

CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

IES EL CLOT
Valencia

Los átomos de distintos elementos pueden unirse mediante un enlace (iónico o covalente) formando un compuesto.

- Cuando se forma un compuesto se obtiene una nueva sustancia cuyas propiedades no tienen nada que ver con las de los elementos que lo forman.
- Cuando dos (o más) elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción.
- Una vez formado el compuesto no es fácil volver a obtener los elementos que lo integran. Algunas veces sólo podemos lograr una recuperación parcial (de alguno de los elementos) y hay que usar procedimientos muy distintos a los usados para separar las mezclas (decantación, filtración, destilación...) los cuales, en muchas ocasiones, implican el aporte de una cantidad considerable de energía.

Algunas veces los compuestos se pueden romper, y obtener los elementos que los forman, calentándolos fuertemente.

Por ejemplo, calentando un óxido de mercurio se desprende un gas: el oxígeno, y se observa que en las partes frías del recipiente que contiene el óxido aparecen unas gotitas brillantes de mercurio metálico.

NOTA. Para realizar este experimento hay que tomar precauciones. Los vapores de mercurio son muy tóxicos.

La electrolisis utiliza la corriente eléctrica para romper los compuestos y obtener los elementos que los integran.

De esta manera se puede descomponer el agua en sus elementos: hidrógeno y oxígeno.

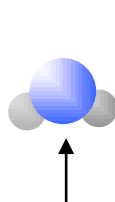
Una molécula es un conjunto de átomos unidos mediante enlace covalente. Cuando los átomos enlazados no son iguales tenemos la molécula de un compuesto.

La molécula es la unidad más pequeña de los compuestos, ya que si la rompemos obtendremos los elementos que la forman, pero ya no existirá el compuesto.

Las moléculas se representan mediante una fórmula química, que consta de los símbolos de los elementos que la forman, afectados de unos subíndices que indican la proporción en que los átomos están combinados.

Conviene recordar que **los compuestos iónicos no forman moléculas, sino grandes agregados de iones o cristales**. En este caso, la fórmula indica los iones enlazados y la proporción en que se encuentran.

Las moléculas tienen formas distintas: lineales, triangulares, tetraédricas que viene determinada por el número de átomos o grupos

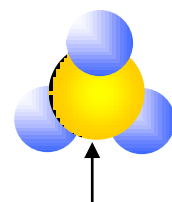


Molécula de agua.

Fórmula: H_2O

Proporción:

2 átomos de H
1 átomo de O



Molécula de trióxido de azufre.

Fórmula: SO_3

Proporción:

1 átomo de S
3 átomos de O

Na Cl

Fórmula de un compuesto iónico.

Iones que se enlazan: Cl^- y Na^+

Proporción:

1 ion Cl^-
1 ion Na^+

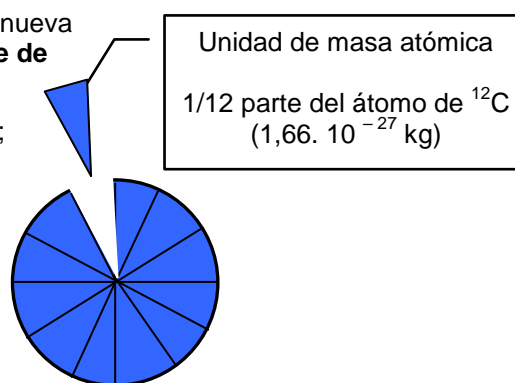
Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima. Tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados, obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables.

Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg y el de carbono $2,00 \cdot 10^{-26}$ kg

Por esta razón para medir la masa de los átomos se adopta una nueva unidad: **la unidad de masa atómica (u.m.a).** La u.m.a se define de la siguiente manera:

Consideremos un átomo del isótopo más abundante de C, el ^{12}C ; lo dividimos en doce partes iguales y tomamos una de ellas. La masa de esta parte sería la unidad de masa atómica.

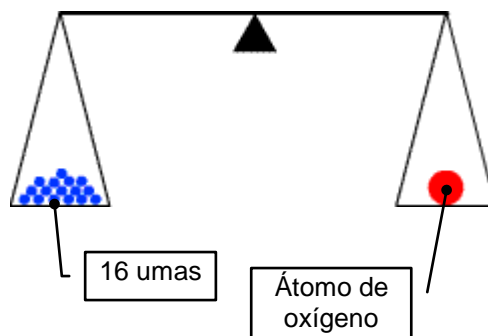
Se define la unidad de masa atómica como la doceava parte de la masa del átomo de ^{12}C



Considerando esta nueva unidad el ^{12}C tiene una masa de 12 u

La masa de los átomos se determina comparándola con la de la unidad de masa atómica.

Imaginemos una balanza capaz de pesar átomos (es una ficción, no es real). Si quisiéramos determinar la masa de un átomo de oxígeno lo pondríamos en un platillo e iríamos añadiendo unidades de masa atómica al otro. Cuando se equilibrara la balanza sólo tendríamos que contar cuántas umas hemos colocado en el otro platillo y tendríamos la masa del átomo de oxígeno en umas.



En el ejemplo que se puede ver a la derecha la masa del átomo de oxígeno considerado serían dieciséis umas (16 u).

Ejemplos:

Protón : 1,00728 umas

Neutrón: 1,00866 umas

Electrón: 0,00055 umas

La masa atómica del protón y del neutrón es muy aproximadamente 1 uma, mientras que la masa del electrón es notablemente más baja (aproximadamente 1830 veces más pequeña que la masa del protón)

Cuando se habla de la masa atómica de un elemento hemos de tener en cuenta *que los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales*. Existen isótopos que, aunque tienen idéntico comportamiento químico, son un poco mas pesados unos que otros (ya que tienen distinto número de neutrones).

El peso atómico se obtiene como media ponderada de los isótopos naturales del elemento.

Ejemplo:

El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos: ^{35}Cl y ^{37}Cl . El primero de ellos tiene una masa de 34,97 u y una abundancia del 75,53%, mientras que el segundo tiene una masa atómica de 36,97 u y una abundancia de 24,47%. Teniendo en cuenta estos datos la masa del elemento cloro se calcula de la siguiente forma:

$$(0,7553 \times 34,97) + (0,2447 \times 36,97) = 35,46 \text{ u}$$

Teniendo en cuenta lo anterior podríamos preguntarnos:

¿Cuántos átomos de ^{12}C sería necesario reunir para tener una masa "manejable" en el laboratorio, por ejemplo, 12,0 g (valor de la masa atómica expresada en gramos)?

$$0,012 \text{ kg de } ^{12}\text{C} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}}{12 \text{ u}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

El número **$6,02 \cdot 10^{23}$** es muy importante en química.

Recibe el nombre de **Número o Constante de Avogadro (N_A)**

Es el número de átomos de C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12 g (el valor de la masa atómica en gramos). Por tanto:

Masa de 1 átomo de C: 12,0 u

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C: 12,0 g

Comparemos ahora las masas de un átomo de C y uno de H:

Masa de 1 átomo de C : 12 u; masa de 1 átomo de H: 1 u

Observa que un átomo de H tiene una masa 12 veces inferior a uno de C.

Si ahora tomamos $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C y el mismo número de átomos de H, resultará que éstos tendrán una masa 12 veces menor:

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C: 12,0 g; masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de H: 1,0 g

Si repetimos este razonamiento para otros átomos llegaríamos a idénticas conclusiones:

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O: 16,0 g

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de N: 14,0 g

Masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de S: 32,0 g

Como se ha dicho más arriba, si se toma una cantidad de carbono, tal que contenga $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, y la pesamos, su masa será de 12,0 g.

Invirtiendo el razonamiento: **si pesamos 12,0 g de carbono, podemos asegurar que en esa cantidad habrá $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de C.**

Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades elementales.
 Cuando se usa el mol las unidades elementales pueden ser átomos, moléculas, iones... etc.
El mol es la unidad de cantidad de sustancia del Sistema Internacional de Unidades (S.I.)

Así:

1 mol de (átomos) de carbono	es la cantidad de carbono	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono	su masa es 12,0 g
1 mol de (átomos) de hierro	es la cantidad de hierro	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro	su masa es 63,5 g
1 mol de (moléculas) de agua	es la cantidad de agua	que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua	su masa es 18,0 g

La masa de 1 mol de sustancia es su masa atómica o molecular expresada en gramos.

El concepto de mol permite relacionar **la masa o el volumen de una sustancia** (medida en gramos o cm^3) con el número de entidades elementales que la forman (átomos, moléculas, iones...).

Podemos contar entidades elementales determinando la masa o midiendo volúmenes:

$$30,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 4,10 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2$$

$$2 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2,0 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 4,0 \text{ g H}_2$$

Si, por ejemplo, queremos coger el doble de moléculas de H_2 que de O_2 para que reaccionen, deberemos coger el doble de moles. Esto es: 4,0 g de H_2 y 32,0 g de O_2 :

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 32,0 \text{ g O}_2$$

Fórmulas químicas. Información que suministran

Las fórmulas usadas en química suministran gran información sobre los compuestos que representan.

Ejemplo: H_2CO_3

- La fórmula representa una molécula (unidad básica de un compuesto) de ácido carbónico. Esta molécula está formada por 2 átomos de H, 1 de C y 3 de O unidos mediante enlace covalente.
- La masa de una molécula de H_2CO_3 es 62,0 u (obtenida sumando las masas de los átomos)
- La masa de 1 mol (de moléculas) será 62,0 g

Apoyándonos en la fórmula podemos establecer la **composición centesimal del compuesto**. Esto es, su composición en tanto por ciento.

Ejemplo 1.

Obtener la composición centesimal del ácido carbónico (H_2CO_3)

Solución:

Calculamos primero la masa molecular del compuesto:

H_2CO_3	H: $1,0 \cdot 2 = 2,0$	La masa de una molécula de H_2CO_3 es 62,0 u.
	C: $12,0 \cdot 1 = 12,0$	La masa de un mol de H_2CO_3 es 62,0 g.
	O: $16,0 \cdot 3 = 48,0$	Esos 62,0 g, se distribuyen de la siguiente manera:
	<u>62,0</u>	<ul style="list-style-type: none"> • 2,0 g de H • 12,0 g de C • 48,0 g de O

Podemos plantear, por tanto, los siguientes cálculos para establecer el tanto por ciento de cada elemento:

$$\frac{2,0 \text{ g H}}{62,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 3,23 \frac{\text{g H}}{100 \text{ compuesto}} = 3,23 \% \text{ H}$$

$$\frac{12,0 \text{ g C}}{62,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 19,35 \frac{\text{g C}}{100 \text{ compuesto}} = 19,35 \% \text{ C}$$

$$\frac{48,0 \text{ g O}}{62,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 77,42 \frac{\text{g O}}{100 \text{ compuesto}} = 77,42 \% \text{ O}$$

Ejemplo 2.

¿Qué compuesto es más rico en oxígeno el KClO_3 o el N_2O_4 ?

