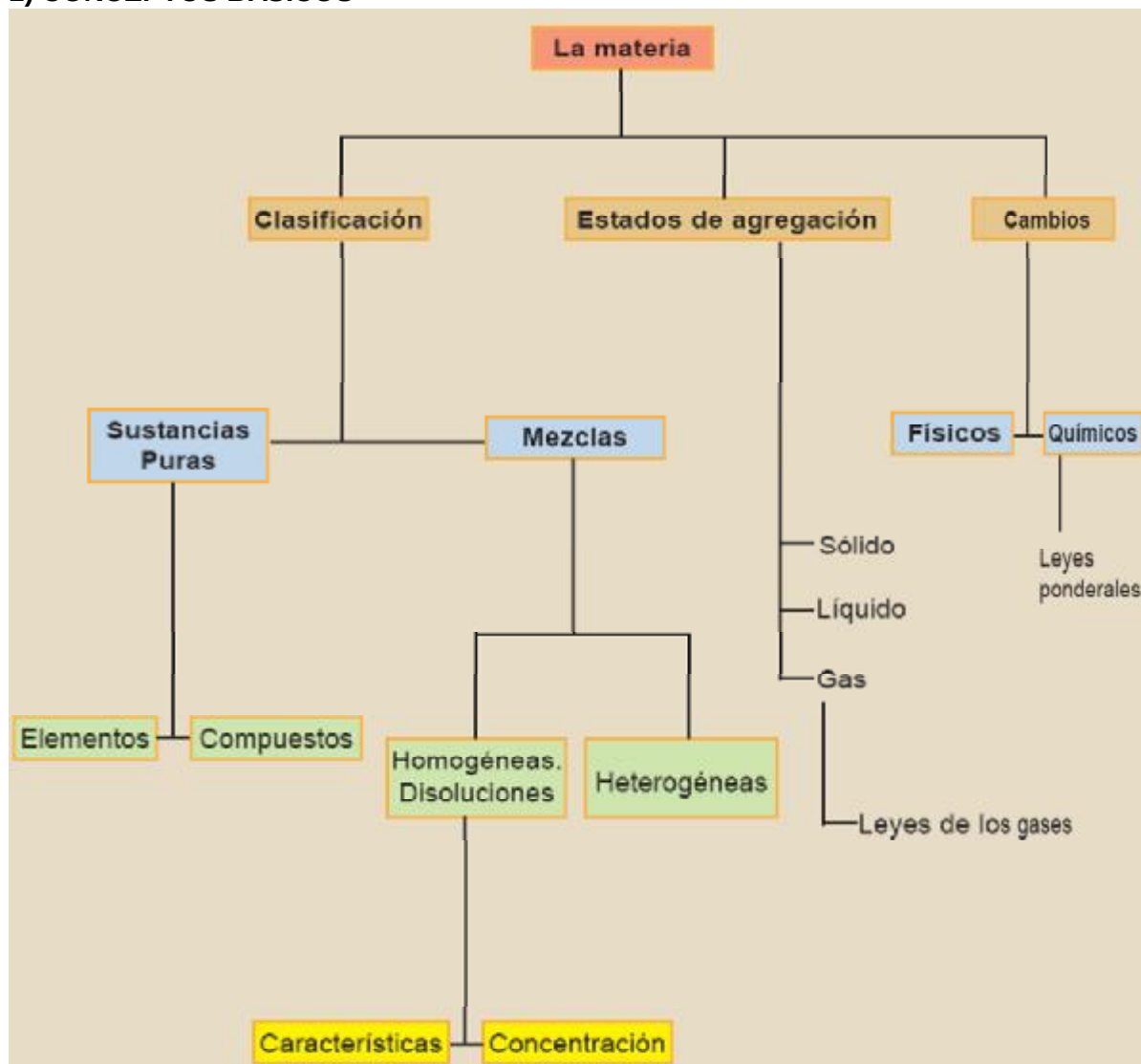




1) CONCEPTOS BÁSICOS



ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

La materia la podemos encontrar en tres estados físicos diferentes: **sólido, líquido y gas**. Estos estados físicos los identificaremos a partir de una serie de propiedades fácilmente observables:

Sólido: forma y volumen fijos.

Líquido: volumen fijo y forma variable.

Gas: forma y volumen variables.

