Ejercicio resuelto:

El cloro en la naturaleza consta de dos isótopos, Cl-35 (77% de abundancia) y Cl-37 de masas atómicas 35 u y 37 u respectivamente. Calcular la masa atómica promedio del cloro.

Cl-35 → 77% → 35 u

Cl-37 → 100% – 77% = 23% → 37 u

$$m_{\text{promedio}} = \frac{77}{100} \cdot 35 + \frac{23}{100} \cdot 37 = 26'95 + 8'51 = \boxed{35'46 \text{ u}}$$

Ejercicios:

2. El Br en la naturaleza consta de dos isótopos, Br-79 (50'69% de abundancia) y Br-81 de masas atómicas 79 u y 80,83 u respectivamente. Calcular la masa atómica promedio del bromo.

Solución: 79'902373 u

3. El Sb en la naturaleza consta de dos isótopos, Sb-121 y Sb-123 de masas atómicas 120'9 u y 123'9 u respectivamente. La masa atómica promedio del antimonio es 121'75 u. Calcula el porcentaje de cada isótopo en una mezcla natural.

Solución: Sb-121 → $\frac{215}{3} \cong 71'7 \%$; Sb-123 → 28'3%

4. El N en la naturaleza consta de dos isótopos, N-14 y N-15 de masas atómicas 14'0031 u y 15'001 u respectivamente. La masa atómica promedio del nitrógeno es 14'00674 u. Calcula el porcentaje de cada isótopo en una mezcla natural.

Solución: N-14 → $\frac{994260}{9979} \cong 99'6 \%$; N-15 → 0'4%

2. MOLÉCULAS Y COMPUESTOS

→ Un compuesto químico es toda sustancia que se puede dividir en otras más sencillas (elementos). Están formados por la unión de varios átomos **diferentes**.

→ Una molécula es una asociación de átomos **iguales o diferentes** y que constituye la mínima porción de una sustancia que mantiene sus propiedades químicas.

Hay moléculas que no constituyen compuestos químicos, las moléculas monoatómicas: O_2 , H_2 , F_2 ,... se trata de elementos que se presentan en forma molecular puesto que así se hallan en mayor estabilidad.

Si hay átomos diferentes, como en el metano, sí se considera compuesto: CH_4

→ La masa molecular (M) es la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que forman una molécula.

— Solo se puede hablar de masa molecular en moléculas, si se está tratando con átomo se hablará de masa atómica.

Ejercicio resuelto:

Dadas las masas atómicas $C=12$ y $O=16$, calcula la masa molecular del dióxido de carbono.

$$M(CO_2) = (1 \cdot 12 + 2 \cdot 16) \text{ u} = \mathbf{44 \text{ u}}$$

Ejercicio:

5. Sabiendo: $N=14$, $H=1$, $S=32$, $O=16$, $Al=27$ y $Cu=63.5$. Halla la masa molecular de:

- a) CuO b) N_2 c) H_2SO_4 d) $Al_2(SO_4)_3$

Solución: a) 79.5 u b) 28 u c) 98 u d) 342 u

3. MOL Y MASA MOLAR

3.1 MOL. NÚMERO DE AVOGADRO. MASA MOLAR.

→ El **mol** es la cantidad de sustancia que contiene un número de entidades elementales igual al número de átomos presentes en 12 gramos de carbono-12.

— Se debe indicar de qué entidades elementales se trata. Es necesario precisar si se trata de moles de átomos, moléculas, electrones,...

El químico y físico italiano Amedeo Avogadro determinó en 1811 que:

→ El número de entidades elementales presentes en un mol (o bien el número de átomos que hay en 12 gramos de C-12) es una constante y se conoce como **número de Avogadro** (N_A).

$$N_A = 6'02214179 \cdot 10^{23} \quad \rightarrow \quad N_A = 6'02 \cdot 10^{23}$$

(Se puede definir el número de Avogadro como la constante que relaciona el volumen o la masa con la cantidad de sustancia)

→ La **masa molar** (**M**) de un átomo o molécula es la masa de un mol de dicha partícula expresada en gramos.

— Se expresa en gramos/mol (g/mol)

— La número que expresa la masa molecular (o atómica) de una sustancia en u, coincide con el número que expresa la masa molar de dicha sustancia.

Esto se debe al origen de la elección del número de Avogadro, observa:

1 u = 1/12 parte de la masa de un átomo de C-12 → átomo C-12 tiene una masa de 12 u
 $6'02 \cdot 10^{23}$ átomos de C-12 = 1 mol de átomos de C-12, tiene una masa de 12 g

Se comprueba el resultado anterior. Por tanto los siguientes pasos son correctos:

· La masa molecular del CO_2 es 44 u $\Rightarrow$ 1 mol de moléculas de CO_2 tiene una masa de 44 g.
Masa molar 44 g

· La masa atómica del O es 16 u $\Rightarrow$ 1 mol de átomos de O tiene una masa de 16 g.
Masa molar 16 g

Ejercicios:

6. La fórmula de la sacarina es $\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3\text{NS}$.

a) ¿Cuál es su masa molecular?

b) La fórmula de la sacarosa es $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. ¿Qué tiene más masa, 1 mol de sacarosa o de sacarina?

Solución: a) 183 u b) $M(\text{sacarina}) = 183 \text{ g/mol}$ $M(\text{sacarosa}) = 342 \text{ g}$, la sacarosa tiene más masa.

7. Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias. ¿Cuál es la masa de un mol de cada una de ellas? a) Ácido nítrico (HNO_3) b) Urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$)

Solución: a) 63 u b) 60 u. a) 63 g b) 60 g

Ejercicio resuelto:

La masa atómica del hierro es 55'8 u. ¿Cuál es la masa de un átomo de hierro en gramos?

1 átomo de hierro tiene una masa de 55'8 u $\Rightarrow$

$\Rightarrow$ 1 mol de hierro tiene una masa de 55'8 g

$6'02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro tienen una masa de 55'8 g

1 átomo de hierro tiene una masa de x gramos

$$\longrightarrow x = 55'8 / 6'02 \cdot 10^{23}$$

$$x = 9'26910299 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Ejercicio:

8. Calcula la masa en gramos de una molécula de agua. H=1 O=16

Solución: $2'99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

3.2 DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE MOLES.

Al número de moles de una determinada sustancia se denota **n**.

3.2.1 DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE MOLES A PARTIR DE LA MASA EN GRAMOS.

— Si conocemos la masa en gramos (*m*) de una determinada sustancia me planteo cuántos moles hay.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol tiene masa } M \text{ (masa molar)} \\ n \text{ moles tienen una masa } m \end{array} \quad \longrightarrow \quad \boxed{n = \frac{m}{M}} \quad \text{siendo} \quad \left\{ \begin{array}{l} n \text{ el n}^\circ \text{ de moles que hay en } m \text{ gramos de} \\ \text{una sustancia} \\ M \text{ es la masa molar de esa sustancia} \end{array} \right.$$

Ejercicio:

9. Un rollo de papel de aluminio tiene una masa de aproximadamente 350 g. ¿Cuántos moles de aluminio se obtienen al comprar uno de esos rollos? Al = 27

Solución: $350/27 \text{ mol} \cong 12'96296296 \text{ mol}$

10. Determina el número de moles de CO₂ que hay en 2'2 g de esta sustancia. C = 12, O = 16

Solución: 0'05 mol

11. Calcula la masa que hay en 0'2 mol de las siguientes sustancias:

a) H₂O b) H₂ c) CaCl₂ d) CO₂
(H = 1, O = 16, Ca = 40, Cl = 35'5, C = 12)

Solución: a) 3'6 g b) 0'4 g c) 22'2 g d) 8'8 g

12. Calcula los moles que hay en:

a) 24 g de oxígeno atómico O. O = 16
b) 32 g de oxígeno molecular O₂. O = 16
c) 84 g de nitrógeno molecular N₂. N = 14
d) 140 g de nitrógeno atómico N. N = 14
e) 147 g de ácido sulfúrico H₂SO₄. H = 1, S = 32, O = 16

Solución: a) 1'5 mol b) 1 mol c) 3 mol d) 10 mol e) 1'5 mol

13. Calcula los gramos que hay en:

a) 3 mol de ácido nítrico HNO₃. H = 1, N = 14, O = 16
b) 6 mol de hidrógeno molecular H₂. H = 1
c) 2'5 mol de hidrógeno atómico H. H = 1

Solución: a) 189 g b) 12 g c) 2'5 g

3.2.2 DETERMINACIÓN DEL N° DE MOLES A PARTIR DEL N° DE ENTIDADES ELEMENTALES.

— Si conocemos el número de entidades elementales (N) de una determinada sustancia, me planteo cuántos moles hay.