KClO_3	K: $39,1 \cdot 1 = 39,1$	N_2O_4	N: $14,0 \cdot 2 = 28,0$
	Cl: $35,5 \cdot 1 = 35,5$		O: $16,0 \cdot 4 = 64,0$
	O: $16,0 \cdot 3 = 48,0$		
	<u>122,6</u>		<u>92,0</u>

$$\text{En el } \text{KClO}_3 : \frac{48,0 \text{ g O}}{122,6 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 39,15 \frac{\text{g O}}{100 \text{ compuesto}} = 39,15 \% \text{ O}$$

$$\text{En el } \text{N}_2\text{O}_4 : \frac{64,0 \text{ g O}}{92,0 \text{ compuesto}} \cdot \frac{100 \text{ g compuesto}}{100 \text{ g compuesto}} = 69,57 \frac{\text{g O}}{100 \text{ compuesto}} = 69,57 \% \text{ O}$$

Determinación de la fórmula de un compuesto conocida su composición centesimal

Ejemplo 3.

Se analiza un compuesto de C e H obteniéndose un 80,0% de C y un 20,0% de hidrógeno.

La determinación aproximada de su masa molar dio un valor de 29,5 g/mol.

Determinar la fórmula de la sustancia.

Solución:

El método propuesto por **Cannizzaro** permite averiguar la **fórmula probable** de la sustancia (también llamada **fórmula empírica**). Si además se conoce la masa molar (aunque sea aproximada), se puede determinar la **fórmula verdadera o molecular**.

Partimos del significado de la composición centesimal.

Que el compuesto tenga un 80% de C y un 20% de H, significa que si tomamos 100,0 g de compuesto, 80,0 g serán de C, y 20,0 g de H.

Calculamos a continuación los moles de cada elemento contenidos en 100 g de compuesto:

$$80,0 \text{ g C} \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,67 \text{ mol átomos C}$$

$$20,0 \text{ g H} \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1,0 \text{ g H}} = 20,0 \text{ mol átomos H}$$

Luego los átomos contenidos en 100,0 g de compuesto estarán en esa relación. Si tomamos el más pequeño de los valores como unidad, podemos determinar en qué relación están combinados. Para lograrlo dividimos todos los valores por el menor y aproximamos al valor entero:

$$\begin{array}{ll} \text{C: } \frac{6,67}{6,67} = 1 \rightarrow 1 & \text{Por tanto una fórmula posible para la molécula será } \text{CH}_3, \text{ pero hay que} \\ & \text{tener en cuenta que en las siguientes moléculas: } \text{C}_2\text{H}_6, \text{C}_3\text{H}_8 \text{ y } \text{C}_4\text{H}_{10}, \\ & \text{también los átomos están combinados en proporción } 1:3. \text{ Es decir, si no} \\ \text{H: } \frac{20,0}{6,67} = 2,9 \rightarrow 3 & \text{conocemos más datos solo podemos afirmar que la fórmula probable o} \\ & \text{empírica del compuesto será } (\text{CH}_3)_n \end{array}$$

El conocimiento de la masa molar del compuesto permite establecer cuál es la fórmula molecular. Efectivamente. La masa molar de CH_3 es 15,0 g/mol. Si nos dicen que la masa molar aproximada es 29,5 g/mol, deducimos que $n = 2$. Por tanto, la fórmula molecular del compuesto será: C_2H_6 .

Una vez determinada la fórmula molecular se puede establecer su masa molecular exacta sumando las masas atómicas de los átomos que la integran.

NOTA.

Puede ocurrir que tras la división por el menor número nos de números tales como:

Elemento A : 1,00

Elemento B : 1,45

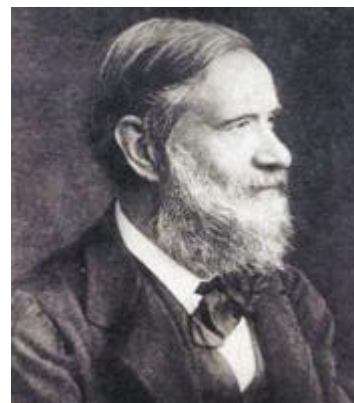
Elemento C : 2,95

Es decir, que alguno de los números esté próximo a 0,50, 1,50, 2,50...etc. En este caso para obtener subíndices enteros, multiplicamos por 2 todos los números obtenidos:

Elemento A : 1,00 \rightarrow 2

Elemento B : 1,45 \rightarrow 2,90 \rightarrow 3 Fórmula empírica: $(\text{A}_2\text{B}_3\text{C}_6)_n$

Elemento C : 2,95 \rightarrow 5,80 \rightarrow 6



Stanislao Cannizzaro
Palermo. Sicilia.
(1826 – 1910)



GASES

Teoría cinética de la materia

Para poder explicar (ver preguntas más abajo) y entender el comportamiento de la materia, existe un modelo teórico que se basa en los siguientes postulados:

- **La materia está formada por pequeñas partículas.**
- **Entre las partículas que forman la materia no existe nada.** Hay vacío.
- **Existen unas fuerzas atractivas que tienden a juntar las partículas.**
- **Las partículas que forma un sistema material no están quietas, se mueven.** La energía cinética que poseen es proporcional a la temperatura. Esto es, si la temperatura es baja, su movimiento será lento. Si la temperatura asciende, se mueven más rápidamente.

¿Cuál es la diferencia entre un sólido, un líquido o un gas?

En un sólido las fuerzas entre las partículas que lo forman son muy grandes, por eso están muy juntas formando estructuras ordenadas. Aun en los sólidos las partículas no están quietas, sino que tienen un movimiento de vibración.

En un gas las fuerzas de atracción entre las partículas, aunque existen, son muy débiles. Por tanto se mueven en todas direcciones, chocando continuamente unas con otras y contra las paredes del recipiente que las contiene. Existe una gran separación entre las partículas, hay grandes espacios vacíos.

En un líquido ocurre una situación intermedia. Las fuerzas entre partículas no son tan grandes como en los sólidos, ni tan débiles como en los gases. Las partículas están más separadas que en los sólidos, pero menos que en los gases.

¿Por qué, generalmente, los sólidos tienen densidades elevadas, mientras que los gases tienen una densidad baja y los líquidos presentan valores intermedios?

Si nos fijamos en la explicación anterior comprenderemos que en los sólidos la materia (partículas) tiende a estar muy junta. La masa por unidad de volumen será grande.

En los gases, al ser muy grande la separación entre las partículas, tendremos densidades pequeñas (poca masa por unidad de volumen), y en los líquidos la situación será intermedia.

¿Por qué los gases ejercen presión sobre las paredes de los recipientes? ¿Por qué la presión aumenta si metemos más gas o elevamos su temperatura?

Según la teoría cinética **la presión de un gas es debida a los continuos choques de las partículas que lo forman contra las paredes del recipiente.** Así entendemos que si metemos más gas en el recipiente, la presión aumenta (más choques), y si sacamos gas, la presión disminuye (menos choques).

Si elevamos la temperatura las partículas se moverán más rápidamente, lo que provocará un aumento de los choques.

Si enfiamos, se moverán más lentamente. Menos choques.

¿Qué ocurre cuando calentamos una sustancia?

Cuando calentamos, damos energía. **Esta energía es transferida a las partículas que forman la materia, lo que motiva que se muevan con mayor velocidad.**

Si por el contrario enfiamos, quitamos energía a las partículas que se moverán ahora más lentamente.

¿Por qué las sustancias cambian de estado?

El que una sustancia esté en un estado u otro, depende del equilibrio entre las fuerzas que tienden a juntar las partículas y de su tendencia a separarse, que será tanto mayor, cuanto mayor sea su energía. Si bajamos la temperatura, las partículas se moverán más lentamente y las fuerzas atractivas serán capaces de mantenerlas más juntas (el gas se transforma en líquido, y si seguimos enfriando, en sólido).

Si tenemos un sólido y lo calentamos, el movimiento de vibración de las partículas irá aumentando hasta que la energía sea suficiente para superar las fuerzas que las mantienen en sus posiciones. El sólido funde y se transforma en un líquido. Si seguimos calentando, pasará a gas.

Por tanto, según la Teoría Cinética los gases pueden ser descritos como:

- Pequeñas moléculas con un **movimiento caótico**: se mueven a gran velocidad y en todas direcciones, chocando continuamente unas con otras y contra las paredes del recipiente.
- La presión es debida a **los choques** de las moléculas del gas con las paredes del recipiente.
- La energía cinética es directamente proporcional a la temperatura absoluta ($E_c = k T$)
- Las fuerzas intermoleculares son muy débiles.

Con el fin de obtener un modelo matemático que pueda describir el comportamiento de un gas (ideal, no real), se realizan ciertas simplificaciones del modelo anterior:

- **Las moléculas de los gases se consideran puntos matemáticos (volumen nulo)**
- **No existen fuerzas entre las moléculas.**

Estas simplificaciones permitieron un tratamiento dinámico-cinemático de los gases, considerándolos como un conjunto muy grande de pequeñas partículas en movimiento, que dio como fruto la obtención de una ecuación que describe su comportamiento:

$$P V = n R T$$

Es la llamada **ecuación de estado para los gases ideales**, ya que relaciona las cuatro variables que caracterizan el estado de un gas:

- Presión (P). Medida en atmósferas (atm) ($1 \text{ atm} = 760 \text{ mm} = 101\,325 \text{ Pa}$)
- Volumen (V). Medido en litros (L)
- Número de moles (n)
- Temperatura. Medida en kelvin (K) ($K = 273 + C$)
- R es una constante, llamada constante de los gases ideales, que vale: $0,08206 \frac{\text{atm. litro}}{\text{K.mol}}$
- La ecuación de estado para los gases ideales no es aplicable estrictamente a los gases reales (ya que las hipótesis de partida no se cumplen), pero concuerda bastante bien con los datos obtenidos con gases no ideales, sobre todo si están a temperaturas no muy bajas y a presiones no demasiado elevadas.

Ejemplo 1

¿Cuál será el volumen ocupado por 0,50 moles de un gas medido a 20°C y 760 mm de presión?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,50 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\cancel{\text{K}} \cancel{\text{mol}}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 12,01 \text{ L}$$

Ejemplo 2

Se recogen 1,25 moles de CO_2 en un recipiente de 20 L y a una temperatura de 25°C . ¿Cuál será la presión ejercida por el gas?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n R T}{V} = \frac{1,25 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cancel{\text{mol}}} \cdot 298 \cancel{\text{K}}}{20 \cancel{\text{L}}} = 1,53 \text{ atm}$$

La ecuación para los gases ideales se puede escribir de otras formas equivalentes.