A nivel microscópico, lo que diferencia a los tres estados es la separación y movilidad de las pequeñas partículas que forman la materia.

Sólido: las partículas están unidas de forma organizada y apenas tienen movilidad, tan solo un pequeño movimiento vibratorio en torno a su posición fija, relacionado con la temperatura y que se conoce como vibraciones térmicas.

Líquido: las partículas están unidas pero no tienen posiciones rígidas. Tienen movilidad.

Gas: las partículas están separadas y gozan de total libertad de movimientos.

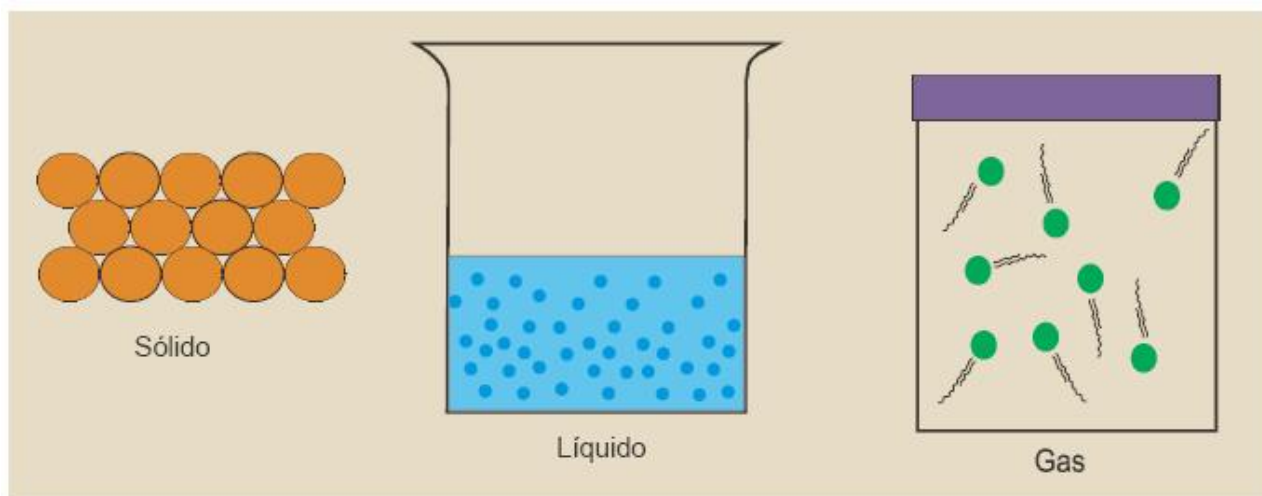
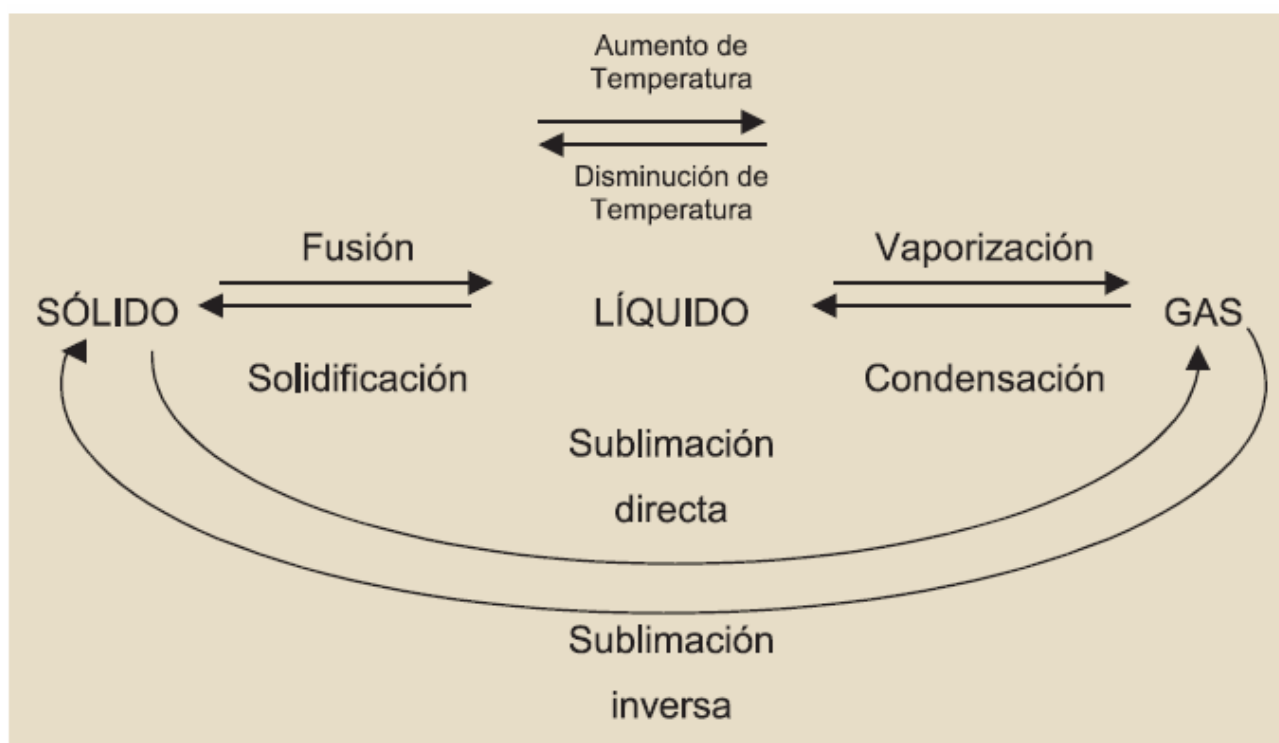