1 mol tiene N_A (n° de Avogadro)
 n moles contienen N entidades elementales

$$\rightarrow \boxed{n = \frac{N}{N_A}} \quad \text{o bien} \quad \boxed{N = n \cdot N_A}$$

$\left\{ \begin{array}{l} N \text{ es el n° de entidades elementales que hay en } n \text{ mol de una sustancia} \\ N_A \text{ es el n° de Avogadro} \end{array} \right.$

Ejercicio resuelto:

La fórmula de la glucosa es $C_6H_{12}O_6$. Si disponemos de $1'5 \cdot 10^{22}$ átomos de carbono:

- ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene la muestra?
- ¿Cuántas moléculas de glucosa hay?
- ¿Cuántos moles de glucosa hay?
- ¿Cuál es la masa de la muestra expresada en gramos?

a) Con una molécula de $C_6H_{12}O_6$ hay 6 átomos de C – 12 de H
 $1'5 \cdot 10^{22}$ átomos de C – x

$$\rightarrow x = \frac{12 \cdot 1'5 \cdot 10^{22}}{6}$$

$$\boxed{x = 3 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}}$$

b) 1 molécula de $C_6H_{12}O_6$ – 6 átomos de C
 N – $1'5 \cdot 10^{22}$ átomos de C

$$\rightarrow N = \frac{1'5 \cdot 10^{22}}{6}$$

$$\boxed{N = 2'5 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de glucosa}}$$

c) $n = \frac{N}{N_A} = \frac{2'5 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}}{6'02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = \frac{25 \cdot 10^{20}}{6'02 \cdot 10^{23}} \Rightarrow$

$$\boxed{n = 4'15282392 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

d) $n = \frac{m}{M} = \frac{m}{M(\text{glucosa})} \rightarrow 4'15282392 \cdot 10^{-3} = \frac{m}{180}$

$M(\text{glucosa}) = (6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16) \text{ u} = 180 \text{ u} \Rightarrow 180 \text{ g/mol}$

$$\boxed{m = 0'747508305 \text{ g}}$$

$$\# \quad N = n \cdot N_A \quad \xrightarrow{n = \frac{m}{M}} \quad \boxed{N = \frac{m}{M} \cdot N_A}$$

Ejercicios:

14. ¿Cuántas moléculas hay en una gota de rocío cuya masa es de 0'9 mg? H = 1, O = 16.

Solución: $5 \cdot 10^{-5} \cdot N_A$ moléculas $\cong 30'1 \cdot 10^{18}$ moléculas

15. Calcula la masa en gramos de una molécula de amoníaco NH₃. N = 14, H = 1.

Solución: $17/N_A$ g $\cong 2'823920266 \cdot 10^{-23}$ g

16. Si los datos del tablón siguiente corresponden al agua (H = 1, O = 16), completa las casillas que están en la misma fila que el dato:

Masa (g)	Moles	Moléculas	Átomos de H	Átomos de O
a) 9				
b) 4'5				
	c) 0'2			
		d) $6'02 \cdot 10^{22}$		
		e) $1'555 \cdot 10^{22}$		

Solución: a) 0'5 mol, $3'01 \cdot 10^{23}$ moléculas, $6'02 \cdot 10^{23}$ átomos de H, $3'01 \cdot 10^{23}$ átomos de O.
 b) 0'25 mol, $1'505 \cdot 10^{23}$ moléculas, $3'01 \cdot 10^{23}$ átomos de H, $1'505 \cdot 10^{23}$ átomos de O.
 c) 3'6 g, $1'204 \cdot 10^{23}$ moléculas, $2'408 \cdot 10^{23}$ átomos de H, $1'204 \cdot 10^{23}$ átomos de O.
 d) 1'8 g, 0'1 mol, $12'04 \cdot 10^{22}$ átomos de H, $6'02 \cdot 10^{22}$ átomos de O.
 e) 0'4644 g, 0'0258 mol, $3'01 \cdot 10^{22}$ átomos de H, $1'505 \cdot 10^{22}$ átomos de O.

17. En 126 g de HNO₃ calcula:
 a) El número de moles de HNO₃.
 b) El número de moléculas de HNO₃.
 c) El número de átomos de H, N y O.
 d) La masa expresada en gramos y expresada en u de una molécula de HNO₃.
 H = 1, N = 14, O = 16

Solución: a) 2 mol b) $12'04 \cdot 10^{23}$ moléculas c) $12'04 \cdot 10^{23}$ átomos de H, $12'04 \cdot 10^{23}$ átomos de N, $36'12 \cdot 10^{23}$ átomos de O d) 63 u, $63/N_A$ g $\cong 1'046511628 \cdot 10^{-22}$ g

18. Un mol de ácido sulfúrico H₂SO₄ posee una masa de 98 g, de los cuales 2 g corresponden a hidrógeno, 32 corresponden a azufre y 64 g corresponden a oxígeno.
 a) Calcula el número de moles de H, S y O en 1 mol de ácido sulfúrico.
 b) A la vista del resultado anterior, ¿cuántos moles de átomos de cada elemento habrá en 5 moles de ácido sulfúrico? H = 1, O = 16.

Solución: a) 2 mol de H, 1 mol de S, 4 mol de O. b) 10 mol de H, 5 mol de S, 20 mol de O.

3.3 COMPOSICIÓN CENTESIMAL

— La composición centesimal es el porcentaje que representa la masa de cada uno de los elementos de un compuesto respecto de la masa total de este.

$$C = \frac{m_{\text{elemento}}}{m_{\text{compuesto}}} \cdot 100$$

donde $\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{elemento}} \text{ es la masa del elemento} \\ m_{\text{compuesto}} \text{ es la masa total de compuesto} \\ C \text{ es el porcentaje en que se encuentra el elemento en el compuesto} \end{array} \right.$

Ejercicio resuelto:

Halla la composición centesimal del H_2SO_4 . H = 1, S = 32, O = 16

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

Tomemos 1 mol de ácido sulfúrico.

En 1 mol de ácido sulfúrico habrá: 2 mol de H, 1 mol de S, 4 mol de O.

1 mol de ácido sulfúrico $\rightarrow$ 98 g

$$\begin{array}{lll} 2 \text{ mol de H} & \rightarrow & m = n \cdot M \quad , \quad m = 2 \cdot 1 \quad , \quad m = 2 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de S} & \rightarrow & m = n \cdot M \quad , \quad m = 1 \cdot 32 \quad , \quad m = 32 \text{ g} \\ 4 \text{ mol de O} & \rightarrow & m = n \cdot M \quad , \quad m = 4 \cdot 16 \quad , \quad m = 64 \text{ g} \end{array}$$

En 98 g de ácido sulfúrico: 2 g son de H, 32 g son de S y 64 g son de O. Calculemos ahora el porcentaje que dichas cantidades representan del total (98 g):

$$\text{H: } c_H = \frac{m_{\text{elemento}}}{m_{\text{compuesto}}} \cdot 100 = \frac{2}{98} \cdot 100 = 2'04 \% \text{ de H}$$

$$\text{S: } c_S = \frac{m_{\text{elemento}}}{m_{\text{compuesto}}} \cdot 100 = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32'65 \% \text{ de S}$$

$$\text{O: } 100 \% - (32'65 \% + 2'04 \%) = 100 \% - 34'69 = 65'31 \% \text{ de O}$$

La composición centesimal del H_2SO_4 es: **2'04 % de H, 32'05 % de S y 65'31 % de O**

Ejercicio:

19. Determina la composición centesimal de los siguientes compuestos:

- Amoníaco (NH_3).
 - Carbonato de calcio (CaCO_3).
 - Bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
- N = 14, H = 1, Ca = 40, C = 12, O = 16, Na = 23.