Por ejemplo si tenemos **a** gramos de un gas cuya masa molar es **M** g/mol, podemos calcular los moles de gas haciendo:

$$n = \frac{a}{M}$$

Por tanto, podemos escribir:

$$P V = \frac{a}{M} R T$$

Donde:

a = gramos de gas

M = masa molar del gas (g/mol)

Partiendo de la ecuación anterior:

$$P V = \frac{a}{M} R T$$

Operando, obtenemos:

$$P M = \frac{a}{V} R T = d R T$$

$$P M = d R T$$

Donde:

d = densidad del gas en g/L

Ejemplo 3

Calcular la masa molar de una sustancia gaseosa sabiendo que 3,8 g de la misma, recogidos en un recipiente de 2,0 litros a una temperatura de 15 °C, ejercen una presión de 770 mm

Solución:

$$P V = \frac{a}{M} R T; \quad M = \frac{a R T}{P V} = \frac{3,8 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 288 \text{ K}}{1,013 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}} = 44,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La determinación de la masa molecular por este procedimiento (aunque no sea exacta, ya que estamos considerando un gas ideal) puede servirnos para la determinación de la fórmula molecular de sustancias gaseosas por el método de Cannizzaro (ver tema Conceptos básicos de Química).

Ejemplo 4

Determinar la densidad del metano (CH₄) medida a 1,5 atm de presión y 80 °C de temperatura.

Solución:

$$P M = d R T; \quad d = \frac{P M}{R T} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 353 \text{ K}} = 0,83 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Ejemplo 5

En una reacción química se ha obtenido CO₂ que, una vez seco, se almacena en un matraz de 1,5 L a una temperatura de 18 °C, siendo su presión 800 mm. ¿Qué cantidad de gas (g) se ha obtenido en la reacción?

$$P V = \frac{a}{M} R T; \quad a = \frac{M P V}{R T} = \frac{44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,052 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 291 \text{ K}} = 2,91 \text{ g}$$

Partiendo de la ecuación de los gases ideales podemos deducir una serie de leyes (conocidas con anterioridad a la ecuación):

Procesos isotermos ($T = \text{cte}$). Ley de Boyle- Mariotte.

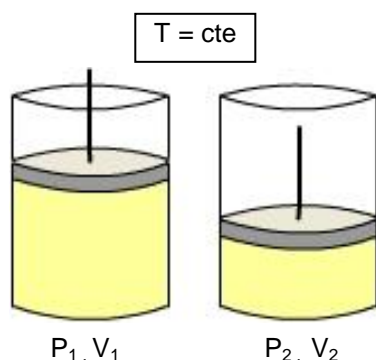
Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos la presión (manteniendo constante la temperatura) su volumen disminuye.

Si por el contrario disminuimos la presión, su volumen aumenta. La relación entre P y V se puede obtener a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P_1 V_1 = n R T$$

$$P_2 V_2 = n R T$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = 1; \quad P_1 V_1 = P_2 V_2; \quad P V = \text{Cte}$$



Robert Boyle
Inglaterra
(1627 – 1691)



Edme Mariotte
Francia
(1620 – 1684)

Ley de Boyle – Mariotte (1662)

En un proceso isotermo, el producto de la presión ejercida por un gas por el volumen ocupado es constante. P y V son inversamente proporcionales.

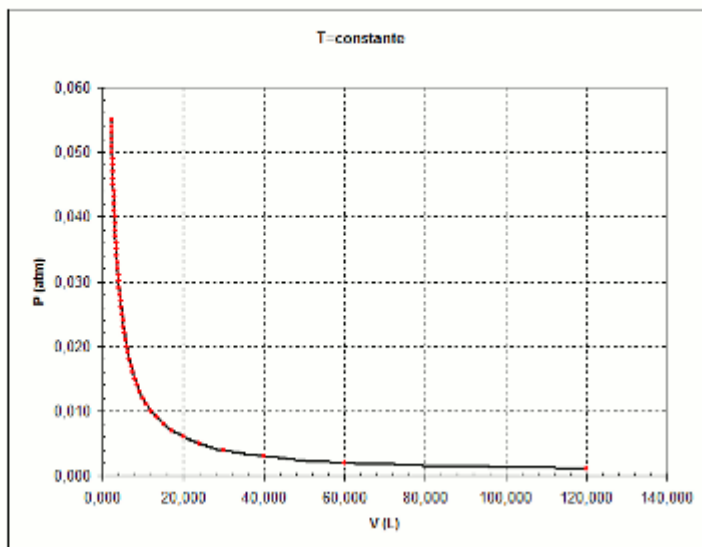
Valor de T
(invariable)

$T (^{\circ}\text{C})$	20,00
$T (\text{K})$	293,00

Valores de P (atm) y valor correspondiente de V (L).

P (atm)	V (L)
0,001	120,130
0,002	60,065
0,003	40,043
0,004	30,033
0,005	24,026
0,006	20,022
0,007	17,161
0,008	15,016
0,009	13,348
0,010	12,013
0,011	10,921
0,012	10,011
0,013	9,241
0,014	8,581
0,015	8,009
0,016	7,508
0,017	7,066
0,018	6,674
0,019	6,323
0,020	6,007
0,021	5,720
0,022	5,460
0,023	5,223
0,024	5,005
0,025	4,805
0,026	4,620

La representación gráfica de P frente a V da una hipérbola



Procesos isobaros (P = cte). Ley de Charles

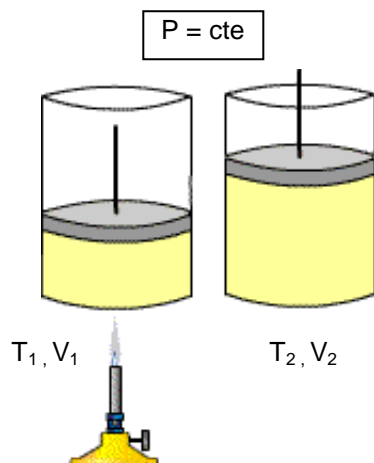
Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos su temperatura (manteniendo constante la presión), su volumen aumenta.

Si por el contrario disminuimos la temperatura, su volumen disminuye. La relación entre T y V se puede obtener a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P V_1 = n R T_1$$

$$P V_2 = n R T_2$$

$$\frac{P V_1}{P V_2} = \frac{n R T_1}{n R T_2}; \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad V_1 T_2 = V_2 T_1$$



Jacques Charles
Francia
(1746 – 1823)

Ley de Charles (1787)

En un proceso isobaro (P=cte), volumen y temperatura son directamente proporcionales.

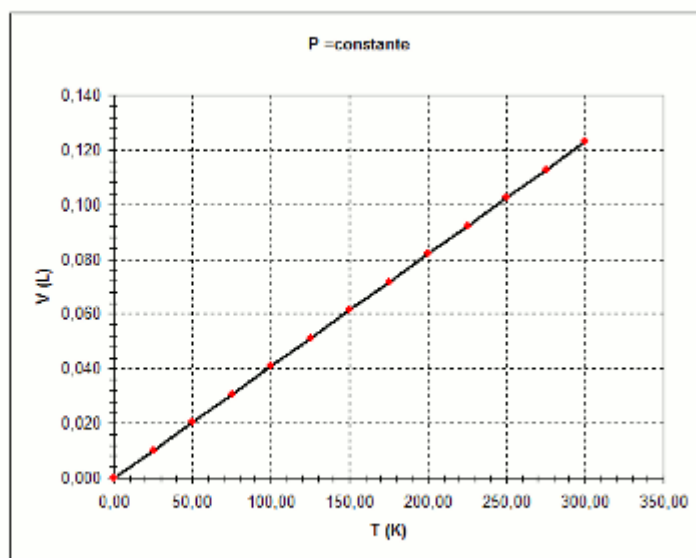
Valor de P
(invariable)

P (atm)	1,000
---------	-------

Valores de T (K) y valor correspondiente de V (L).

T (K)	V(L)
0,00	0,000
25,00	0,010
50,00	0,021
75,00	0,031
100,00	0,041
125,00	0,051
150,00	0,062
175,00	0,072
200,00	0,082
225,00	0,092
250,00	0,103
275,00	0,113
300,00	0,123

La representación gráfica de V frente a T es una recta que pasa por el origen.



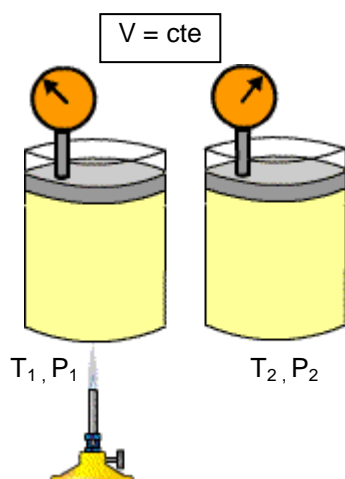
Procesos isocoros ($V = \text{cte}$). Ley de Gay-Lussac

Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos su temperatura (manteniendo constante el volumen), su presión aumenta.

Si por el contrario disminuimos la temperatura, su presión disminuye. La relación entre T y P se puede obtener a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$\begin{aligned} P_1 V &= n R T_1 \\ P_2 V &= n R T_2 \end{aligned}$$

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad P_1 T_2 = P_2 T_1$$



Louis J. Gay-Lussac
Francia
(1778 – 1850)

Ley de Gay-Lussac (1805)

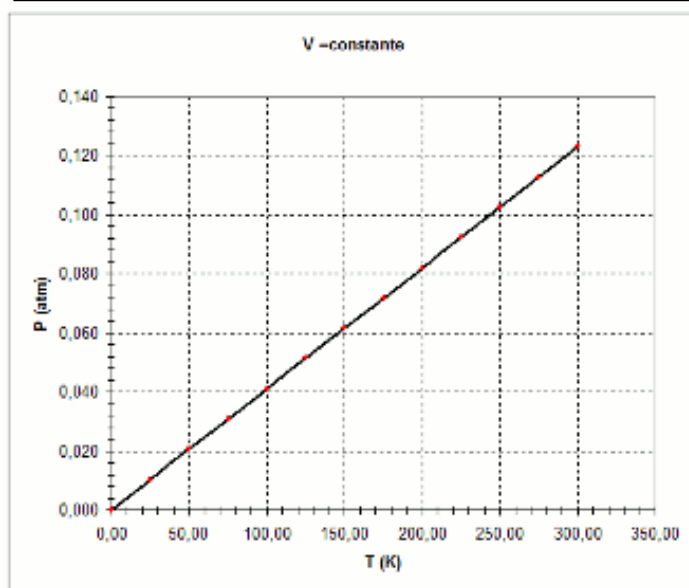
En un proceso isocoro ($V=\text{cte}$), presión y temperatura son directamente proporcionales.

Valor de V
(invariable)

V (L)	1,000
T (K)	P (atm)
0,00	0,000
25,00	0,010
50,00	0,021
75,00	0,031
100,00	0,041
125,00	0,051
150,00	0,062
175,00	0,072
200,00	0,082
225,00	0,092
250,00	0,103
275,00	0,113
300,00	0,123

Valores de T (K) y valor correspondiente de P (atm).

La representación gráfica de P frente a T es una recta que pasa por el origen.



Procesos en los que varían de forma simultánea P, V y T

Si, por ejemplo, modificamos de forma simultánea la presión y la temperatura de un gas contenido en un recipiente, su volumen se verá afectado. Para realizar los cálculos en este caso procedemos de manera análoga a los casos anteriores aplicando la ecuación de los gases ideales al estado inicial y al final:

$$\begin{array}{l} P_1 V_1 = n R T_1 \\ P_2 V_2 = n R T_2 \end{array} \quad \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{\cancel{n R} T_1}{\cancel{n R} T_2}; \quad \boxed{\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}}$$

Hipótesis de Avogadro.