Figura 1: Estados de la materia a nivel microscópico

Se puede pasar de un estado físico a otro sin que cambie la composición de la materia. En general, cualquier sustancia se puede encontrar en cualquiera de los tres estados físicos, que se encuentre en uno o en otro va a depender de las condiciones de presión y temperatura.

En el siguiente esquema se indica el nombre que reciben los **cambios de estado**.



CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Según su composición y propiedades se distinguen diferentes tipos de materia. Una primera clasificación nos permite distinguir entre **sustancias puras y mezclas**.

Las **sustancias puras** tienen una composición constante que se puede representar por una fórmula y tienen una serie de propiedades características que permiten identificarlas, como la densidad, los puntos de fusión y de ebullición, el calor específico, la conductividad eléctrica, el carácter oxidante...

A su vez, las sustancias puras se pueden clasificar en **elementos y compuestos**.

Elementos: están formados por un solo tipo de átomos, no se pueden descomponer en sustancias más simples. Ejemplos: el oxígeno O_2 , el nitrógeno N_2 , la plata Ag, el aluminio Al...

Compuestos: están formados por diferentes tipos de átomos. Por métodos químicos se pueden separar en los elementos que lo forman. Ejemplos: el agua H_2O , que se puede descomponer en hidrógeno H_2 y oxígeno O_2 ; la sal común o cloruro sódico que se puede descomponer en cloro Cl_2 y sodio Na .

Mezclas: homogéneas y heterogéneas.

Están formadas por dos o más sustancias puras que conservan sus propiedades características, es decir, las propiedades de las mezclas participan de las propiedades de las sustancias que las forman.

A diferencia de las sustancias puras, las mezclas no tienen una composición fija, por lo que tampoco sus propiedades son constantes. No tienen una densidad constante sino que ésta depende de las densidades de sus componentes y de la proporción en que éstos se encuentren. Tampoco tienen, como tienen las sustancias puras, puntos de fusión y de ebullición característicos.

Las mezclas, a su vez, pueden ser homogéneas o heterogéneas.

Mezclas homogéneas: tienen aspecto uniforme y su composición es la misma en toda la mezcla. Se les llama **disoluciones**. Ejemplos: el agua del mar, el vino, el acero inoxidable...

Mezclas heterogéneas: a simple vista se pueden apreciar partes diferenciadas. La composición no es igual en toda la mezcla. Ejemplos: arena con azúcar, el granito...

CAMBIOS EN LA MATERIA

Cambios físicos

Cuando la materia se somete a un cambio físico no cambian las sustancias que forman esa materia. En muchos casos se puede volver fácilmente por procedimientos físicos a la situación inicial.

Cambios químicos

Cuando se altera la composición de la materia que experimenta el cambio, cuando se altera la naturaleza de las sustancias que la forman, nos encontramos ante un cambio químico. Son sencillos de reconocer pues se forman nuevas sustancias y desaparecen las que teníamos al principio.