Solución: a) 82'35 % de N, 17'65 % de H. b) 40% de Ca, 12 % de C, 48 % de O. c) 1'19 % de H, 27'38 % de Na, 14'28 % de C, 57'15 % de O

4. SÍMBOLOS Y FÓRMULAS

— Para identificar a los distintos elementos se han creado una serie de signos abreviados denominados **símbolos**.

Los símbolos del hierro, el helio, el platino y el wolframio son: Fe, He, Pt y W respectivamente.

→ Cuando se agrupan varios átomos formando moléculas, éstas se representan simbólicamente mediante **fórmulas químicas**.

— Las moléculas monoatómicas, se representan poniendo el símbolo del elemento y un subíndice que indica el número de átomos que contiene la molécula.

La fórmula del ozono es O_3 . Contiene tres átomos de oxígeno.

— Las fórmulas de los compuestos constan de los símbolos de los elementos que los constituyen acompañados de un subíndice que indica el número de átomos de cada elemento.

La fórmula del agua es H_2O . Contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

→ La **fórmula empírica** es aquella que indica la proporción más sencilla que hay entre los átomos de los elementos que forman la molécula.

— No indica el número total de átomos que forman la molécula sino la proporción en que se encuentran.

— Los subíndices de una fórmula empírica son siempre los números enteros más bajos posibles.

→ La **fórmula molecular** es aquella que indica el número real de átomos de cada elemento presentes en una molécula.

A veces la fórmula empírica y la molecular coinciden: agua, H_2O (f. molecular), H_2O (f. empírica).

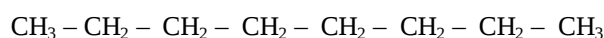
Y otras no: butano, C_4H_{10} (f. molecular), C_2H_5 (f. empírica).

— Como se puede observar en el ejemplo anterior: La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica. ($2 C_2H_5 = C_4H_{10}$). Y de aquí deducimos que siempre que conozcamos la fórmula molecular, automáticamente obtenemos la fórmula empírica dividiendo los subíndices por el máximo común divisor de ellos, observa el ejemplo:

Ejercicio resuelto:

Halla la fórmula empírica del octano.

Comenzamos formulando el octano. Que se trata de un alcano sin radicales:



La fórmula molecular es: C_8H_{18} .

El MCD (8,18) = 2 por lo que la fórmula empírica será: $1/2 C_8H_{18} =$



— DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA.

La fórmula empírica de un compuesto puede deducirse fácilmente a partir de la composición centesimal. Si conocemos la proporción entre las masas (composición centesimal) entonces podemos conocer la proporción entre moles de átomos y por último la proporción entre el número de átomos.

Observa el ejercicio resuelto siguiente:

Ejercicio resuelto:

Un compuesto contiene un 80 % de carbono y un 20% de hidrógeno. Determina su fórmula empírica. C =12, H = 1.

1º) Supongamos que tenemos 100 g de compuesto. Por la composición centesimal de esos 100 g, 80 serán de carbono y 20 g serán de hidrógeno.

2º) Veamos cuántos moles de cada elemento tenemos:

$$\text{C: } n_{\text{C}} = \frac{m}{M} = \frac{80}{12} = \frac{20}{3} \text{ mol de C}$$

$$\text{H: } n_{\text{H}} = \frac{m}{M} = \frac{20}{1} = 20 \text{ mol de H}$$

3º) Como los subíndices deben ser lo más bajos posibles y se debe guardar la proporción, se dividen los moles que hemos obtenido de cada elemento entre los moles del elemento que posea menos moles (reducir a la unidad):

20/3 es menor que 20; dividimos ambas cantidades por 20/3

$$\text{C) } \frac{20}{3} : \frac{20}{3} = 1 \qquad \text{H) } 20 : \frac{20}{3} = 3$$

Por tanto la proporción es que por cada mol de C habrá 3 mol de H, o lo que es lo mismo por cada $1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos de C habrá $3 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ átomos de H, y en consecuencia por cada átomo de carbono habrá 3 de H:

Ya obtuvimos los subíndices: por tanto la fórmula empírica



Ejercicios:

20. Determina la fórmula empírica de una sustancia cuya composición centesimal es:
Potasio: 38'67%, Nitrógeno: 13'85%, Oxígeno: 47'48%. K= 39, N = 14, O =16

Solución: KNO₃

21. El medicamento L-Dopamina, utilizado en el tratamiento de la enfermedad de Parkinson, contiene un 54'82% de carbono, 5'62% de hidrógeno, 7'1% de nitrógeno y 32'46% de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica?

Solución: C₉H₁₁NO₄

— DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA MOLECULAR.

La fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica, conociendo la composición centesimal y la masa molar (o la masa molecular) podemos determinar la fórmula molecular.

Observa el ejercicio resuelto siguiente:

Ejercicio resuelto:

La masa molecular de una sustancia es 180'07 u y su composición centesimal: Carbono (26'68%), Hidrógeno (2'24%), Oxígeno (71'08%). Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular. C = 12, H = 1, O = 16.

1º) Supongamos que tenemos 100 g de compuesto. Por la composición centesimal de esos 100 g, 26'68 g serán de C, 2'24 g serán de H y 71'08 g serán de O.

2º) Veamos cuántos moles de cada elemento tenemos:

$$\text{C: } n_{\text{C}} = \frac{m}{M} = \frac{26'68}{12} \cong 2'22 \text{ mol de C}$$

$$\text{H: } n_{\text{H}} = \frac{m}{M} = \frac{2'24}{1} = 2'24 \text{ mol de H}$$

$$\text{O: } n_{\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{71'08}{16} \cong 4'44 \text{ mol de O}$$

3º) Reducimos a la unidad: (Dividimos entre 2'22)

$$\text{C) } \frac{2'22}{2'22} = 1$$

$$\text{H) } \frac{2'24}{2'22} \cong 1'01$$

$$\text{O) } \frac{4'44}{2'22} = 2$$

Ya tenemos la fórmula empírica: **CHO₂**

4º) Como la fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica, para calcularla nos basta con hallar el valor de dicho múltiplo entero (x):

F. Molecular = x · F. Empírica

Masa F. Molecular = x · Masa F. Empírica

· La masa de la fórmula molecular la conocemos (la masa molecular): 180'07 u

· La masa de la fórmula empírica (CHO₂) se calcula: 12·1 + 1·1 + 16·2 = 46 u

$$180'07 = x \cdot 46 \Rightarrow x \cong 4$$

$$4 \cdot \text{F. Empírica} = \text{F. Molecular} \Rightarrow 4 \text{ CHO}_2 = \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_8$$

Ejercicios:

22. La masa molecular de un compuesto orgánico es 46 u y su composición centesimal: Carbono (52'17%), Hidrógeno (13'05%), Oxígeno (34'78%). Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular. C = 12, H = 1, O = 16.

Solución: Fórmula empírica: C₂H₆O. Fórmula molecular: C₂H₆O

23. El análisis de cierto compuesto revela que su composición en masa es 30'435% de N y 69'565% de O. Si la masa molecular es 92 u, determina la fórmula empírica y la fórmula molecular. N = 14, O = 16

Solución: Fórmula empírica: NO₂. Fórmula molecular: N₂O₄

5. MEZCLAS Y DISOLUCIONES

5.1 CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Las sustancias se pueden clasificar en sustancias puras y mezclas.

— SUSTANCIAS PURAS

→ Se llama sustancia pura a aquella que poseen composición, propiedades y características fijas. No se pueden separar en otras más simples mediante simples procesos físicos (por ejemplo mediante calentamientos).

— Hay dos tipos de sustancias puras:

- Elementos.- Son aquellas sustancias puras que no se pueden descomponer en otras sustancias puras más sencillas.

Todos los elementos que se conocen se disponen en la tabla periódica.

- Compuestos.- Son aquellas sustancias puras que pueden descomponerse en otras sustancias puras más sencillas (elementos) mediante procesos químicos.

— MEZCLAS

→ Las mezclas están formadas por varias sustancias puras, las cuales se pueden separar mediante procesos físicos.

— Hay dos tipos de mezclas:

- Homogéneas.- Son mezclas en las que no se distinguen sus componentes ni a simple vista ni al microscopio. Tienen aspecto uniforme.
- Heterogéneas.- Son mezclas en las que se distinguen sus componentes o a simple vista o al microscopio.

Son mezclas:

Homogéneas: aire, agua con sal disuelta, latón (aleación de cobre y zinc)...

