

- Tienes que formular todos los compuestos que aparecen en los ejercicios.
- Puedes utilizar la tabla periódica del libro para obtener las masas.

La conservación de la masa

Toda reacción química establece una relación cualitativa entre reactivos y productos, pues expresa la naturaleza de éstos en función de la de aquéllos. Pero, además, fija las proporciones o cantidades medibles en las que unos y otros intervienen. El fundamento de esta relación cuantitativa entre las diferentes sustancias que participan en una reacción dada fue establecido en la última mitad del siglo XVIII por el químico francés Antoine Laurent **Lavoisier** (1743-1794). La aplicación de la balanza y de la medida de masas al estudio de multitud de reacciones químicas le permitió descubrir que en cualquier proceso químico la suma de las masas de las sustancias que intervienen (reactivos) es idéntica a la de las sustancias que se originan como consecuencia de la reacción (productos).

- ***Es decir, en toda reacción química la masa no se crea ni se destruye, sólo cambia de unas sustancias a otras.***

La teoría atómica dio una sencilla interpretación a esta ley de conservación. Si los átomos no son alterados esencialmente en las reacciones químicas, sino únicamente las moléculas, el número de átomos de cada elemento que constituye los reactivos ha de coincidir exactamente con el correspondiente de los productos, por lo que la masa total en juego se mantendrá constante en la reacción. La *ley de conservación de la masa* de Lavoisier constituyó una pieza fundamental en el desarrollo y consolidación de la química como ciencia.

Las proporciones en masa en las combinaciones químicas

El estudio de las cantidades en las que diferentes sustancias participan en una reacción química fue objeto de la atención de los primeros químicos. Junto con Lavoisier, Proust (1754-1826), Dalton (1766-1844) y Richter (1824-1898) enunciaron diferentes leyes que en conjunto se conocen como *leyes ponderales* o relativas al peso. La utilización del concepto de peso en química sería sustituida más adelante por el de masa, de modo que las leyes ponderales hacen referencia a las proporciones en masa características de las combinaciones químicas. Dichas leyes fueron enunciadas en su mayoría, antes de que se dispusiese de un modelo atómico sobre la constitución de la materia y contribuyeron notablemente a la formulación por Dalton de dicho modelo.

- ***La ley de Proust o de las proporciones definidas o constantes: Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen en una relación ponderal (o de masas) fija y definida.***

Esta ley indica que la composición de una combinación es siempre la misma y que, por lo tanto, el porcentaje o proporción en la que intervienen los diferentes elementos es constante y característica de la sustancia compuesta considerada. Así en el amoníaco (NH_3) la proporción en masa nitrógeno/hidrógeno es de 4,67:1 cualquiera que sea la muestra que se considere.

- ***La ley de Dalton o de las proporciones múltiples: Cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre sí una relación que corresponde a números enteros sencillos.***

Para ilustrar el significado de esta ley puede considerarse el caso de los óxidos de carbono; distintas experiencias de síntesis indican que es posible conseguir dos combinaciones diferentes de carbono y oxígeno. En una de ellas las masas de oxígeno y carbono que se combinan están en una relación de 4 a 3, es decir,

$O/C = 4/3$; se trata del monóxido de carbono (CO). En la otra, dicha relación es de 8 a 3, $O/C = 8/3$; se trata en este caso del dióxido de carbono (CO₂). Ambos cocientes representan la cantidad de oxígeno que se combina por unidad de masa de carbono para formar los óxidos. De acuerdo con la ley, tales cantidades guardan entre sí una relación entera sencilla: $8/3 \div 4/3 = 2$.

- ***La ley de Richter o de las proporciones recíprocas: Las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí.***

Considerando los compuestos Cl₂O y H₂O las cantidades de cloro e hidrógeno que se combinan con 16,0 g de oxígeno son 72,0 y 2,0 g respectivamente. Lo que indica la ley de Richter es que cuando Cl y H se combinan para formar HCl lo hacen en la proporción de 72,0/2.

Las leyes ponderales pueden interpretarse de una forma sencilla recurriendo a las fórmulas químicas, al concepto de masa atómica y al ***modelo atómico de Dalton*** :

1.-La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.

2.-Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.