Estos cambios químicos se llaman **reacciones químicas**.

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

No obstante, estas leyes ponderales no se pudieron justificar hasta que Dalton formula en 1803 su teoría atómica, cuyos postulados son los siguientes:

1. Los elementos químicos están constituidos por partículas muy pequeñas e indestructibles llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un elemento químico son iguales en masa y demás propiedades.
3. Los átomos de diferentes elementos tienen diferente masa y propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de diferentes elementos, en una relación numérica sencilla.

MASA ATÓMICA

La masa de un átomo depende del número de partículas subatómicas que lo forman. El conocimiento de la masa atómica es importante en el trabajo de laboratorio pero, si tenemos en cuenta que los átomos son extremadamente pequeños, no se dispone de balanzas que midan la masa de un átomo.

Por ello, 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

Al no poderse utilizar las unidades de masa habituales (g., Kg.), se mide la masa de un átomo en relación con la masa de otro átomo (medir es comparar).

Y así, 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.*

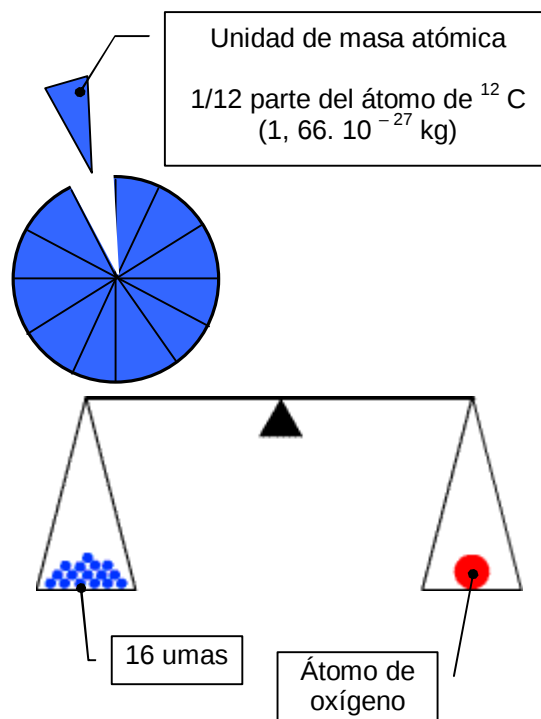
Considerando esta nueva unidad el ^{12}C tiene una masa de 12 u

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

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 1 830 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 entonces 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:

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

2) MOL DE UNA SUSTANCIA

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:

1mol 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
1mol 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
1mol 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:

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

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 ó 4,0 g de H_2 y 32,0 g de O_2 :

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

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

La relación entre el mol y la masa de la sustancia se puede expresar como:

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

Siendo **m** la masa en gramos de una sustancia cuya masa molecular es **M** g/mol

3) LEYES DE LOS GASES

Magnitudes que intervienen

Tres son las magnitudes que van a influir fundamentalmente en su comportamiento: el volumen, la temperatura y la presión.

- El **volumen**: los gases tienden a ocupar el máximo volumen disponible. Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene. El volumen de un gas se suele expresar en litros y en cm^3 .
- La **temperatura**: está directamente relacionada con el estado de agitación o de movimiento de las partículas. Cuanto mayor es la temperatura mayor es la energía cinética de las partículas del gas. Se utiliza la escala absoluta o escala Kelvin de temperaturas. Recuerda su relación con la escala centígrada que es la que utilizamos cotidianamente: $T\text{ }^{\circ}\text{K} = t\text{ }^{\circ}\text{C} + 273$.
- La **presión**: es la relación que existe entre una fuerza y la superficie sobre la que se aplica dicha fuerza, $P = F/S$. La presión de un gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene se debe a la fuerza que las partículas del gas, en continuo movimiento, ejercen al chocar contra las paredes de dicho recipiente. La presión de un gas se suele expresar en atmósferas, mm de Hg o pascales (N/m^2).
Una atm = 760 mm de Hg = $1,013 \cdot 10^5$ Pa.

Teoría cinética de la materia

Para poder explicar 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.

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.