Heterogéneas: granito (se distinguen a simple vista), sangre (se distinguen al microscopio)...

— Dos casos particulares dentro de la mezcla heterogénea: suspensión y coloide.

- Suspensión.- Son mezclas heterogéneas en las que partículas sólidas se dispersan en un medio líquido o gaseoso; dejando la suspensión en reposo las partículas sólidas **acaban sedimentando**.

Son suspensiones: los zumos naturales o una mezcla de arena y agua.

• **Coloides o dispersiones coloidales.**- Son mezclas en las que las partículas dispersas o micelas son de un tamaño intermedio entre las de una suspensión y las de una mezcla homogénea, oscilando entre 1 y 1000 nm. Dejando el coloide en reposo, las partículas dispersas **no sedimentan**.

Algunos coloides reciben nombres concretos según el estado de las sustancias que intervienen:

- Gas disperso en líquido: espumas. Por ejemplo: espuma de afeitado.
- Líquido disperso en un gas: aerosoles líquidos. Por ejemplo: la niebla.
- Sólido disperso en un gas: aerosoles sólidos. Por ejemplo: el humo.
- Líquido disperso en otro líquido: emulsión. Por ejemplo: la salsa mayonesa.
- Líquido disperso en un sólido: gel. Por ejemplo: la gelatina o el queso.

— **MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS**

Para separar mezclas heterogéneas:

→ **Filtración.**- Se hace pasar la mezcla por un medio poroso que retiene uno o varios de los componentes de la mezcla separándolos del resto.

→ **Centrifugación.**- Se imprime a la mezcla un movimiento de rotación que provoca la sedimentación de los componentes más densos (separándolos del resto de la mezcla).

→ **Decantación.**- Se deja reposar la mezcla hasta que, debido a la distinta densidad de los componentes, estos se separan.

Para separar mezclas homogéneas:

→ **Destilación.**- Se aprovechan los distintos puntos de ebullición de los componentes para separarlos. Se esa forma se evapora uno de ellos permaneciendo en el recipiente el resto de componentes.

→ **Evaporación.**- Se deja reposar la mezcla a temperatura ambiente hasta que el líquido se evapora quedando en el recipiente el sólido que se hallaba disuelto.

→ **Cromatografía.**- Se basa en separar los componentes de la mezcla en función de la distinta adherencia a la superficie de un sólido.

5.2 DISOLUCIONES

→ En química se denomina **disolución** a una mezcla homogénea de dos o más componentes.

— Toda disolución posee un **disolvente** o **medio dispersante** que no cambia de estado al formarse la disolución y suele ser el más abundante.

— El otro componente, que cambia de estado al formarse la disolución, se le llama **soluto** o **sustancia dispersa**.

— Por lo que si tras formarse la disolución los dos componentes mantienen su estado, se denominará soluto al que se halle en menor proporción y disolvente al que se halle en mayor proporción.

El soluto y el disolvente pueden pertenecer a cualquier estado (sólido, líquido y gas). En cualquier caso, la disolución se suele presentar en el mismo estado que el disolvente. Observa algunos ejemplos:

Estado de la disolución	Estado del disolvente	Estado del soluto	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	Aire
Líquido	Líquido	Gas	Coca-Cola
Líquido	Líquido	Líquido	Mezcla hidroalcohólica
Líquido	Líquido	Sólido	Agua con sal disuelta
Sólido*	Sólido*	Sólido*	Latón*

* Se denominan **aleaciones**.

La proporción de soluto en una disolución puede variar dentro de ciertos límites:

→ Una disolución está **saturada** cuando contiene la máxima cantidad posible de soluto. Si se añade más soluto a una disolución saturada, este ya no se disuelve y se deposita en el fondo. Si la cantidad de soluto está por debajo del máximo posible, se denomina **insaturada**.

→ La **solubilidad** de una sustancia indica la máxima cantidad de dicha sustancia que se puede disolver en una cantidad de disolvente dado a una temperatura concreta.

Por ejemplo la solubilidad del cloruro de sodio es de 35 g / 100 g de agua.

5.3 CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

→ La **concentración** de una disolución es la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución o de disolvente.

— Es importante notar que la concentración es la misma independientemente del volumen elegido de disolución.

Hay muchas formas de expresar la concentración por ejemplo, si la concentración de una disolución acuosa de cloruro sódico es de 5 g/L significa que hay 5 g de soluto por cada litro de disolución.

— PORCENTAJE EN MASA/VOLUMEN

Indica la masa de soluto que hay en 100 mL de disolución.

$$\text{concentración}(\% \text{volumen}) = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}(\text{g})}{\text{volumen}_{\text{disolución}}(\text{mL})} \cdot 100$$

— PORCENTAJE EN MASA/MASA

Indica la masa de soluto que hay en 100 g de disolución.

$$\text{concentración}(\% \text{masa}) = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}(\text{g})}{\text{masa}_{\text{disolución}}(\text{g})} \cdot 100$$

Cuando nos proporcionen un dato de concentración en % lo tomaremos como porcentaje masa/masa salvo que indiquen lo contrario.

— MOLARIDAD o CONCENTRACIÓN MOLAR

Indica los moles de soluto que hay en cada litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{cantidad}_{\text{solute}}(\text{mol})}{\text{volumen}_{\text{disolución}}(\text{L})}$$

— MOLALIDAD o CONCENTRACIÓN MOLAL

Indica los moles de soluto que hay disueltos en cada kilogramo de **disolvente**.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{cantidad}_{\text{solute}}(\text{mol})}{\text{masa}_{\text{disolvente}}(\text{kg})}$$

Es la única expresión de concentración que relaciona soluto con disolvente.

— FRACCIÓN MOLAR (X)

Indica los moles de soluto (o disolvente) por cada mol de disolución.

$$X_{\text{solute}} = \frac{\text{moles}_{\text{solute}}(\text{mol})}{\text{moles}_{\text{solute}} + \text{moles}_{\text{disolvente}}(\text{kg})}$$

$$X_{\text{disolvente}} = \frac{\text{moles}_{\text{disolvente}}(\text{mol})}{\text{moles}_{\text{solute}} + \text{moles}_{\text{disolvente}}(\text{kg})}$$

La suma de las fracciones molares de todos los componentes de la disolución es 1. Por tanto la fracción molar de cada componente siempre será < 1.

— CONCENTRACIÓN EN GRAMOS POR LITRO DE DISOLUCIÓN

Indica la cantidad en gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$\text{concentración}(\text{g} / \text{L}) = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}(\text{g})}{\text{volumen}_{\text{disolución}}(\text{L})}$$

— CONCENTRACIÓN EN PARTES POR MILLÓN

Indica la cantidad en miligramos de soluto que hay por cada kilogramo de disolución.

$$\text{concentración}(\text{ppm}) = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}(\text{mg})}{\text{masa}_{\text{disolución}}(\text{kg})}$$

— Una disolución de acuerdo a su concentración puede ser: **concentrada** (o **muy concentrada**) cuando hay mucha cantidad de soluto respecto al disolvente. Y se dice que una disolución está **diluida** (o **muy diluida**) cuando hay poca cantidad de soluto respecto al disolvente.

Por ejemplo: una disolución (de ácido clorhídrico en agua) en la que el 92% de la masa corresponde al soluto está muy concentrada mientras que una disolución al 0'5% está muy diluida.

— En general y salvo que se nos indique lo contrario, **los volúmenes de soluto y disolvente no son aditivos**. Por tanto, para preparar 1 L de disolución acuosa 0'5 M de cualquier sustancia habrá que añadir agua a 0'5 moles de soluto hasta obtener 1 L de disolución. Es un error frecuente afirmar que para preparar esa disolución hay que disolver 0'5 moles en 1 litro de agua (el volumen final obtenido es distinto a 1 litro). Aunque también es cierto que en disoluciones muy diluidas el error cometido es muy pequeño.

— DENSIDAD DE UNA DISOLUCIÓN

La densidad de una disolución relaciona la masa de disolución con volumen de disolución. Nunca expresa concentración, ya que la concentración relaciona soluto con disolución o disolvente.

$$\rho = \frac{\text{masa}_{\text{disolución}}}{\text{volumen}_{\text{disolución}}}$$

Si la densidad de una disolución es 1250 g/dm³ quiere decir que 1250 g de esa disolución ocupan un volumen de 1 dm³ pero no nos informa sobre la concentración.