3.-Los átomos permanecen sin división, aún cuando se combinen en las reacciones químicas.

4.-Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.

5.- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.

6.-Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.

Así la ley de Proust es consecuencia de que la composición en cuanto al tipo de átomos y a su número en una fórmula dada sea siempre la misma. La ley de Dalton refleja la existencia de las diferentes valencias químicas de un elemento que se traducen en subíndices definidos en las fórmulas de sus combinaciones con otro elemento dado. La ley de Richter puede considerarse como una consecuencia de la de Proust y de las propiedades aritméticas de las proporciones

Las proporciones en volumen en las combinaciones químicas

La importancia de la medida en el desarrollo de la química alcanzó también a los volúmenes de las sustancias gaseosas en las reacciones químicas. El químico francés Gay-Lussac estudió con detalle algunas reacciones químicas entre gases tales como la síntesis del vapor de agua y del amoníaco a partir de sus elementos correspondientes. En todos los casos las proporciones de los volúmenes de las sustancias guardaban una cierta regularidad que la expresó en forma de ley.

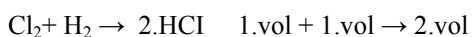
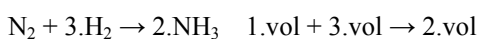
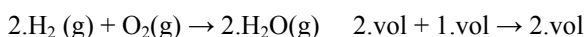
- **La ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación:** *En cualquier reacción química, los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en ella, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí una relación que corresponde a números enteros sencillos.*

Así, dos volúmenes de hidrógeno se combinan con uno de oxígeno para dar uno de vapor de agua. Un volumen de cloro se combina con otro de hidrógeno para dar dos de cloruro de hidrógeno. Un volumen de nitrógeno se combina con tres de hidrógeno para dar dos de amoníaco.

Los experimentos de Gay-Lussac indicaban que el volumen de la combinación gaseosa resultante era igual o menor que la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas reaccionantes; por lo tanto, los volúmenes de combinación no podían, en general, sumarse. La ley de Gay-Lussac enunciada en 1808 se limitaba a describir los resultados de los experimentos de un modo resumido, pero no los explicaba. La explicación a dicha ley sería efectuada tres años más tarde por el físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856).

- **La ley de Avogadro:** *En las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de moléculas.*

Avogadro era conocedor del trabajo de Gay-Lussac y particularmente de su descubrimiento de que el volumen de un gas aumenta con la temperatura en una proporción que es la misma para todos los gases (1.ª ley de Gay-Lussac). Este resultado le sugirió que, si la composición de la molécula de la sustancia gaseosa no influía en la relación entre volumen y temperatura, dicha relación debería depender del número de moléculas existente; es decir, a igualdad de presión y temperatura el volumen de un gas debería ser proporcional al número de moléculas contenidas en él. Además, Avogadro especificó que las moléculas de los elementos gaseosos debían ser diatómicas (H₂, O₂, Cl₂, etc.). Esta idea entraba en conflicto con la sostenida erróneamente por Dalton, pero junto con la anterior, explicaba la ley de los volúmenes de combinación. De acuerdo con ella los resultados de las experiencias de Gay-Lussac representados por medio de ecuaciones químicas toman la forma:



y muestran por qué las proporciones en volumen corresponden a números sencillos.

- **Cantidad de sustancia.-**

Unidad de masa atómica (u) es la doceava parte de la masa del isótopo C₁₂ (1,6.10⁻²⁷kg)

Masa molecular es la suma de las masas atómicas de los átomos presentes en la fórmula del compuesto.

- **Mol**

El mol o molécula gramo es la unidad básica del Sistema Internacional de Unidades que mide la cantidad de sustancia; se representa con el símbolo mol.

Es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene la misma cantidad de partículas que átomos hay en 0,012 kg de carbono 12 que son 6,022.10²³ (Nº de Avogadro).

Debe especificarse el tipo de partículas al que se refiere, ejemplos usuales son: átomos, moléculas, iones, electrones...