La ecuación de los gases ideales sirve también para confirmar una hipótesis, emitida por Avogadro, que jugó un decisivo papel en el desenvolvimiento de la química. Concretamente, en el cálculo correcto de los pesos atómicos de los elementos.

Si consideramos volúmenes iguales de dos gases diferentes, medidos a igual presión y temperatura, llegamos a la conclusión que deben contener igual número de moles (o moléculas)

$$\begin{array}{l} P V = n_1 R T \\ P V = n_2 R T \end{array}$$

$$\boxed{\frac{P V}{P V} = \frac{n_1 R T}{n_2 R T}; \quad n_1 = n_2}$$



Amedeo Avogadro
Italia
(1776 – 1856)

Hipótesis de Avogadro (1811)

Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

De ello se deduce que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa, a una P y T dadas, debe ocupar idéntico volumen. Si fijamos P = 1 atm y T = 273 K (condiciones normales), tendremos que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupará:

$$P V = n R T; \quad V = \frac{n R T}{P} = \frac{1 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 22,4 \text{ L}$$

Un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso ocupa 22,4 L (volumen molar), siempre que el volumen se mida en c. n. (condiciones normales: 1 atm y 273 K)

Ejemplo 6

De la descomposición térmica del clorato de potasio se obtienen 0,130 moles de oxígeno que se recogen en un recipiente de 2 litros a 20 °C

- ¿Cuál será la presión en el recipiente?
- ¿Cuál será la presión ejercida si la temperatura se eleva hasta 50 °C?

Solución:

$$a) \quad P V = n R T; \quad P = \frac{n R T}{V} = \frac{0,130 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{2 \cancel{\text{L}}} = 1,56 \text{ atm}$$

b) Proceso a V = cte.

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad P_2 = \frac{T_2}{T_1} P_1; \quad P_2 = \frac{323 \cancel{\text{K}}}{293 \cancel{\text{K}}} \cdot 1,56 \text{ atm} = 1,72 \text{ atm}$$

Ejemplo 7

Cierta cantidad de gas se recoge en un matraz de 1,5 L a una temperatura de 20 °C y se determina su presión encontrándose que es 850 mm. Si se trasvasa el gas a un matraz de 1,0 L

- ¿A qué temperatura se deberá mantener el recipiente para que su presión sea como máximo de 1,60 atm?
- Determinar la cantidad de gas (moles)
- ¿Cuál será la presión si por descuido la temperatura se eleva hasta 15 °C?

Solución:

En este ejemplo se produce una variación simultánea de P, V y T, manteniéndose invariable la cantidad de gas.

a)

$$\begin{aligned} P_1 V_1 &= n R T_1 & \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} &= \frac{n R T_1}{n R T_2}; & \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} &= \frac{T_1}{T_2}; & T_2 &= T_1 \frac{P_2 V_2}{P_1 V_1} \\ P_2 V_2 &= n R T_2 \end{aligned}$$

$$T_2 = T_1 \frac{P_2 V_2}{P_1 V_1} = 293 \text{ K} \frac{1,60 \cancel{\text{atm}} \cdot 1,0 \cancel{\text{L}}}{1,12 \cancel{\text{atm}} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}} = 279 \text{ K} = 6 \text{ °C}$$

b) Usamos las condiciones iniciales para calcular la cantidad de gas

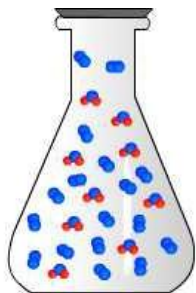
$$P_1 V_1 = n R T_1; \quad n = \frac{P_1 V_1}{R T_1} = \frac{1,12 \cancel{\text{atm}} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}} = 0,07 \text{ moles}$$

c) Aunque podemos resolver la cuestión usando los moles calculados en el apartado anterior, vamos a resolverlo usando datos del enunciado:

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad P_2 = P_1 \frac{T_2 V_1}{T_1 V_2} = 1,12 \text{ atm} \frac{288 \cancel{\text{K}} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}}{293 \cancel{\text{K}} \cdot 1,0 \cancel{\text{L}}} = 1,65 \text{ atm} = 1254 \text{ mm}$$

Si usáramos el resultado del apartado b), obtendríamos:

$$P V = n R T; \quad P = \frac{n R T}{V} = \frac{0,07 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 288 \cancel{\text{K}}}{1,0 \cancel{\text{L}}} = 1,65 \text{ atm} = 1254 \text{ mm}$$

Mezclas de gases. Presión parcial. Ley de Dalton

Mezcla de gases (vapor de H_2O y O_2). La presión total de la mezcla se puede calcular conociendo el número total de moles gaseosos.

En una mezcla de gases podemos calcular la presión total de la mezcla si conocemos el número total de moles gaseosos (n_{Tot}) aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P V = n_{\text{Tot}} R T$$

$$P = \frac{n_{\text{Tot}}}{V} R T = c R T$$

c = concentración en moles/L

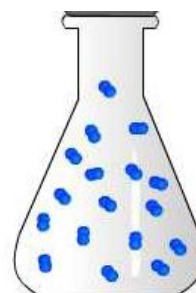
Para cada componente (p.e. el A) podemos definir lo que llamaremos **presión parcial (p_A)** como **la presión que ejercería si él solo ocupara el volumen total de la mezcla a la temperatura dada**.

Podemos calcular la presión parcial del componente A aplicando la ecuación de los gases ideales en las condiciones descritas:

$$p_A V = n_A R T$$

$$p_A = \frac{n_A}{V} R T = c_A R T$$

c_A = concentración en moles/L del componente A



Presión parcial del componente A (O_2) es la presión que ejercería si él solo ocupara el volumen total de la mezcla a la temperatura dada.

La ley de Dalton o ley de las presiones parciales (John Dalton, 1801) establece que la presión de una mezcla de gases, que no reaccionen químicamente, es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada uno de ellos a la temperatura de la mezcla.

Esto es, si consideramos una mezcla de tres gases: A, B y C y calculamos sus presiones parciales, se cumplirá que:

$$P = p_A + p_B + p_C$$

Se puede relacionar la presión parcial de un componente con la presión total de la mezcla.

Dividiendo las expresiones que nos dan la presión parcial de un componente y la total de la mezcla gaseosa, tenemos:

$$\frac{p_A V}{P V} = \frac{n_A R T}{n_{\text{tot}} R T}; \quad \frac{p_A}{P} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}; \quad p_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} P = x_A P;$$

$$\boxed{p_A = x_A P} \quad x_A = \text{fracción molar del componente A} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$$

Para una mezcla de (por ejemplo) tres componentes tendremos:

$$\left. \begin{array}{l} x_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} \\ x_B = \frac{n_B}{n_{\text{tot}}} \\ x_C = \frac{n_C}{n_{\text{tot}}} \end{array} \right\} x_A + x_B + x_C = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} + \frac{n_B}{n_{\text{tot}}} + \frac{n_C}{n_{\text{tot}}} = \frac{n_A + n_B + n_C}{n_{\text{tot}}} = \frac{n_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}} = 1; \quad \boxed{x_A + x_B + x_C = 1}$$

Ejemplo 8

En un matraz de 1,0 L se introducen 0,02 moles de oxígeno gas (O₂) y 0,03 moles de nitrógeno gas (N₂). Si la temperatura es de 20 °C. Calcular:

- La presión total de la mezcla gaseosa.
- La presión parcial de cada uno de los gases.
- Comprobar que se cumple la ley de Dalton.

Solución:

- Calculamos el número total de moles de gas contenidos en el matraz:

$$n = 0,02 \text{ moles} + 0,03 \text{ moles} = 0,05 \text{ moles}$$

Aplicando a la totalidad de la mezcla de gases la ecuación de los gases ideales podemos calcular la presión total de la mezcla:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T; \quad P_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{V} = \frac{0,05 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 1,20 \text{ atm}$$

- La presión parcial de cada gas podemos calcularla de dos formas distintas:

- Considerando que, por definición, la presión parcial es la que ejercería el gas considerado si él solo ocupara el volumen total de la mezcla a la temperatura dada:

$$p_{\text{O}_2} V = n_{\text{O}_2} R T; \quad p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} R T}{V} = \frac{0,02 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0,48 \text{ atm}$$

- Calculando la fracción molar del componente considerado:

$$x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{Tot}}} = \frac{0,02 \text{ moles}}{0,05 \text{ moles}} = 0,40 \quad p_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} P = 0,40 \cdot 1,20 \text{ atm} = 0,48 \text{ atm}$$

- Repitiendo el cálculo para el nitrógeno: $p_{\text{N}_2} = 0,72 \text{ atm}$

$$\text{Según la ley de las presiones parciales: } \boxed{P = p_{\text{O}_2} + p_{\text{N}_2}}$$

$$P = p_{\text{O}_2} + p_{\text{N}_2} = 0,48 \text{ atm} + 0,72 \text{ atm} = 1,20 \text{ atm}$$

Observamos que sumando las presiones parciales de ambos gases obtenemos la presión total de la mezcla, calculada por otro procedimiento en el apartado a), con lo que se demuestra que se cumple la ley de Dalton de las presiones parciales.

Masa molecular aparente de una mezcla de gases

Cuando varios gases (A, B,...) forman una mezcla gaseosa homogénea (por ejemplo el aire) podemos considerar el gas como un todo a efectos de cálculo y asignarle una masa molecular (aparente, ya que no es un compuesto) que podemos calcular de la forma siguiente:

$$\text{gramos gas} = \text{gramos gas A} + \text{gramos gas B} + \dots$$

$$n_{\text{gas}} M_{\text{gas}} = n_{\text{A}} M_{\text{A}} + n_{\text{B}} M_{\text{B}} + \dots$$

$$M_{\text{gas}} = \frac{n_{\text{A}} M_{\text{A}} + n_{\text{B}} M_{\text{B}} + \dots}{n_{\text{gas}}} = \frac{n_{\text{A}}}{n_{\text{gas}}} M_{\text{A}} + \frac{n_{\text{B}}}{n_{\text{gas}}} M_{\text{B}} + \dots = x_{\text{A}} M_{\text{A}} + x_{\text{B}} M_{\text{B}} + \dots$$

El dato que normalmente conocemos de una mezcla gaseosa es su composición o tanto por ciento en volumen:

$$\%(\text{volumen}) = \frac{V_{\text{A}}}{V_{\text{Tot}}} \cdot 100$$

Podemos obtener la relación existente entre el tanto por ciento en volumen y la fracción molar de la siguiente manera:

- Aplicando la ecuación de los gases, el volumen (total) de la mezcla vendría dado por:

$$P V_{\text{Tot}} = n_{\text{Tot}} R T; \quad V_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}$$

- El volumen ocupado por el gas A a la temperatura y presión de la mezcla, sería:

$$P V_A = n_A R T; \quad V_A = \frac{n_A R T}{P}$$

- Dividiendo ambas expresiones, obtenemos:

$$\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{\frac{n_A R T}{P}}{\frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A; \quad \boxed{\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A}$$

- Por tanto

$$\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A = \frac{\% \text{ volumen}}{100}$$

Ejemplo 9

Una mezcla de gases tiene una composición volumétrica de 20% de H_2 , 50 % de CO_2 y un 30% de N_2 . Calcular:

- La masa molecular aparente de la mezcla.
- La densidad de la mezcla, si se mide en c.n.
- La presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando se introducen 3,50 g de la mezcla en un recipiente de 2,00 L a 20 °C.