Ejercicios:

24. Se disuelven 80 gramos de sosa cáustica NaOH en agua suficiente hasta obtener 4 L de disolución. Calcula la molaridad de la disolución. Na = 23, O = 16, H = 1.

Solución: 0'5 mol/L

25. ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico (HCl) hay en 100 cm³ de una disolución 0'25 M?
Cl=35'5, H=1.

Solución: 0'9125 g

26. Se dispone de una disolución acuosa 2 M de cloruro de sodio NaCl. ¿Qué volumen de la disolución contendrá 87'75 g de soluto? Na = 23, Cl = 35'5.

Solución: 0'75 L

27. Se disuelven 3 g de NaOH en agua suficiente obteniéndose 150 g de disolución. Calcula la concentración de la disolución en porcentaje masa/masa.

Solución: 2%

28. La concentración de una disolución de carbonato sódico NaCO₃ en agua es del 15%. ¿Qué cantidad de disolución contiene 90 g de carbonato sódico?

Solución: 60 g

29. ¿Qué masa de glucosa (C₆H₁₂O₆) debe disolverse en agua para preparar 250 mL de disolución 0'1 M? ¿Qué volumen de la disolución resultante contiene 0'01 moles de glucosa?
C =12, H = 1, O = 16.

Solución: 4'5 g . 0'1 L

30. Una disolución comercial de ácido sulfúrico contiene un 92% en masa de dicho ácido. Si su densidad es 1813 kg/m³, calcula el volumen de disolución comercial necesario para preparar 100 cm³ de una disolución 0'1 M. S = 32, H = 1, O = 16.

Solución: $V = 98/166'796 \cong 0'587544065 \text{ cm}^3$

31. En España se considera que una persona está “legalmente intoxicada” si su sangre contiene 0'5 g de alcohol etílico (etanol) C₂H₅OH por litro en sangre o más (que equivale aproximadamente a 0'25 mg por litro en aire expirado). Expresa esta concentración umbral en moles por litro.
C =12, H = 1, O = 16.

Solución: 0'01 mol/L

32. Un paciente tiene un nivel de colesterol de 214. Como muchas otras medidas bioquímicas, este resultado responde a las unidades mg/dL. Determina la concentración molar de colesterol en la sangre de ese paciente sabiendo que la masa molar del colesterol es 386'64 g / mol.
C =12, H = 1, O = 16.

Solución: Molaridad = $0'214/38'664 \cong 5'53 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

33. Una disolución de ácido sulfúrico tiene una concentración del 92% en masa. Si su densidad es de 1'813 g/mL, determina la molaridad de la disolución. S = 32, H = 1, O = 16.

Solución: Molaridad = $166'796/9800 = 17'02 \text{ mol/L}$

5.4 PRÁCTICAS CON DISOLUCIONES

— MATERIAL DE LABORATORIO



· **Vaso de precipitados:** recipiente de paredes rectas y fondo plano; tiene unas marcas orientativas (No sirve para medir volúmenes).



· **Matraz de Erlenmeyer:** matraz característico por su forma cónica, posee algunas marcas. Se utiliza mucho para agitar sustancias.

· **Matraz redondo de fondo plano:** matraz con forma esférica.



· **Matraz aforado:** tiene una marca llamada marca de enrase y una medida que indica el volumen que ocupa una muestra cuyo menisco es tangente a la marca de enrase.



· **Pipeta:** se utiliza para trasladar cantidades pequeñas (por succión).



· **Vidrio de reloj:** sirve para pesar o hacer pruebas.

· **Balanza (de granatario):** aparato utilizado para medir y comparar el peso de una muestra con el de una serie de pesas metálicas.



· **Embudo de decantación:** recipiente de vidrio de cuello largo y cuerpo ancho y redondo. Se utiliza para llevar a cabo la decantación. Posee una llave en el cuello que permite la salida de los materiales mas densos (se quedan al fondo).



· **Bureta:** recipiente cilíndrico y graduado parecido a la pipeta pero que dispone de una llave que permite o no la salida de la sustancia que contenga.



· **Probeta:** cilindro marcado que se utiliza para medir volúmenes.

· **Tubo de ensayo:** similar a la probeta en cuanto a forma, no está graduado y no se puede apoyar. Se suele utilizar para realizar reacciones a baja escala.



· **Gradilla:** es el soporte en el que se colocan los tubos de ensayo.





· **Embudo**: instrumento hueco de vidrio, terminado en un cuello usado para trasvasar líquidos.

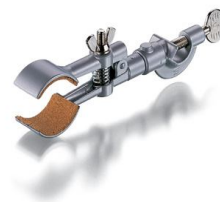


· **Papel de filtro**: material cortado en forma redondeada que se coloca en los embudos, para separar pequeñas partículas sólidas dispersas del resto.

· **Pie o soporte universal**: instrumento utilizado en el laboratorio para hacer diversos montajes con el resto del instrumental.



· **Pinzas**: instrumento utilizado entre otras cosas para fijar diversos elementos al soporte universal.



· **Trípode**: es un objeto metálico de tres pies, en el que se apoya la rejilla.



· **Rejilla**: instrumento formado por finas varillas metálicas. Se apoya sobre el trípode para que el calor de la llama llegue uniformemente a toda la base del recipiente.

· **Espátula**: se utiliza para coger muestras sólidas.



· **Varilla de vidrio o agitadora**: usada para revolver disoluciones.



· **Mechero bunsen**: aparato que funciona con gas utilizado entre otras cosas para esterilizar muestras.



· **Frasco lavador**: se utiliza básicamente para añadir una muestra líquida a un recipiente. Además facilita el lavado de otros utensilios como los tubos de ensayo.

· **Cápsula de porcelana**: se utiliza para calentar y evaporar líquidos, así como para fundir y cristalizar sólidos.



· **Mortero**: utensilio utilizado para machacar, triturar y mezclar sustancias sólidas.



□ **PRÁCTICA I.****PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN A PARTIR DEL SOLUTO Y EL DISOLVENTE**

Observa el siguiente ejemplo:

Ejercicio resuelto: Preparación de una disolución 0'1 M de cloruro de sodio.**Objeto:** preparar 100 mL de una disolución acuosa de cloruro sódico 0'1 M a partir de cloruro sódico comercial sólido de riqueza 100%.**Material:** Cloruro sódico comercial, agua destilada, papel para pesar, espátula o cucharilla, frasco lavador, pipeta de 5 mL, vaso de precipitados de 100 mL, varilla agitadora, matraz aforado de 100 mL y balanza.**Cálculos:**1º) Calculamos la masa molar del cloruro sódico: NaCl: $M(\text{NaCl}) = 23 + 35'5 = 58'5 \text{ g/mol}$.

2º) ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para preparar 100 mL (0'1 L) de disolución 0'1 M de NaCl?

$$\text{Molaridad} = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V}; \text{Molaridad} = \frac{m}{V}; 0'1 = \frac{58'5}{0'1}; m = 0'585 \text{ g de NaCl}$$

Metodología

1º) Encender la balanza electrónica y esperar que se estabilice en el 0.

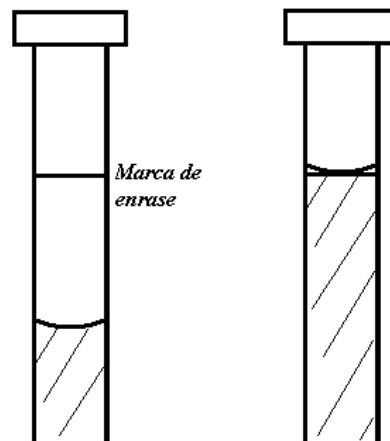
2º) Poner un papel encima para pesa (la balanza marcará su peso) y pulsar la tecla TARE. La balanza restará automáticamente el valor del peso del papel y se pondrá de nuevo a 0.

3º) Añadir sobre el papel poco a poco la cantidad necesaria de cloruro de sodio para preparar la disolución (0'585 g)

4º) Poner el cloruro sódico en un vaso de precipitados y añadir aproximadamente la mitad del agua (50 mL) y se agita con una varilla hasta que quede disuelto.