La masa de un mol (expresada en g/mol) coincide con el valor numérico de la masa atómica , masa molecular....

jemplos:

En un mol de átomos de Ca hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos y su masa es 40g. es decir la proporción se establece de la siguiente forma:

En 1 mol de át. de Ca ----- de masa= 40g ----- hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos

Utilizando la proporción anterior si queremos averiguar cuántos átomos hay en 1Kg * de Calcio puro lo

único que tendríamos que hacer es plantear la proporción siguiente: $\frac{40g}{1000g} = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ at.}}{x \text{ átomos}}$ (* ojo con

las unidades 1Kg = 1000g)

Si lo que queremos es saber cuantos moles de átomos de Ca hay en en 150g. plantearíamos:

$\frac{40g}{150g} = \frac{1 \text{ mol}}{x \text{ moles}}$ de aquí obtenemos una relación que será de mucha utilidad:

$$n^{\circ} \text{ de moles} = \frac{\text{masa en gramos}}{\text{Masa atómica}}$$

Si hubiésemos trabajado con moles de moléculas sería totalmente análogo. (Intenta calcular cuántos moles y cuantas moléculas de amoníaco hay en 250g de compuesto.

- Se llama **equivalente químico** de un elemento a la cantidad de este que se combina, sustituye o reemplaza a un átomo de Hidrógeno.

Para calcular el equivalente químico de un elemento se divide su masa atómica por su valencia.

Eq.de oxígeno= $16 / 2 = 8$; de la misma manera se puede calcular el equivalente de un compuesto: eq. del ácido sulfúrico = $98/2 = 49$ (justificalo).

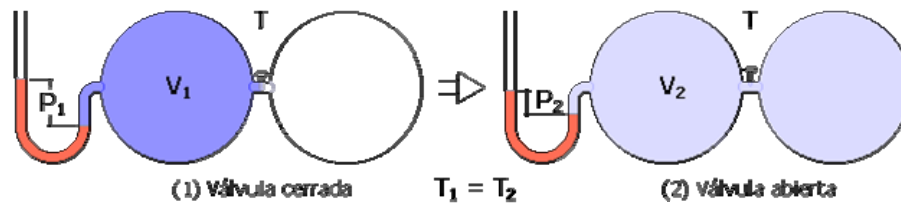
- **Gases ideales**

Los gases ideales son gases hipotéticos, idealizados del comportamiento de los gases reales en condiciones corrientes. Así, los gases reales manifiestan un comportamiento muy parecido al ideal a altas temperaturas y bajas presiones.

Los gases ideales se encuentran en un estado homogéneo, tomando la forma y el volumen del recipiente que lo contenga. Sus moléculas se encuentran muy separadas unas de otras, por tanto el gas se puede comprimir o expandir con facilidad

La ley de Boyle-Mariotte, formulada por Robert Boyle y Edme Mariotte, es una de las leyes de los gases ideales que relaciona el volumen y la presión de una cierta cantidad de gas mantenida a temperatura constante, y dice que el volumen es inversamente proporcional a la presión: $P \cdot V = k$, donde k es constante si la temperatura y la masa del gas permanecen constantes.

Cuando aumenta la presión, el volumen disminuye, mientras que si la presión disminuye el volumen aumenta. El valor exacto de la constante k no es necesario conocerlo para poder hacer uso de la Ley; si consideramos las dos situaciones de la figura, manteniendo constante la cantidad de gas y la temperatura, deberá cumplirse la relación: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$



La ley de Charles y Gay-Lussac afirma que el volumen de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta. $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ si tenemos en cuenta que también se verifica: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ podemos

enunciar entonces que $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

La combinación de estas leyes proporciona la **ley de los gases ideales, también llamada ecuación de estado del gas ideal**: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ donde n es el número de moles.

Empleando algunas ecuaciones de la física puede demostrarse que **un mol de cualquier gas, es decir, $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, medido en condiciones normales de presión y temperatura ($0^\circ\text{C} = 273\text{K}$ y 1 atm de presión), ocupa un volumen de 22,4 litros**. Esta cantidad recibe el nombre de volumen molar y permite expresar, sólo para sustancias gaseosas, una misma cantidad de sustancia en moles, su volumen correspondiente en litros o su masa en gramos.