Leyes de los gases

Para estudiar la relación entre estas magnitudes, presión, volumen y temperatura, se deja una fija y se estudia la relación entre las otras dos. Mediante este procedimiento se obtuvieron una serie de conclusiones que fueron recogidas en las siguientes leyes:

Ley de Boyle-Mariotte

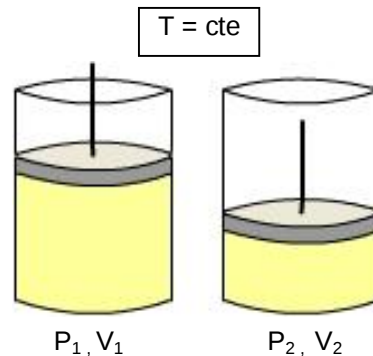
Boyle y Mariotte en el siglo XVII estudiaron la relación existente entre la presión y el volumen de una muestra de gas, manteniendo constante la temperatura.

Observaron que el volumen del gas disminuye cuando la presión aumenta y al contrario, si la presión disminuye el volumen aumenta.

La ley de Boyle-Mariotte establece que el volumen de una cantidad fija de un gas mantenido a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión del gas.

Matemáticamente se expresa así:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = \text{constante}$$



Al aumentar la presión sobre un gas éste se comprime, reduce su volumen. Al disminuir la presión sobre un gas, éste se expande, aumenta su volumen.

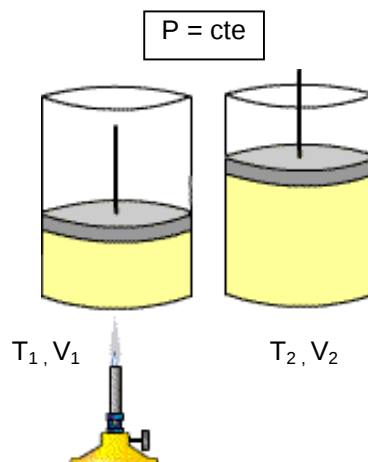
Ley de Charles

Charles estudió la relación entre la temperatura y el volumen, fijando la presión. Observó que al calentar el gas, éste se expande y al enfriarlo se contrae. Esto mismo ocurre con cualquier cuerpo al margen de su estado físico, pero en los gases, al modificar la temperatura, las variaciones de volumen son mucho más acusadas.

La ley de Charles establece que el volumen de una cantidad fija de gas, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Matemáticamente se expresa así:

$$V_1 / V_2 = T_1 / T_2 \text{ o } V_1 / T = V_2 / T$$



Ley de Gay-Lussac

Establece la relación entre la presión y la temperatura, si dejamos el volumen constante.

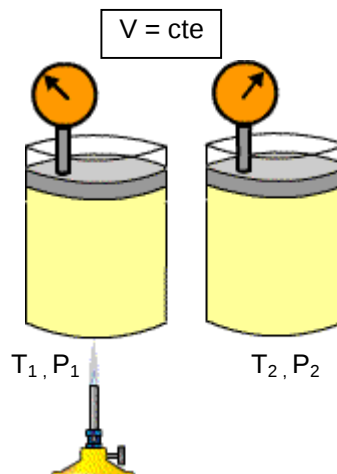
Cuando tenemos un gas encerrado en un recipiente, al elevar la temperatura aumenta la agitación y la velocidad de las partículas; éstas al chocar contra las paredes del recipiente ejercen una mayor fuerza y por tanto una mayor presión.

Gay-Lussac estudió el comportamiento de un gas en estas condiciones y enunció la siguiente ley:

La presión de una cantidad fija de gas, manteniendo el volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Matemáticamente se expresa así:

$$P_1/P_2 = T_1/T_2 \text{ o } P_1/T_1 = P_2/T_2$$



Ecuación de estado de los gases ideales

Recopila las tres leyes anteriores y establece la relación entre la P, V, T cuando ninguna de ellas permanece constante con una determinada cantidad de gas.

De las leyes anteriores se deduce que:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_0 \cdot V_0 / T_0$$

Teniendo en cuenta que el mismo número de moléculas de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, ocupan el mismo volumen (hipótesis de Avogadro), se fijan como “condiciones normales” para la temperatura el valor de 0 °C y para la presión 1 atmósfera.

Si en estas condiciones normales medimos un mol de cualquier gas, nos dará siempre un valor próximo a 22,4 litros. Este volumen es el volumen molar normal.