5º) Usando un embudo pasar esta solución al matraz aforado y completar con agua hasta la proximidad de su aforo (con un vaso lavador) con cuidado de no pasarse y después con la ayuda de una pipeta enrasar hasta que el menisco inferior del líquido coincida con la señal de enrase (obsérvese la imagen).

6º) Agitamos y ya tenemos 100 mL de disolución acuosa 0'1 M de NaCl.

# **Ejercicio:**

34. ¿Cuántos gramos de cloruro de potasio (KCl) son necesarios para preparar 100 mL de una disolución acuosa de cloruro de potasio 2 M? Describe el procedimiento para preparar dicha disolución en el laboratorio. Cl = 35'5, K = 39.

Solución: 14'9 g

□ **PRÁCTICA II.****PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN A PARTIR DE OTRA DISOLUCIÓN**

Observa el siguiente ejemplo:

Ejercicio resuelto: Preparación de una disolución de ácido clorhídrico 0'5 M a partir de una disolución comercial concentrada.

Objeto: preparar 100 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico 0'5 M a partir de una disolución comercial de ácido clorhídrico de riqueza 35% en masa y densidad 1'18 g/mL.

Material: Ácido clorhídrico comercial (Riqueza 35% en masa, densidad 1'18 g/mL), agua destilada, pipeta de 5 mL y matraz aforado de 100 mL.

Cálculos:

1º) Calculamos la masa molar del ácido clorhídrico: $M(\text{HCl}) = 1 + 35'5 = 36'5 \text{ g/mol}$.

2º) ¿Qué masa (en gramos) de HCl habrá en 100 mL de la disolución diluida 0'5 M que voy a preparar?

$$\text{Molaridad} = \frac{m}{V}; \quad 0'5 = \frac{36'5}{0'1}; \quad m = 1'83 \text{ g de HCl}$$

3º) ¿Qué masa (en gramos) de la disolución comercial concentrada hay que coger para conseguir la masa de HCl del apartado anterior?

$$c(\% \text{ masa}) = \frac{\text{masa}_{\text{solute}}(\text{g})}{\text{masa}_{\text{disolución}}(\text{g})} \cdot 100; \quad 35 = \frac{1'83}{\text{masa}_{\text{disolución}}(\text{g})} \cdot 100; \quad m_{\text{disolución}} = 5'22 \text{ g disolución concentrada}$$

4) ¿Qué volumen (en mililitros) de la disolución comercial concentrada representa la masa de HCl del apartado anterior?

$$d = \frac{m}{V}; \quad 1'18 = \frac{5'22}{V}; \quad V = 4'42 \text{ mL de disolución comercial concentrada}$$

Metodología

1º) Se pipetea 4'4 mL (utilizando el aspirador o una pera de goma) de la disolución comercial de HCl concentrada y se vierten en un matraz aforado de 100 mL.

2º) Con un frasco lavador se añade agua destilada poco a poco, haciéndola resbalar por las paredes, hasta la proximidad de la marca de enrase.

3º) Con una pipeta se añaden pequeñas cantidades de agua destilada hasta que el menisco inferior del líquido coincida con la señal de enrase. Agitar y ya está preparada la disolución (100 mL) de HCl 0'5 M.

Ejercicios:

35. El ácido nítrico comercial es una disolución acuosa que contiene un 70% en masa de HNO_3 , y su densidad es $1'41 \text{ g/mL}$. ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial se necesita para preparar 250 mL de una disolución de ácido nítrico $0'1 \text{ M}$? Describe el procedimiento para preparar dicha disolución en el laboratorio. $\text{H} = 1$, $\text{N} = 14$, $\text{O} = 16$.

Solución: $2'25/1'41 \cong 1'595744681 \text{ mL}$

36. Calcula qué volumen es necesario de una disolución de concentración 85% en masa y densidad $1'689 \text{ g/mL}$ para preparar $2'5 \text{ L}$ de una disolución $1'5 \text{ M}$ de ácido fosfórico H_3PO_4 . Describe el procedimiento para preparar dicha disolución en el laboratorio. $\text{H} = 1$, $\text{P} = 31$, $\text{O} = 16$.

Solución: $\frac{36750}{85 \cdot 1'689} \cong 255'9816111 \text{ mL}$

37. Describa, realizando los cálculos pertinentes cómo prepararía:
a) 500 mL de disolución acuosa 2 M de hidróxido de sodio a partir de “lentejas” de NaOH sólidas.
b) $1'5 \text{ L}$ de una disolución $0'25 \text{ M}$ a partir de la disolución del apartado anterior.
 $\text{H} = 1$, $\text{Na} = 23$, $\text{O} = 16$.

Solución: a) 40 g b) $187'5 \text{ mL}$

ANDALUCIA 04 (Examen 2, opción A, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

1. Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92% de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule:
- La molaridad de la disolución concentrada.
 - La molaridad de la disolución diluida.
- Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16.

Solución: a) $\frac{156'6}{9'8} \cong 15'97959184 \text{ mol/L}$ b) $\frac{3'312}{9'8} \cong 0'337959183 \text{ mol/L}$

ANDALUCIA 04 (Examen 2, opción B, ejercicio 4) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

2. a) Explique el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0'2 M de NaOH (masa molecular = 40).
- ¿Cuál es la concentración de OH-?
 - ¿Cuál es su pH?

Solución: Se necesitan 2 g de NaOH.

ANDALUCIA 04 (Examen 4, opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

3. a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1'19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0'3 M.
- b) Se toman 50 mL de la disolución 0'3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

Solución: a) $\frac{1095}{42'84} \cong 25'56022409 \text{ mL}$ b) 0'06 mol/L

ANDALUCIA 05 (Examen 2, opción A, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

4. Calcule:
- La molaridad de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0'91 g/mL.
 - El volumen de la disolución del apartado anterior que es necesario tomar para preparar 1'5 L de disolución 0'1 M. Masas atómicas: Cl = 35'5; H = 1.

Solución: a) $\frac{227'5}{36'5} \cong 6'232876712 \text{ mol/L}$ b) $\frac{21'9}{0'91} \cong 24'06593407 \text{ mL}$

ANDALUCIA 05 (Examen 4, opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

5. Una disolución acuosa de CH₃COOH, del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad. Calcule:
- La molaridad.
 - Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de CH₃COOH de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

Solución: a) $\frac{105'5}{60} = 1'758\bar{3} \text{ mol/L}$ b) $\frac{5275}{1527'5} \cong 3'453355155 \%$

ANDALUCIA 05 (Examen 5, opción A, ejercicio 6) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

6. Se mezclan 250 mL de una disolución 0'25 M de NaOH con 150 mL de otra disolución 0'5 molar de la misma base. Calcule la concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante. Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

Solución: 13'75 g/L

ANDALUCIA 06 (Examen 1, opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

7. Una disolución acuosa de H_3PO_4 , a 20 °C, contiene 200 g/L del citado ácido. Su densidad a esa temperatura es 1'15 g/mL. Calcule:
- La concentración en tanto por ciento en peso.
 - La molaridad.
- Masas atómicas: H = 1; O = 16; P = 31.

Solución: $\frac{200}{11'5} \cong 17'39130435 \%$ b) $\frac{200}{98} \cong 2'040816327 \text{ mol/L}$

ANDALUCIA 06 (Examen 3, opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

8. Una disolución de ácido acético tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL. Calcule:
- La molaridad de la disolución.
 - La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.
- Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Solución: a) 1'75 mol/L b) 0'175 mol/L

ANDALUCIA 06 (Examen 5, opción A, ejercicio 6) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

9. Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución 0'5 M de NaOH para que sea 0'3 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Solución: $1/15 \text{ L} \cong 66'67 \text{ mL}$

ANDALUCIA 06 (Examen 6, opción B, ejercicio 4) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

10. Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 500 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0'001 M a partir de otra 0'1 M.

Solución: se toman 5 mL de la primera disolución.

ANDALUCIA 07 (Examen 2, opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

11. Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.
- Calcule su molaridad.
 - Se diluyen 250 mL de esa disolución hasta un volumen doble. Calcule el número de átomos de potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.
- Masas atómicas: K = 39; H = 1; O = 16.

Solución: a) $15/7 \cong 2'142857143 \text{ mol/L}$ b) $3'225 \cdot 10^{22}$ átomos de K.

ANDALUCIA 07 (Examen 3, opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

12. A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1'17 g/mL.
- a) Calcule su molaridad. Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.
- b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2,5 M de KOH.