Solución:

- La masa molecular aparente de la mezcla la calculamos a partir de (ver más arriba):

$$M_{\text{gas}} = x_A M_A + x_B M_B = \frac{\% \text{ gas A}}{100} M_A + \frac{\% \text{ gas B}}{100} M_B + \frac{\% \text{ gas C}}{100} M_C$$

$$M_{\text{gas}} = 0,20 \cdot 2,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 0,50 \cdot 44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 0,30 \cdot 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 30,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- La densidad de la mezcla si se mide en c.n. (1 atm y 273 K), será:

$$P M_{\text{gas}} = d_{\text{gas}} R T; \quad d_{\text{gas}} = \frac{P M_{\text{gas}}}{R T}$$

$$d_{\text{gas}} = \frac{P M_{\text{gas}}}{R T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K}} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

- Calculamos el número de moles de gas (mezcla) introducidos en el recipiente:

$$n_{\text{gas}} = 3,50 \text{ g gas} \cdot \frac{1 \text{ mol gas}}{30,8 \text{ g gas}} = 0,114 \text{ moles gas}$$

La presión ejercida; considerado como gas ideal, será:

$$P V = n R T; \quad P = \frac{n R T}{V} = \frac{0,114 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 1,37 \text{ atm}$$

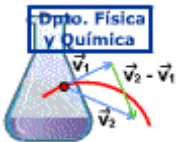
La presión parcial del H_2 , será:

$$p_{\text{H}_2} = x_A P = 0,20 \cdot 1,37 \text{ atm} = 0,274 \text{ atm}$$

Procediendo de manera análoga:

$$p_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} P = 0,50 \cdot 1,37 \text{ atm} = 0,685 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} P = 0,30 \cdot 1,37 \text{ atm} = 0,411 \text{ atm}$$

	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.

Hay muchos tipos de disoluciones. Se mencionan a continuación las más importantes:

Disoluciones sólido - líquido. Ejemplo: azúcar y agua. El soluto es el sólido y el disolvente el líquido.

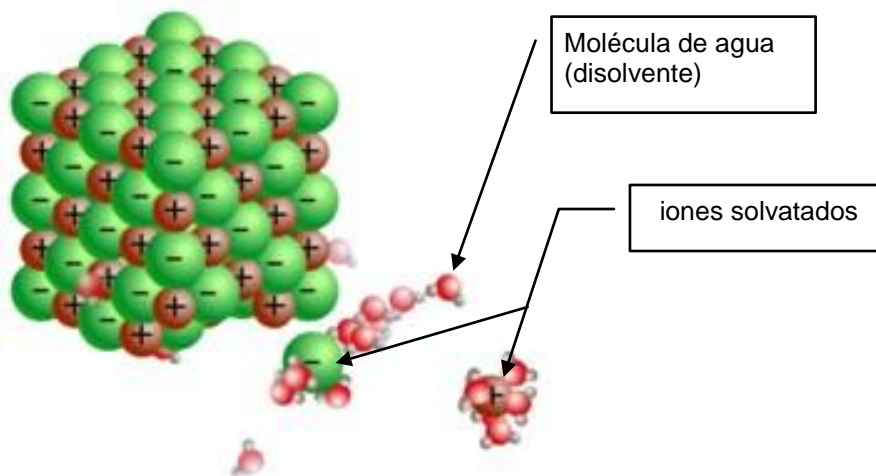
Disoluciones líquido - líquido. Ejemplo: alcohol y agua. Si preparamos una disolución mezclando 250 cm³ de alcohol y 500 cm³ de agua, el soluto será el alcohol y el disolvente el agua.

Disoluciones líquido- gas. Ejemplo: oxígeno y agua. El soluto es el gas, el disolvente el líquido.

Disoluciones gas - gas. Ejemplo: el aire. Se considera soluto el oxígeno (21%) y disolvente el nitrógeno (79%) (se considera que el aire está formado sólo por oxígeno y nitrógeno).

La disolución de un sólido es un proceso bastante complejo que implica la rotura de los enlaces existentes entre los iones del sólido que abandonan el cristal y se rodean de moléculas del disolvente (**solvatación**).

La solvatación de los iones es un proceso exotérmico, gracias al cual la disolución del sólido es un proceso espontáneo.



¿Cuánto soluto se puede disolver en una cantidad dada de disolvente?

Podemos contestar que **una cantidad máxima**. Si vamos añadiendo soluto (p.e. azúcar) poco a poco, observamos que al principio se disuelve sin dificultad, pero si seguimos añadiendo llega un momento en que el disolvente no es capaz de disolver más soluto y éste permanece en estado sólido, “posando” en el fondo del recipiente.

La cantidad máxima de soluto que se puede disolver recibe el nombre de **solubilidad** y depende de varios factores:

- De quién sea el soluto y el disolvente. Hay sustancia que se disuelven mejor en unos disolventes que en otros.
- De la temperatura. Normalmente la solubilidad de una sustancia aumenta con la temperatura.

Como las disoluciones se pueden preparar mezclando cantidades variables de soluto y disolvente, se hace necesario establecer una forma para poder indicar estas cantidades, lo que se conoce con el nombre de **concentración de la disolución**.

Una manera (muy poco precisa) de indicar la concentración de una disolución es con las palabras: **diluida, concentrada y saturada**.

Disolución diluida: aquella que contiene una cantidad pequeña de soluto disuelto.

Disolución concentrada: si tiene una cantidad considerable de soluto disuelto.

Disolución saturada: la que no admite más soluto (ver más arriba)

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.

Ejemplo 1.

Indica los pasos a seguir para preparar 150 cm³ de disolución de sal común de concentración 15 g/l.

Solución:

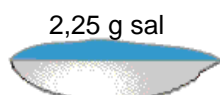
Según la definición de concentración en gramos litro dada más arriba, la disolución a preparar contendrá 15 g de sal común en 1 litro de disolución.

Calculo la cantidad de sal que contendrán los 150 cm³ de disolución:

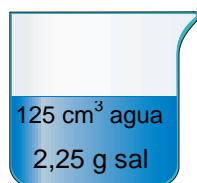
$$150 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \times \frac{15 \text{ g sal}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 2,25 \text{ g de sal}$$

Para preparar la disolución sigo los siguientes pasos:

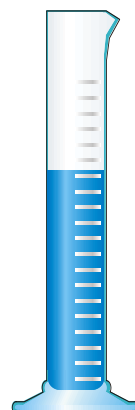
1. Se pesan en la balanza 2,25 g de sal.
2. En un vaso se echa una cantidad de agua inferior a 150 cm³. Por ejemplo, 125 cm³. Se disuelve la sal en el agua. Al final del proceso se puede observar que el volumen ya no es 125 cm³ sino algo más, debido a la presencia del soluto disuelto.
3. Se completa con agua hasta los 150 cm³.



1. Pesar el soluto



2. Disolver en un volumen de disolvente menor que el de la disolución que hay que preparar.



150 cm³ disolución

3. Completar con más disolvente hasta el volumen de disolución pedido.

Ejemplo 2.

Disponemos de 500 cm³ de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 20 g/l. Si queremos tener 7 g de azúcar ¿qué volumen de disolución deberemos tomar?

Solución:

Aprovechamos el dato de concentración para calcular la cantidad de soluto solicitada:

$$7 \text{ g azúcar} \frac{1 \text{ litro disolución}}{20 \text{ g azúcar}} = 0,35 \text{ l disolución} = 350 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Ejemplo 3

Preparamos una disolución de bicarbonato en agua, tal que su concentración sea de 25 g/l. Si tomamos 125 cm³ de esta disolución ¿qué cantidad de bicarbonato estaremos tomando?

$$125 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{25 \text{ g bicarbonato}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 3,13 \text{ g bicarbonato}$$

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.

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

Ejemplo 4

Se desean preparar 250 cm³ de una disolución de cloruro potásico en agua, cuya concentración sea 0,30 M. Realizar los cálculos necesarios e indicar cómo se procedería.

Solución:

Una disolución 0,30 M es la que contiene 0,30 moles de soluto por litro de disolución. Calculamos por tanto la cantidad de soluto necesario:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disolución} \frac{0,30 \text{ moles KCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 5,6 \text{ g KCl}$$

Factor que convierte cm³ de disolución en moles de soluto

Factor que convierte moles en gramos.

Disolveríamos 5,6 g de KCl en 200 cm³ de agua. Una vez disuelto lo transvasamos a un matraz aforado de 250 cm³ y completamos, enrasando con cuidado, hasta 250 cm³.

Ejemplo 5

Para cierta reacción química necesitamos tomar 5,4 g de sulfato de cobre (II) y se dispone de una disolución de dicha sal de concentración 1,50 M. Calcular el volumen de disolución que sería necesario tomar.

Solución:

$$5,4 \text{ g CuSO}_4 \frac{1 \text{ moles CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1,50 \text{ mol CuSO}_4} = 22,6 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Factor que convierte gramos en moles.

Factor que convierte moles de soluto en cm³ de disolución.

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.

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

Normalmente esta forma de expresar la concentración viene complementada por el dato de la densidad de la disolución que permite transformar gramos de disolución en cm^3 .

Ejemplo 6.

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % ($d = 1,18 \text{ g/cm}^3$).

- Determinar el volumen de la misma que se debe tomar si se desea que contenga 10,5 g de HCl
- Calcular su concentración en moles/L.

Solución:

a)

$$10,5 \text{ g HCl} \frac{100 \text{ g disol.}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1,18 \text{ g disol.}} = 25,4 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm^3 .

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \frac{1,18 \text{ g disol.}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}}{1 \text{ L disol.}} = 11,32 \frac{\text{moles HCl}}{\text{L}} = 11,32 \text{ M}$$

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm^3 .