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa 22,4 litros

Puesto que las variables P, V y T están relacionadas con el número de moléculas del gas, vamos a establecer una ecuación que ponga de manifiesto esta relación.

$$P \cdot V/T = P_0 \cdot V_0 / T_0$$

Se supone que el estado inicial coincide con las condiciones normales:

$$P_0 = 1 \text{ atm.}; T_0 = 273 \text{ °K y } V_0 = n \cdot 22,4 \text{ litros.}$$

Sustituimos: $P_0 \cdot V_0 / T_0 = 1 \cdot n \cdot 22,4 / 273 = n \cdot 0,082$, que se puede escribir como

$$PV = n \cdot R \cdot T$$

Donde $R = 0,082 \text{ atm. litros / °K mol}$, es una constante de proporcionalidad que se conoce como constante de los gases.

Esta ecuación se conoce como **ecuación de estado de los gases ideales**.

Un gas ideal es un gas hipotético en el que las moléculas no ejercen entre si ninguna interacción y el volumen de estas moléculas es despreciable frente al volumen del recipiente. Aunque en la naturaleza no existen gases ideales, el comportamiento de los gases reales se describe bien con esta ecuación, sin apenas error, para unos márgenes amplios de temperatura y presión.

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 CO₂ 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 perfectos se puede escribir de otras formas equivalentes.

Por ejemplo si tenemos *a* gramos de un gas cuya masa molecular 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 molecular del gas

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 molecular 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:

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

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?

Solución:

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

4) FÓRMULAS QUÍMICAS. INFORMACIÓN QUE SUMINISTRAN

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

Ejemplo: H₂CO₃

- 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 H₂CO₃ es 62,0 umas (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 (H₂CO₃)

Solución:

Calculamos primero la masa molecular del compuesto:

H ₂ CO ₃	H: 1,0 · 2 =	2,0
	C: 12,0 · 1 =	12,0
	O: 16,0 · 3 =	48,0
		62,0

La masa de un mol de H₂CO₃ es 62,0 g.

Esos 62,0 g, se distribuyen de la siguiente manera:

- 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:

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

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

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

Determinación de la fórmula de un compuesto conocida su composición centesimal

Se puede determinar su fórmula empírica o su fórmula molecular.

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

La **fórmula empírica** está formada por los símbolos de los elementos químicos que forman dicha sustancia acompañados de un subíndice numérico. En ella se indica la proporción en que se combinan los distintos elementos que forman esa sustancia.

Ejemplo 2.

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 molecular dio un valor de 29,5 g/mol.

Determinar la fórmula de la sustancia.

Solución:

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:

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

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

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:

$$\text{C: } \frac{6,67}{6,67} = 1 \rightarrow 1$$

$$\text{H: } \frac{20,0}{6,67} = 2,9 \rightarrow 3$$

Por tanto una fórmula posible para la molécula será CH_3 , pero hay que tener en cuenta que en las siguientes moléculas: C_2H_6 , C_3H_9 y C_4H_{12} , también los átomos están combinados en proporción 1 : 3. Es decir, si no conocemos más datos sólo podemos afirmar que la **fórmula probable o empírica** del compuesto será **$(\text{CH}_3)_n$**

El conocimiento de la masa molecular del compuesto permite establecer cuál es la fórmula molecular.

Efectivamente. La masa molecular de CH_3 es 15,0 g/mol. Si nos dicen que la masa molecular 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 atómica 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 sub-índices enteros, multiplicamos por 2 todos los números obtenidos:

Elemento A : 1,00 2 →

Elemento B : 1,45 2,90 → 3 →

Elemento C : 2,95 5,80 → 6 →

Fórmula empírica: $(\text{A}_2\text{B}_3\text{C}_6)_n$

5) ESTUDIO DE LAS 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.