Solución: a) $\frac{280'8}{98} \cong 2'865306122 \text{ mol/L}$

ANDALUCIA 07 (Examen 4, opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

13. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20°C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:
- a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
- b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0'5 M del citado ácido? Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

Solución: a) $X_{\text{solute}} = \frac{4'5}{242'5} \cong 0'0186$ $X_{\text{disolvente}} = \frac{238}{242'5} \cong 0'9814$ b) 0'25 L

ANDALUCIA 08 (Opción B, ejercicio 5) / QUÍMICA II / DISOLUCIONES

14. Una disolución acuosa de alcohol etílico (C₂H₅OH) tiene una riqueza del 95 % y una densidad del 0,90 g · mL⁻¹. Calcula:
- a) La molaridad de la misma.
- b) Las fracciones molares de cada componente.
- DATOS: A_r (H) = 1 u; A_r (C) = 12 u; A_r (O) = 16 u.

Solución: a) $855/46 \cong 18'58695652 \text{ mol/L}$ b) $X_{\text{solute}} = \frac{855}{970} \cong 0'8814$ $X_{\text{disolvente}} = \frac{115}{970} \cong 0'1186$

6. GASES

6.1 ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

— La materia se presenta en la naturaleza, según las condiciones de presión y temperatura, en distintos **estados de agregación** o **fases**.

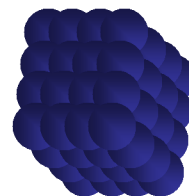
— Existen tres estados fundamentales de agregación de la materia: sólido, líquido y gas; e incluso un cuarto: plasma.

Bajo condiciones extremas de presión o temperatura se pueden dar otros estados como el condensado de Bose-Einstein en el que la temperatura es tan baja que los átomos apenas vibran. Posee una gran densidad.

— Las propiedades de estos estados se pueden explicar a partir de la **teoría cinético-molecular** de la materia, según la cuál la materia está formada por partículas que se hallan en continuo movimiento chocando entre sí de forma elástica (sin pérdidas de energía cinética).

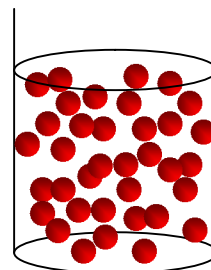
· **Estado sólido.** (Forma propia, volumen constante)

En el estado sólido las partículas apenas tienen movilidad, están muy próximas entre sí, ocupando posiciones fijas, de forma que solo puedan vibrar. Ello explica que los sólidos tengan forma propia, volumen constante y que sean incompresibles.



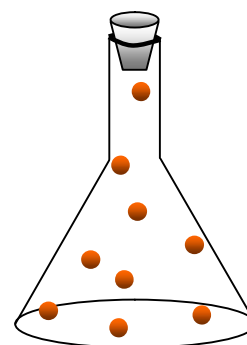
· **Estado líquido.** (Forma variable, volumen constante)

En el estado líquido las partículas están próximas entre sí pero no ocupan posiciones fijas y poseen cierta movilidad, que crece según aumenta la temperatura. El golpeo de las partículas contra las paredes del recipiente origina la presión hidrostática. De esta forma se explica que los líquidos tengan volumen constante que varía ligeramente con la temperatura, que adapten su forma al recipiente que los contiene y que sean incompresibles.



· **Estado gaseoso.** (Forma variable, volumen variable)

En el estado gaseoso la distancia entre las partículas es mayor que en los otros estados. Las partículas se mueven continuamente al azar en el recipiente. La movilidad aumenta con la temperatura. El choque de las partículas contra las paredes del recipiente genera la presión gaseosa. Así explicamos que los gases se adapten a la forma del recipiente que los contiene ocupando todo el volumen, que los cambios de temperatura produzcan variaciones importantes de volumen y que sean fácilmente compresibles.



El **plasma** es un gas en el que los átomos se mueven tan rápido que los electrones se escapan de la atracción del núcleo (resultando iones). El plasma por tanto es un gas ionizado; a diferencia de los gases ordinarios es muy buen conductor eléctrico (al estar libres los electrones las cargas tienen mucha movilidad). Las estrellas son esferas de plasma (y no de fuego). Las auroras boreales y los rayos, son nubes de plasma.

6.2 GAS IDEAL. LEYES DE LOS GASES IDEALES

6.2.1 VARIABLES DE ESTADO. LEYES DE: BOYLE, CHARLES Y GAY-LUSSAC

→ Un **gas ideal** es un gas hipotético compuesto por partículas puntuales que chocan de forma elástica (conservándose el momento y la energía cinética) entre sí y que no existe atracción ni repulsión entre ellas.

— Existen varias leyes que relacionan algunas de las variables que determinan el estado de un gas en un instante determinado, llamadas **variables de estado**, de las que destacamos tres: presión, volumen y temperatura.

→ **Presión**: magnitud que mide la fuerza aplicada por unidad de superficie. Se debe a los continuos choques del gas con las paredes del recipiente que lo contiene.

$$P = \frac{F}{S}$$

— Su unidad por el S.I. es el **Pascal (Pa)**. Siendo: $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$

Otras unidades de presión: atmósfera y milímetro de mercurio.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg} = 1'013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

→ **Volumen**: magnitud que mide el espacio que ocupa un cuerpo; en este contexto el recipiente que contiene al gas, puesto que el gas tiende a llenarlo por completo.

→ **Temperatura**: magnitud relacionada con la sensación de *frío* o *calor*. En física la temperatura está relacionada con la energía cinética media de las partículas del cuerpo. Cuanto mayor sea la temperatura con mayor velocidad se moverán.

— Su unidad por el S.I. es el **Kelvin (K)** que es la unidad de la escala absoluta donde el 0 K sería el **cero absoluto**, la temperatura más baja posible, donde cesa todo movimiento ($-273'15^\circ\text{C}$)

Otras unidades de temperatura: grado centígrado o Celsius y grado Fahrenheit.

$$T(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273$$

$$T(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9}(T(^{\circ}\text{F}) - 32)$$

— Cuando se habla de condiciones “normales” de presión y temperatura se hace referencia a:

$$P = 1 \text{ atm y } T = 273 \text{ K}$$

— Cuando se habla de condiciones “estándar” de presión y temperatura se hace referencia a:

$$P = 1 \text{ atm y } T = 298 \text{ K}$$

— LEY DE BOYLE-MARIOTTE (o simplemente “ley de Boyle”)

Fue enunciada por Robert Boyle y Edme Mariotte.

➤ Ley de Boyle - Mariotte.-

“En todo gas ideal a temperatura constante se tiene que el volumen y la presión son inversamente proporcionales.”

Se tiene:

$$P \cdot V = k \text{ (siendo } k \text{ un valor constante)} \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

— LEY DE CHARLES – GAY LUSSAC (o simplemente “ley de Charles”)

Sus autores son Louis Joseph Gay-Lussac y Jacques Charles al que se le atribuye el descubrimiento de esta ley.

➤ Ley de Charles.-

“En todo gas ideal sometido a presión constante se tiene que el volumen y la temperatura son directamente proporcionales.”

Se tiene:

$$\frac{V}{T} = k \text{ (siendo } k \text{ un valor constante)} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

— SEGUNDA LEY DE GAY LUSSAC (o simplemente “ley de Gay-Lussac”)

Fue enunciada en el año 1800 por el físico y químico francés Louis Joseph Gay-Lussac.

➤ Ley de Gay-Lussac.-

“En todo gas ideal cuyo volumen se mantiene constante el cociente entre la presión a la que está sometido y la temperatura que posea es constante.”

Se tiene:

$$\frac{P}{T} = k \text{ (siendo } k \text{ un valor constante)} \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

— Combinando las leyes anteriores:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

➤ **Ley combinada de los gases.**

Ejercicios:

38. Una determinada cantidad de un gas ocupa un volumen de 10 L a una presión de 1140 mm de Hg y 27°C de temperatura. ¿A qué temperatura ocupará un volumen de 5 L con una presión de 2 atm?

Solución: 200 K

39. Un gas ocupa un volumen de 3 L a 5 atm de presión a una determinada temperatura. ¿Qué volumen ocupará a 12 atm a la misma temperatura?