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo 7

Se dispone de ácido nítrico del 70% ($d = 1,41 \text{ g/cm}^3$) y se desea preparar 250 cm^3 de una disolución 2,5 M. Indicar cómo se procedería.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de soluto (HNO_3) necesario para preparar 250 cm^3 de disolución de concentración 2,5 M:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ disol.} \frac{2,5 \text{ moles HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol.}} = 0,625 \text{ moles HNO}_3$$

$$0,625 \text{ moles HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 39,4 \text{ g HNO}_3$$

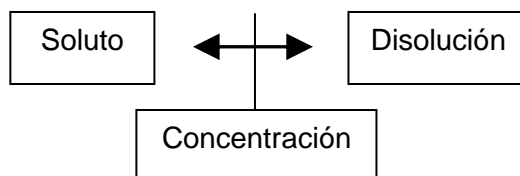
Calculamos ahora el volumen de ácido del 70% que contenga esa cantidad de HNO_3

$$39,4 \text{ g HNO}_3 \frac{100 \text{ g ácido}}{70 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,41 \text{ g ácido}} = 39,9 \text{ cm}^3 \text{ ácido}$$

Para preparar la disolución deberemos medir $39,9 \text{ cm}^3$ de ácido del 70 %, echar agua (unos 150 cm^3) en un matraz aforado de 250 cm^3 y verter el ácido sobre el agua. A continuación añadir más agua con cuidado hasta completar los 250 cm^3 .

A la hora de resolver problemas de disoluciones conviene tener en cuenta algunas cosas:

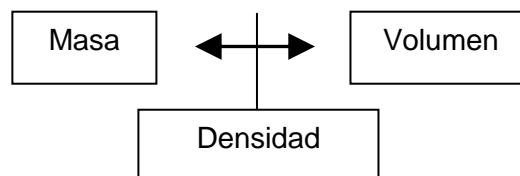
- La mayor parte de los problemas se reducen a transformar **soluto** en **disolución** o a la inversa. La clave para hacerlo está en el **dato de concentración** que es el factor de conversión que permite realizar la transformación buscada:



La dificultad estriba, normalmente, en que las unidades del soluto o de la disolución no coinciden con las del dato de concentración y es necesario realizar una transformación previa para poder introducir el factor de conversión facilitado por el dato de concentración.

Siendo un dato fundamental en la resolución del problema planteado es imprescindible explicitar con claridad cuál es el significado del dato de concentración.

- El dato de densidad de la disolución permite pasar de masa (g) de disolución a volumen (ml) de disolución.



Es conveniente tener claro la diferencia entre el dato de densidad (expresado normalmente en g/ml) y la concentración si está expresada en g/L o en g/ml

El dato de densidad se refiere siempre a la disolución y nos informa de cual es la masa de la unidad de volumen. Si tenemos, por ejemplo, una disolución de ácido sulfúrico cuya densidad sea $1,80 \text{ g/ml}$, podemos asegurar que si medimos 1 ml de la misma su masa será $1,80 \text{ g}$. O bien, que 250 ml (por ejemplo) tendrán una masa de 450 g .

Ejemplo. 8

Se necesitan $1,30$ moles de ácido nítrico (HNO_3). ¿Qué volumen de ácido del 36% y $d = 1,22 \text{ g/ml}$ deberemos tomar?

Solución:

El problema radica en pasar de soluto (HNO_3) a disolución (del 36%).

Analicemos el dato de concentración:

Ácido del 36% significa que de 100 g de disolución (que llamaremos "ácido") 36 g son de ácido nítrico puro (HNO_3) y el resto (64 g) de agua. Es decir:

$$\frac{36 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g ácido}}$$

Partamos del dato ($1,30$ moles de HNO_3). Si tratamos de convertirlo en disolución (ácido) usando el dato de concentración (ver arriba), vemos que no es posible, ya que en éste el soluto no está expresado en moles sino en gramos. En consecuencia hemos de introducir un factor de conversión previo que transforme moles en gramos:

$$1,30 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3} = 227,5 \text{ g ácido}$$

Diagram labels:

- Dato de partida** points to $1,30 \text{ moles HNO}_3$.
- Factor intermedio para transformar moles en gramos** points to $\frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3}$.
- Dato de concentración** points to $\frac{100 \text{ g ácido}}{36 \text{ g HNO}_3}$.

Para llegar a la solución buscada sólo nos resta transformar gramos de ácido en ml de ácido, para lo cual usamos el dato de densidad:

$$227,5 \cancel{\text{ g ácido}} \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \cancel{\text{ g ácido}}} = 186,5 \text{ ml}$$

Dato de densidad.

El problema puede resolverse en un sólo paso enlazando todos los factores según se muestra a continuación:

$$1,30 \cancel{\text{ moles HNO}_3} \frac{63 \cancel{\text{ g HNO}_3}}{1 \cancel{\text{ mol HNO}_3}} \frac{100 \cancel{\text{ g ácido}}}{36 \cancel{\text{ g HNO}_3}} \frac{1 \text{ ml ácido}}{1,22 \cancel{\text{ g ácido}}} = 186,5 \text{ ml ácido}$$

- A la hora de preparar una disolución **el primer dato que deberemos de tener es la cantidad de soluto necesario**. Si no nos lo dan, ese será el primer cálculo. Una vez obtenido estamos en el caso típico de pasar de soluto a disolución.

Ejemplo. 9

Se desea preparar 250 ml de una disolución 0,5 M a partir de otra 6,5 M. Indicar el procedimiento

Solución:

El primer paso será saber la cantidad de soluto necesario partiendo del dato dado en el enunciado, 250 ml de disolución (paso de disolución a soluto):

$$250 \cancel{\text{ ml disolución}} \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \cancel{\text{ ml disol}}} = 0,125 \text{ moles soluto}$$

Ahora transformamos moles de soluto en volumen de la segunda disolución (paso de soluto a disolución):

$$0,125 \cancel{\text{ moles soluto}} \frac{1000 \text{ ml disol}}{6,5 \cancel{\text{ moles soluto}}} = 19,2 \text{ ml disolución}$$

Como en el ejemplo anterior el problema se puede resolver en un solo paso (dis1= disolución 0,5 M y dis2 = disolución 6,5 M)

$$250 \cancel{\text{ ml dis1}} \frac{0,5 \cancel{\text{ moles soluto}}}{1000 \cancel{\text{ ml dis1}}} \frac{1000 \text{ ml dis2}}{6,5 \cancel{\text{ moles soluto}}} = 19,2 \text{ ml dis2}$$

Procedimiento:

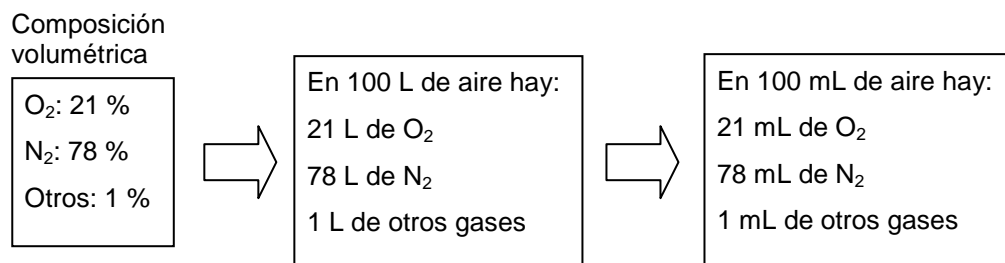
1. Medimos 19,2 ml de la disolución 6,5 M. Esos 19,2 ml contienen 0,125 moles de soluto.
2. Añadimos agua hasta completar 250 ml de disolución. La disolución obtenida contendrá, por tanto, 0,125 moles de soluto en 250 ml de disolución (será 0,5 M)

El tanto por ciento en volumen es otra forma de expresar la concentración usada, fundamentalmente en mezclas de gases y, también, para expresar la graduación alcohólica de las bebidas

Se define el tanto por ciento en volumen como el volumen de soluto que hay en 100 volúmenes de disolución:

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

Un ejemplo típico de esta forma de dar la concentración es la composición volumétrica del aire:



Un dato importante es que existe una relación entre el tanto por ciento en volumen, el número de moles de cada componente y el número de moles totales de gas (mezcla):

- Aplicando la ecuación de los gases, el volumen (total) de la mezcla vendría dado por:

$$P V_{\text{Tot}} = n_{\text{Tot}} R T; \quad V_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}$$

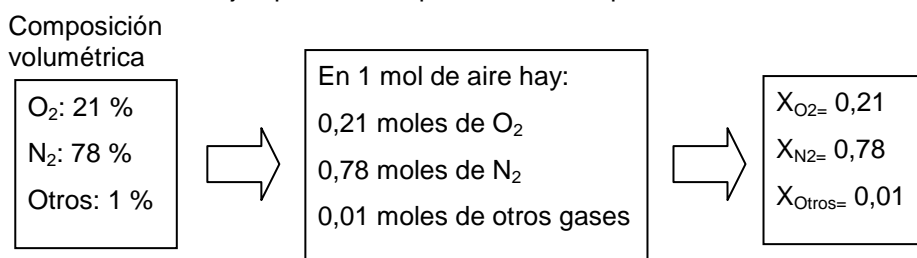
- El volumen ocupado por el gas A a la temperatura y presión de la mezcla, sería:

$$P V_A = n_A R T; \quad V_A = \frac{n_A R T}{P}$$

- Dividiendo ambas expresiones, obtenemos:
- $$\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{\frac{n_A R T}{P}}{\frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A; \quad \boxed{\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A}$$

Por tanto: $\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A = \frac{\% \text{ volumen}}{100}$; $x_A = \text{fracción molar del componente A} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$

Así, considerando el ejemplo del aire, podemos decir que:



En el caso de las bebidas alcohólicas los grados son, ni más ni menos, **el tanto por ciento en volumen de alcohol**. Así, un vino cuya graduación alcohólica sea de un 12,5^o es de un 12,5 % en volumen en alcohol. Es decir, en 100 mL de vino hay 12,5 mL de alcohol (puro). Si consideramos que la densidad del alcohol es de 0,8 g/mL se puede calcular fácilmente la masa de alcohol ingerida:

$$12,5 \text{ mL alcohol} \cdot \frac{0,80 \text{ g alcohol}}{1 \text{ mL alcohol}} = 10 \text{ g alcohol}$$

La OMS recomienda no sobrepasar los 30 g de alcohol/día para los hombres y los 20 g de alcohol/día para las mujeres.

El nivel de alcohol en sangre (máximo permitido en la conducción de vehículos: 0,5) se puede calcular a partir de las expresiones siguientes:

Hombres

$$\frac{\text{g alcohol ingerido}}{\text{Masa corporal (kg)} \cdot 0,70}$$

Mujeres

$$\frac{\text{g alcohol ingerido}}{\text{Masa corporal (kg)} \cdot 0,60}$$

Propiedades coligativas

Se denominan **propiedades coligativas a aquellas que dependen solo de la cantidad de partículas** (átomos, iones o moléculas) de soluto presentes en la disolución y no de la naturaleza de las mismas.