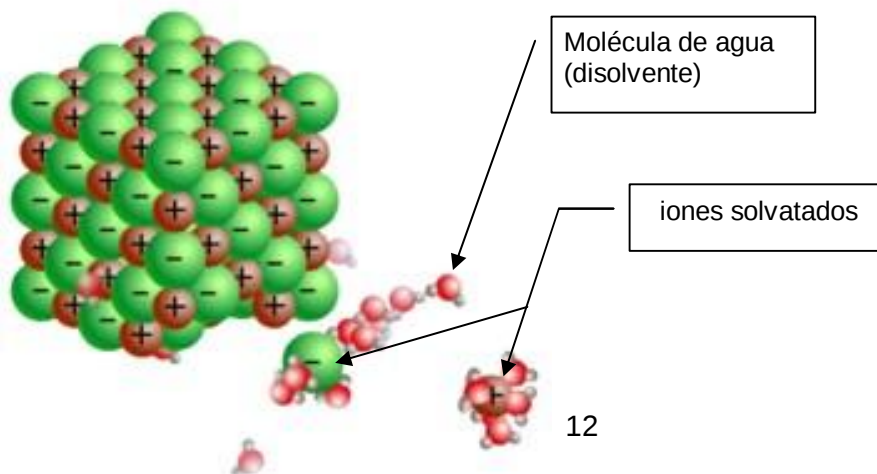
Disoluciones líquido - líquido. Ejemplo: alcohol y agua. Si preparamos una disolución mezclando 250 cm^3 de alcohol y 500 cm^3 de agua, el soluto será el alcohol y el disolvente el agua.

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:

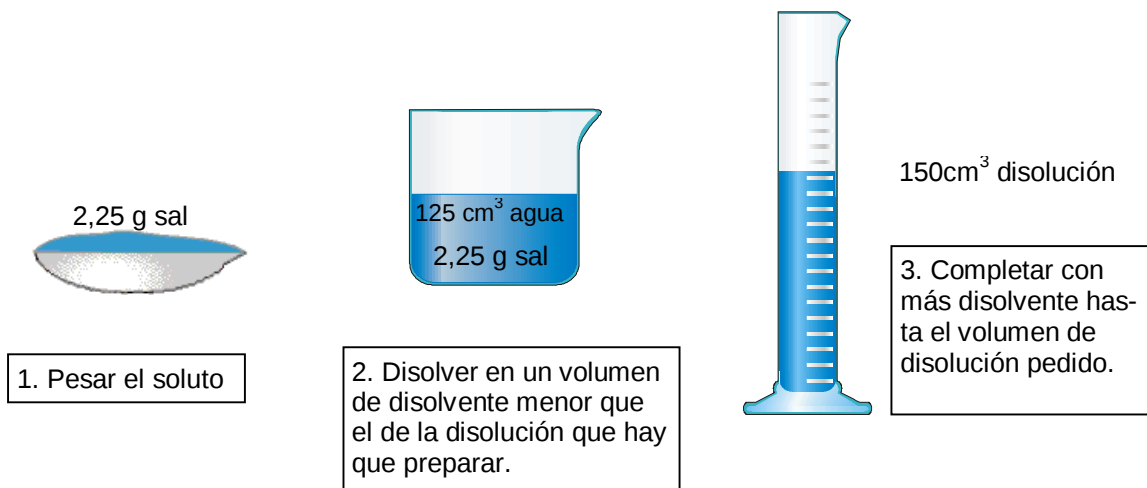
Según la definición de concentración en gramos litro dada más arriba, la disolución a preparar contendrá 15 g de sal común en 1 litro de disolución.

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.



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.

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

De forma abreviada:

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

donde n = número de moles

V = volumen de la disolución en litros

Ejemplo 2

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:

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

Factor que convierte M y V(L) en moles de soluto. $n = M \cdot V$

Factor que convierte moles en gramos. $m = n \cdot M_r$

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.

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.

$$\%masa = \frac{msoluto}{mdisolución} \cdot 100$$

Normalmente esta forma de expresar la concentración viene complementada por el dato de la densidad de la disolución.

¿Cómo preparar una disolución a partir de otra?

Ejemplo 3.

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 35 % (d = 1,18 g/cm³).

- 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)

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

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en gramos de disolución.

b)

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

El dato de densidad permite transformar gramos de disolución en cm³.

Factor que convierte gramos de soluto en moles.

Ejemplo 4

Se dispone de ácido nítrico del 70% (d = 1,41 g/cm³) y se desea preparar 250 cm³ de una disolución 2,5 M. Indicar cómo se procedería.

Solución:

Primero calculamos la cantidad de soluto (HNO₃) necesario para preparar 250 cm³ de disolución de concentración 2,5 M:

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

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

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

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

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 .

Ejemplo. 5

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):

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

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)