Solución: 1'25 L

40. Una bolsa de patatas fritas llena de aire y herméticamente cerrada ocupa un volumen de 200 mL a nivel del mar ($P = 700$ mm de Hg) y 20°C. ¿Qué le ocurrirá a la bolsa si la llevo a 2000 m de altura a la cuál se registra una presión atmosférica de 6000 mm de Hg?

Solución: $0'7/3 \cong 0'23$ L

41. Una muestra de 344 mg de H_2 ocupa un volumen de 4'5 L a 770 mm de Hg y 50°C. Calcula: el volumen que ocupará y su densidad en condiciones normales.

Solución: $V = \frac{94594'5}{24548} \cong 3'853450383$ L $\rho = \frac{8199'032}{94594'5} \cong 0'086675567$ g/L

6.2.2 VOLUMEN MOLAR DE UN GAS. HIPÓTESIS DE AVOGADRO

➤ Ley o hipótesis de Avogadro.-

“Volúmenes iguales de sustancias gaseosas distintas medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de partículas.”

— Según la hipótesis de Avogadro, el volumen que ocupa 1 mol de moléculas ($6'02 \cdot 10^{23}$ moléculas) de cualquier gas es el mismo (en las mismas condiciones de presión y temperatura).

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

→ El **volumen molar de un gas** es el volumen que ocupa un mol de ese gas.

— El volumen molar de un gas dependerá de la presión y la temperatura que posea. Sin embargo, se sabe que el volumen molar de un gas en condiciones normales (1 atm, 0°C = 273 K) es siempre constante:

$$V_0 = 22'4 \text{ L/mol}$$

Si sabemos el volumen de un gas en condiciones normales automáticamente podemos calcular cuanto moles hay en ese volumen aplicando la ley de Avogadro.

Sea V_0 el volumen molar de los gases en condiciones normales (22'4 L).

Sea V el volumen de n moles en condiciones normales.

$$\frac{n}{n_0} = \frac{V}{V_0} \Rightarrow \frac{n}{1} = \frac{V}{22'4} \Rightarrow \boxed{n = \frac{V}{V_0} \Rightarrow n = \frac{V}{22'4}}$$

Ejercicio resuelto:

Hallar el número de moles de moléculas de un gas que en condiciones normales de presión y temperatura ocupa 112 L.

Se sabe que 1 mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22'4 L.

Aplicando la ley de Avogadro:

$$\frac{22'4}{1} = \frac{112}{n_2} \Rightarrow \boxed{n_2 = 5 \text{ mol}}$$

Ejercicios:

42. Un matraz, cuyo volumen es de 10 L, contiene hidrógeno molecular (H_2) en condiciones normales.
 a) ¿Cuántos moles de hidrógeno hay en el matraz?
 b) ¿Y cuántos gramos?
 Masas atómicas: $H = 1$.

Solución: a) $5/11'2 \cong 0'446428571 \text{ mol}$ b) $10/11'2 \cong 0'892857142 \text{ g}$

43. a) Halla el nº de moléculas que hay en 1 mL de O_2 en condiciones normales.
 b) Si en vez de O_2 tuviéramos el mismo volumen de N_2 , ¿habría el mismo nº de moléculas?

Solución: a) $2'6875 \cdot 10^{19}$ moléculas b) Sí, como consecuencia de la ley de Avogadro.

44. Un matraz contiene 7'15 g de O_2 en condiciones normales, ¿cuál es el volumen del matraz?

Solución: a) $2'6875 \cdot 10^{19}$ moléculas b) Sí, como consecuencia de la ley de Avogadro.

6.2.3 ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES: LEY DE CLAPEYRON

$$\begin{array}{c}
 \boxed{\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}} \\
 \boxed{\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}}
 \end{array}
 \rightarrow
 \frac{P_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2} \Rightarrow \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = R$$

— **R**, es un valor constante, que se denomina **constante de los gases ideales**.

Cálculo de R: se sabe que 1 mol de un gas a 273 K y a 1 atm son 22'4 L

$$R = \frac{1 \cdot 22'4}{1 \cdot 273} = 0'082051... \Rightarrow R = 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Finalmente:

$$\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = R \Rightarrow \boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} \begin{array}{l} \text{➤ Ecuación de estado de los gases ideales.} \\ \text{➤ Ley de Clapeyron.} \end{array}$$

Otras formas de esta ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow P = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M} \Rightarrow P = \rho \cdot \frac{R \cdot T}{M}$$

Ejercicios:

45. ¿Es cierto que un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura ocupa un volumen de 22'4 L? ¿Y un mol de agua?

Solución: 22'386 L $\cong$ 22'4 L. No, esta ley solo se puede aplicar a gases.

46. Se llena un recipiente de 2 L de capacidad con oxígeno molecular O₂ a una temperatura de 30°C y una presión de 12 atm. ¿Qué masa de O₂ contiene dicho recipiente?

Masas atómicas: O = 16. R = 0'082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.

Solución: 128/4'141 $\cong$ 30'91040811 g

47. Determina la densidad del hidrógeno molecular H₂ cuando se encuentra sometido a una presión de 1 atm a 30°C suponiendo que en estas condiciones se halla en estado gaseoso.

Masas atómicas: H = 1. R = 0'082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹.

Solución: 2/24'846 $\cong$ 0'080495854 g/L

48. La densidad de un gas en condiciones normales de presión y temperatura es 3'17 g/L. ¿Cuál es su masa molar?

Solución: 70'96362 g/mol

6.3 MEZCLAS DE GASES

➤ Ley de Dalton.-

“La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de los componentes por separado.”

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

donde

$$\left\{ \begin{array}{l} P_T \text{ es la presión total de la mezcla de gases.} \\ P_1, P_2, P_3 \dots \text{ son las presiones parciales de cada gas} \\ \text{dentro del recipiente.} \end{array} \right.$$

Suponemos que tenemos una mezcla de tres gases.

— Sumando los moles de cada componente de la mezcla ($n_1 + n_2 + n_3$) se obtienen los moles totales (n_T). Y a partir de los moles totales la presión total que ejerce toda la mezcla se obtiene aplicando la ley de los gases ideales:

$$P_T V = n_T \cdot R \cdot T$$

— Y las presiones parciales:

$$P_1 V = n_1 \cdot R \cdot T$$

$$P_2 V = n_2 \cdot R \cdot T$$

$$P_3 V = n_3 \cdot R \cdot T$$

— Frecuentemente se utiliza la fracción molar de cada componente en la mezcla para calcular la presión parcial:

$$\# \text{ Fracciones molares de los componentes de la mezcla: } X_1 = \frac{n_1}{n_T} ; \quad X_2 = \frac{n_2}{n_T} ; \quad X_3 = \frac{n_3}{n_T}$$

Y las presiones parciales:

$$P_1 = X_1 \cdot P_T$$

$$P_2 = X_2 \cdot P_T$$

$$P_3 = X_3 \cdot P_T$$

Ejercicios:

49. En un matraz de 20 L de capacidad en el que previamente se ha hecho el vacío introducimos 2 moles de N_2 y 1'5 moles de O_2 . Calcula la presión total y la presión parcial de cada gas en la mezcla a 273 K. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución: $P_{N_2} = 2'2386 \text{ atm}$, $P_{O_2} = 1'67895 \text{ atm}$, $P_T = 3'91755 \text{ atm}$

50. El aire es una mezcla de gases. La composición en % en masa del aire es aproximadamente: 75'45% de N_2 , 23'2% de O_2 , 1'30% de Ar y 0'05% de CO_2 .
 a) Calcula la fracción molar de cada componente de la mezcla.
 b) ¿Qué presión soportará una botella de 1'5 L llena con 100 g de aire a una temperatura de 20°C?
 c) Calcula la presión parcial que ejerce cada gas en la mezcla.
 Masas atómicas: N = 14, O = 16, C = 12, Ar = 40. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución: a) $X_{N_2} \cong 0'78$, $X_{O_2} \cong 0'21$, $X_{Ar} \cong 0'0094$, $X_{CO_2} \cong 0'0003$ b) $P_T \cong 55'24378267$
 c) $P_{N_2} \cong 43'0901505 \text{ atm}$, $P_{O_2} \cong 11'6011944 \text{ atm}$, $P_{Ar} \cong 0'5192916 \text{ atm}$, $P_{CO_2} \cong 0'0165731 \text{ atm}$