Estudiaremos aquí tres propiedades coligativas de las disoluciones:

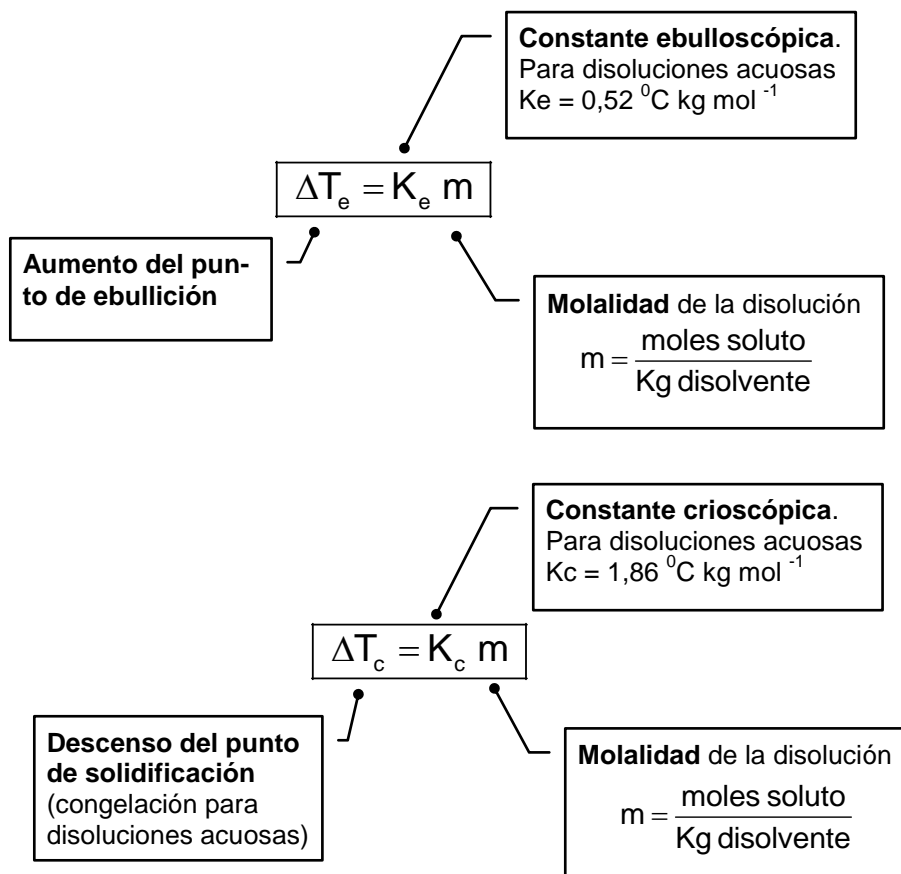
- **La temperatura de ebullición.**
- **La temperatura de solidificación (o fusión).**
- **La presión osmótica**

Temperaturas de ebullición y fusión de una disolución

Cuando se disuelve un soluto (no volátil) en un líquido se puede comprobar experimentalmente que:

- **Se produce un aumento de la temperatura de ebullición** (la disolución hierve a temperatura más alta que el líquido puro), fenómeno conocido con el nombre de **aumento ebulloscópico**.
- **Se produce un descenso del punto de solidificación** (la disolución pasa a sólido a una temperatura inferior a la del líquido puro), lo que se conoce con el nombre de **descenso crioscópico**.

La variación en los puntos de ebullición o de solidificación se puede calcular a partir de las siguientes expresiones:



El esparcir sal (cloruro de sodio) en las carreteras en invierno para impedir la formación de hielo, tiene su fundamento, precisamente, en el descenso de la temperatura de congelación de las disoluciones acuosas respecto a la temperatura de congelación del agua pura.

Si llueve, o la calzada se humedece por cualquier causa, la sal, al disolverse en el agua, forma una disolución que congela a una temperatura más baja de $0 \text{ } ^\circ\text{C}$, lo que impide que se forme hielo en la calzada.

Los anticongelantes usados en los automóviles son disoluciones acuosas de etilenglicol (1,2-etanodiol : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) o de propilenglicol (1,2-propoanodiol: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$) en agua. La disolución resultante tiene un punto de

congelación por debajo de 0°C , evitando que el líquido del sistema de refrigeración del automóvil se congele si la temperatura desciende mucho en invierno (también sube la temperatura de ebullición).

Ejemplo. 10

Un anticongelante indica que es una mezcla de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) en agua al 25%, calcular a qué temperatura congelará la mezcla si la constante crioscópica es $1,86^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$

Solución:

Recordando que el descenso crioscópico se puede calcular a partir de la expresión:

$$\Delta T_c = K_c m$$

y que la molalidad se define como los moles de soluto /Kg de disolvente, calculemos la molalidad de la disolución:

A partir del dato del % en masa: en 100 g de disolución hay 25 g de etilenglicol y 75 g de agua:

$$\frac{25 \text{ g etilen}}{75 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol etilen}}{62 \text{ g}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 5,38 \frac{\text{mol etilen}}{\text{kg H}_2\text{O}}$$

Por tanto:

$$\Delta T_c = K_c m = 1,86 \frac{^{\circ}\text{C kg}}{\text{mol}} \cdot 5,38 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 10,0^{\circ}\text{C}$$

Como se produce un descenso de 10°C en el punto de congelación, la mezcla congelará a -10°C .

Ósmosis y presión osmótica

Si tenemos agua y una disolución acuosa separadas por una barrera semipermeable (celofán, pergamino, vejigas animales, algunas porcelanas... etc.) a través de cuyos poros puedan pasar solo las moléculas del disolvente, pero no las del soluto, se observa **un flujo de disolvente hacia la disolución**⁽¹⁾. **Este fenómeno recibe el nombre de ósmosis** (ver figura 1.a).

La ósmosis se produce, igualmente, si se separan por una membrana semipermeable dos disoluciones de distinta concentración. El flujo de disolvente se produce, entonces, de la disolución más diluida a la más concentrada.

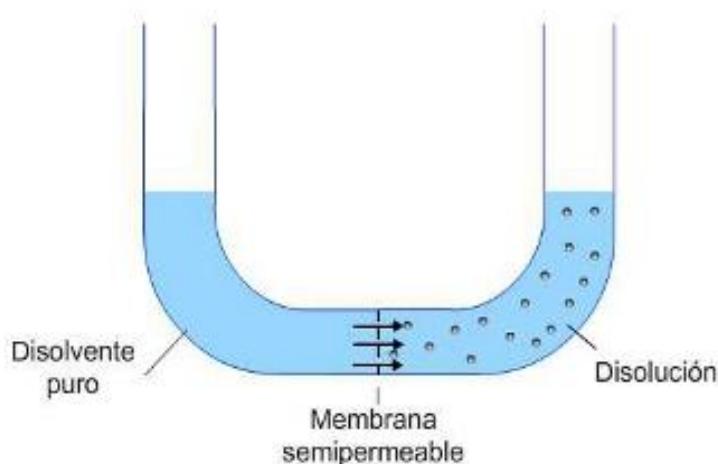


Figura 1.a

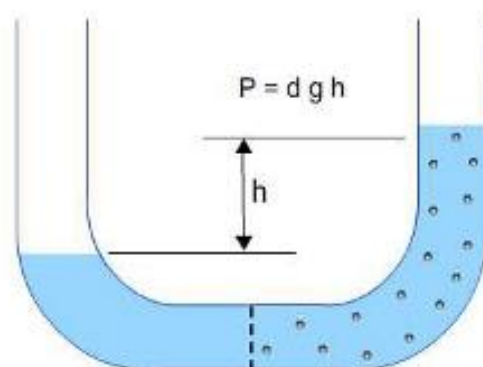


Figura 1.b

⁽¹⁾ En realidad el flujo de disolvente se realiza en ambas direcciones, pero como es más intenso en el sentido disolvente puro-disolución, el resultado neto es un trasvase de disolvente hacia la disolución.

Como consecuencia de la ósmosis **aparece una diferencia de presión entre el disolvente puro y la disolución** (ver figura 1.b) **denominada presión osmótica. Llega un momento que el flujo de disolvente en ambos sentidos se iguala, alcanzándose el equilibrio.**

La presión osmótica no depende del tipo de soluto disuelto, sino de la cantidad de partículas disueltas (moles) y, en el caso de disoluciones diluidas, se puede calcular a partir de una ecuación similar a la de los gases ideales:

$$\pi = c R T$$

Temperatura en K

Constante de los gases: 0,082 atm,L /K.mol

Concentración en moles/L

Presión osmótica (atm)

La ósmosis se puede detener si sobre la disolución se ejerce una presión que sea justamente la presión osmótica (ver figura 2.a). **Se puede definir la presión osmótica como la presión que ha de ejercerse sobre la disolución para evitar el paso de disolvente.**

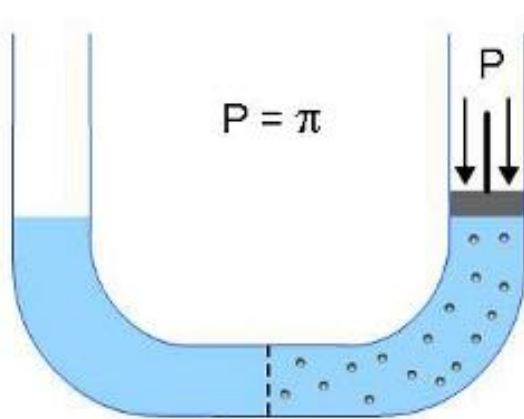


Figura 2.a

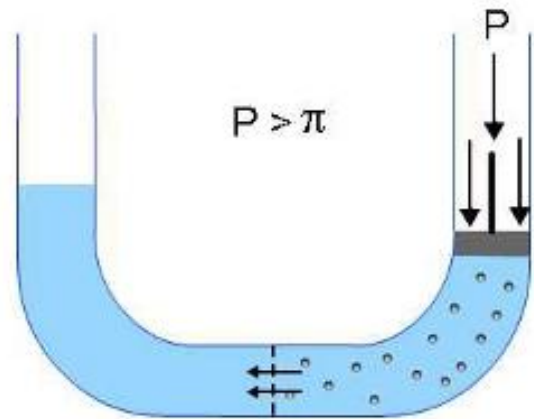


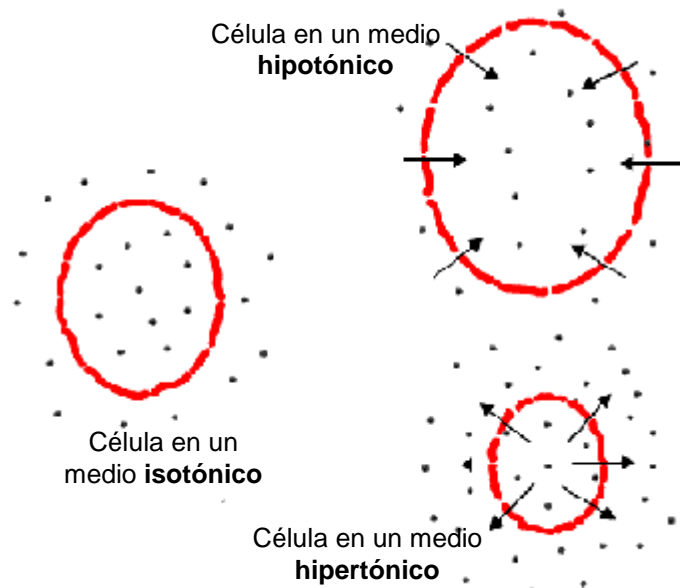
Figura 2.b

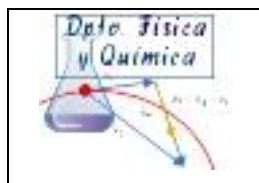
La presión osmótica, por tanto, nos da una medida de la tendencia del disolvente para fluir hacia la disolución, ya que cuanto mayor sea la presión osmótica de una disolución, mayor será esa tendencia.

Si ahora aplicamos sobre la disolución una presión superior a la osmótica se producirá la salida del disolvente en sentido contrario (ver figura 2.b). Esto es, desde la disolución hacia el disolvente puro, lo cual constituye una buena forma de **recuperar el disolvente de una disolución. Este proceso se denomina ósmosis inversa** y es el procedimiento usado en las plantas desalinizadoras en las que se obtiene agua dulce a partir del agua de mar.

La ósmosis juega un papel importante a nivel biológico, ya que una célula colocada en un medio cuya concentración sea idéntica a la del líquido intracelular (disolución isotónica) no intercambia disolvente con el medio, pero si la concentración del medio es inferior (disolución hipotónica) se produce una entrada de disolvente hacia la célula, que aumenta su tamaño.

Si la concentración del medio es superior (disolución hipertónica) se produce una salida del disolvente hacia el exterior y la célula se arruga y disminuye de tamaño.





DISOLUCIONES PROBLEMAS

1. Calcular la molaridad de una disolución de HCl que contiene 125,0 g de soluto en 800 ml de disolución.
Sol: 4,28 M
2. Indicar el procedimiento para preparar 500 ml de disolución 0,5 M de NaCl
Sol: Pesar 14,6 g de NaCl, disolver en menos de 500 ml y completar después hasta 500 ml
3. Tenemos una disolución 6 M de Na_2SO_4 . ¿Qué volumen de la misma deberemos tomar si queremos que contenga 125,5 g de soluto?
Sol: 147,3 ml
4. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para preparar 250 ml de disolución 4,5 M
Sol: 45,0 g
5. Calcular el volumen de ácido clorhídrico 0,40 M que hemos de tomar para que contenga 0,32 moles.
Sol: 800 ml
6. Calcular la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico al 98%, cuya densidad es 1,80 g/ml.
Sol: 18,00 M
7. Para cierta reacción química se necesitan 0,25 moles de HCl. ¿Qué volumen se ha de tomar de un ácido clorhídrico del 35 % y densidad 1,18 g/ml?
Sol: 22,1 ml
8. Calcular la molaridad de una disolución de ácido clorhídrico al 37,23%, cuya densidad es 1,19 g/ml.
Sol: 12,14 M
9. Se necesitan 1,30 moles de ácido nítrico (HNO_3) ¿Qué volumen de ácido del 36 % y densidad 1,22 g/ml deberemos tomar?
Sol: 186,5 ml
10. Se quiere preparar 500 ml de una disolución 0,30 M de ácido sulfúrico a partir de ácido de 98 % ($d = 1,80$ g/ml). Indicar el procedimiento a seguir.
Sol: medir 8,3 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando (echar el ácido sobre el agua) y completar, una vez disuelto, hasta los 500 ml
11. Se quiere preparar 2,0 litros de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico y para ello se dispone de ácido del 37 % ($d = 1,19$ g/ml). Indicar el procedimiento a seguir.
Sol: medir 82,9 ml de ácido concentrado, disolver en agua lentamente y agitando y completar, una vez disuelto, hasta los 2,0 litros.
12. Se toman 72,0 g de ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) y se disuelve en un poco de agua, completando posteriormente con agua hasta los 600 ml. Posteriormente se toman 100 ml a los que se añaden 200 ml de una disolución 4,0 M de ácido acético y después se completa con agua hasta el medio litro. ¿Cuál será la molaridad de la disolución final?
Sol: 2,0 M
13. Calcular los puntos de ebullición y congelación de una disolución 0,2 molal ($K_e = 0,52$ °C kg mol⁻¹; $K_c = 1,86$ °C kg mol⁻¹)
Sol: $T_{eb} = 100,104$ °C; $T_c = - 0,372$ °C
14. Calcular, a 18 °C, la presión osmótica de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), que contiene 1,0 g de sustancia en 20 cm³
Sol: 6,63 atm.



Problemas Mol y gases.

1. Calcular el número de átomos y moléculas presentes en:

- En 0,5 moles de SO_2 .
- En 14,0 g de nitrógeno (gas)
- En 4,0 g de hidrógeno (gas)

Sol: a) $9,03 \cdot 10^{23}$ átomos; $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2
 b) $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de N; $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2
 c) $2,41 \cdot 10^{24}$ átomos de H; $1,20 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2

2. Se tienen 8,5 g de amoníaco y eliminamos $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- ¿Cuántos moles de amoníaco quedan?
- ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?

Sol: a) 0,25 moles de NH_3 ; b) $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas; c) 4,3 g de NH_3

3. En estado gaseoso las moléculas de azufre están formadas por agrupamientos de ocho átomos (S_8). Si consideramos una muestra de 5 g de azufre gaseoso, calcular:

- El número de moles de moléculas (S_8)
- El número de moléculas de azufre contenidas en la muestra.
- El número de átomos de azufre.

Sol: a) 0,02 moles de S_8 ; b) $1,20 \cdot 10^{22}$ moléculas S_8 ; c) $9,62 \cdot 10^{22}$ átomos de S;

4. Para realizar cierta reacción se necesitan 0,25 moles de zinc y el doble de ácido clorhídrico.

- ¿Qué masa deberíamos pesar de cada sustancia?
- Si en vez de ácido clorhídrico puro disponemos de ácido del 36 % de pureza (36 g de HCl / 100 g ácido), cuánto deberíamos tomar?

Sol: a) 16,34 g de Zn y 18,25 g de HCl; b) 50,69 g de ácido del 36%

5. Determinar el número de moles presentes en cada caso:

- 80 g de hierro
- 50 litros de CO_2 medido en c.n.
- 10 litros de NH_3 medidos a 800 mm y 20°C

Sol: a) 1,43 moles de Fe; b) 2,23 moles de CO_2 ; c) 0,47 moles de NH_3

6. Calcular el número de moléculas presentes en 1 cm^3 de gas en c.n. (Número de Loschmidt) ¿Importa la naturaleza del gas para el cálculo?

Sol: $2,7 \cdot 10^{19}$ moléculas

7. Calcular el número de moléculas de agua presentes en 1 cm^3 de agua líquida ($d = 1 \text{ g/cm}^3$). Compara el resultado con el del ejercicio anterior ¿qué conclusión extraes de la comparación?

Sol: $3,3 \cdot 10^{22}$ moléculas de H_2O

8. Una botella de acero de 5 litros contiene oxígeno en c.n. ¿Qué cantidad de oxígeno deberá introducirse para que, manteniendo constante la temperatura, la presión se eleve a 4 atm?

Sol: 21,45 g de O_2

9. Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 4,5 litros a 770 mm y 50°C . Calcular:

- El volumen que ocuparía en c.n.
- Manteniendo el mismo recipiente ¿qué habría que hacer para que la presión fuera como máximo de 700 mm?
- La presión que ejercería si se trasvasa a un recipiente de 1,25 L manteniendo $T = \text{cte}$

Sol: a) 3,855 litros; b) Bajar la temperatura hasta 293, 7 K (20,4°C); c) 2772 mm (3,65 atm)

10. Un recipiente rígido de 28 L contiene He. Si la presión ejercida por el gas es de 1780 mm y su temperatura 30 °C:

- a) ¿Qué masa de He hay en el recipiente?
- b) Si la presión máxima que pueden soportar las paredes del recipiente es de 3 atm ¿Cuál sería el límite de temperatura al que se podría trabajar sin que se rompa el recipiente?

Sol: a) 10, 56 g He ; b) 388 K (115 °C)

11. 2, 49 g de un compuesto gaseoso se recogen en un recipiente de 2,18 litros a 27 °C y 949 hPa de presión. (1 atm = 1013 hPa)

- a) Calcular el número de moles de gas presentes en el recipiente.
- b) La masa molecular del gas

Sol : a) 0,083 moles ; b) 30 g/mol

12. En un recipiente de 5 L en el que se ha hecho previamente el vacío se inyectan 5,32 g de aire. Si la presión ejercida es de 894 hPa (1 atm = 1013 hPa) y la temperatura 20 °C

- a) ¿Cuál es la densidad del aire en c.n?
- b) ¿Cuál será su densidad a 760 mm y 70 °C?

Sol: a) 28,96 g/mol; b) 1,29 g/L; c) 1,03 g/L

13. ¿Cuál es la masa molecular de un gas cuya densidad en c.n. es 3,17 g/L?

Sol: 71 g/mol

14. A presión normal, ¿cuál es la temperatura a la que se deben calentar 1,29 g de aire para que ocupen un volumen de 1,29 litros?

DATO: $M_{\text{aire}} = 28,96 \text{ g/mol}$

Sol: 353 K (80 °C)

15. El aire, aunque es una mezcla de gases, se puede considerar como “un gas”. Calcula la “masa molecular” del aire sabiendo que su densidad es 1,29 g/L en c.n.

Sol: 28,87 g/mol

16. Se dispone de una muestra de un gas, cuya composición centesimal es: 82,76 % de C y 17,24% de H. 3,0 g de este mismo gas recogidos en un matraz de 2,0 litros y a 20 °C ejercen una presión de 608 hPa. Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular para dicho gas.

DATO: 1 atm = 1.013 hPa

Sol: F. empírica: $(\text{C}_2\text{H}_5)_n$. F. molecular: C_4H_{10}

17. En un matraz de 1,0 L se recogen 1,6 g de gas. Se mide su temperatura y presión obteniéndose 18 °C y 1.273 hPa, respectivamente. Si el análisis del gas arroja una composición centesimal de 80 % de carbono y 20% de hidrógeno. Determinar su fórmula empírica y su fórmula molecular.

Sol: F. empírica: $(\text{CH}_3)_n$. F. molecular: C_2H_6

18. Determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto gaseoso sabiendo que su composición centesimal es 85,7 % de C y 14,3 % de H y que su densidad en condiciones normales es de 1,26 g/l.

Sol: F. empírica: $(\text{CH}_2)_n$. F. molecular: C_2H_4

19. Tenemos 100 L de aire a 20 °C y 780 mm de presión, saturado de humedad. Calcular los moles de aire y de agua presentes en el recipiente.

DATO: Presión parcial del agua a 20 °C es de 17,5 mm.

Sol: 4,191 moles de aire y 0,096 moles de agua

20. Una mezcla de gases está formada por un 25% de O_2 , 10% de CO y 65 % de N_2 .

- a) Determinar la masa molecular aparente de la mezcla.

- b) Calcular la presión total y las presiones parciales de cada gas cuando se introducen 5,7 g de la mezcla en un recipiente de 2,00 L a 17 °C.

Sol: 23,00 g/mol. $P = 2,95 \text{ atm}$. $p_{\text{O}_2} = 0,738 \text{ atm}$; $p_{\text{CO}} = 0,295 \text{ atm}$; $p_{\text{N}_2} = 1,917 \text{ atm}$



Procedencia: FisQuiWeb.es