• **Deducción de R**

Definiendo las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) como, 1 atmósfera y 273 °K, para el volumen que ocupa un mol de cualquier gas (22,4 L), esta constante se transforma en:

$R = 1\text{ atm} \cdot 22,4\text{ L} / 273\text{ K} \cdot \text{mol} = 0,08205\text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$. Y se define R como la constante de los gases ideales: $R = 0,08205\text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} = 8,31\text{ J} / \text{mol} \cdot \text{K}$

Valores de R
$8,314472\text{ J} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$0,08205746\text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$8,2057459 \times 10^{-5}\text{ m}^3 \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$8,314472\text{ L} \cdot \text{kPa} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$62,3637\text{ L} \cdot \text{mmHg} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$62,3637\text{ L} \cdot \text{Torr} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$83,14472\text{ L} \cdot \text{mbar} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$1,987\text{ cal} / \text{K} \cdot \text{mol}$
$10,7316\text{ ft}^3 \cdot \text{psi} / ^\circ\text{R} \cdot \text{lbmol}$

Unidades de presión y sus factores de conversión							
	Pascal	bar	N/mm ²	kp/m ²	kp/cm ² (=1 at)	atm	Torr
1 Pa (N/m ²) =	1	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	0.102	0.102 × 10 ⁻⁴	0.987 × 10 ⁻⁵	0.0075
1 bar (daN/cm ²) =	100.000	1	0.1	10200	1.02	0.987	750
1 N/mm ² =	10 ⁶	10	1	1.02 × 10 ⁵	10.2	9.87	7500
1 kp/m ² =	9.81	9.81 × 10 ⁻⁵	9.81 × 10 ⁻⁶	1	10 ⁻⁴	0.968 × 10 ⁻⁴	0.0736
1 kp/cm ² (1 at) =	98100	0.981	0.0981	10000	1	0.968	736
1 atm (760 Torr) =	101325	1.013	0.1013	10330	1.033	1	760

$1 \text{ Torr (mmHg)} =$	133	0.00133	1.33×10^{-4}	13.6	0.00132	0.00132	1
---------------------------	-----	---------	-----------------------	------	---------	---------	---

- **Densidad de un gas**

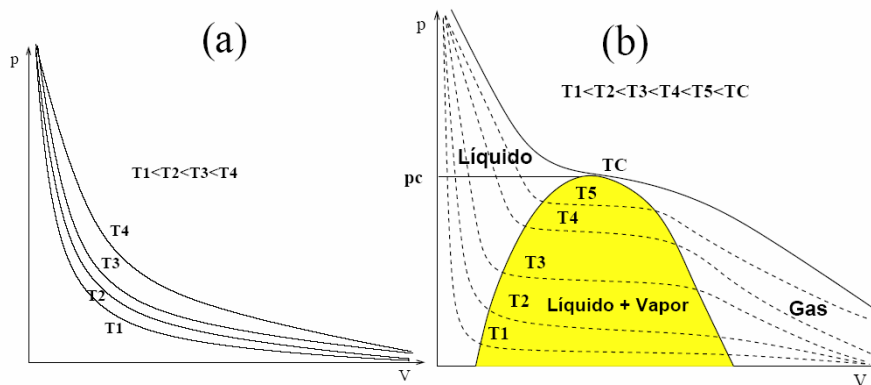
Para calcular su densidad utilizamos la ley de los gases ideales o perfectos y la definición de densidad

$$d = \frac{m}{V} \text{ como que } P.V = n.R.T \Rightarrow P.V = \frac{m}{M}.R.T \Rightarrow d = \frac{m}{V} = \frac{P.M}{RT}$$

- **Diagramas de Clapeyron. (diagramas P V)**

Son representaciones gráficas de la evolución de un gas expresando la presión en función del volumen, es decir se representa el volumen en el eje de abscisas OX, y la presión en el de ordenadas OY.

En la fig (a) tenemos la gráfica correspondiente a un gas ideal y en la (b) el diagrama correspondiente a un gas real cuando existe un cambio de fase,



- **Presión parcial. Ley de Dalton**

La presión parcial de un gas ideal en una mezcla es igual a la presión que ejercería en caso de ocupar él solo el mismo volumen a la misma temperatura. Esto sucede porque las moléculas de un gas ideal están tan alejadas unas de otras que no interactúan entre ellas.

Por ejemplo si se colocan tres gases en un recipiente de determinado volumen, V, se puede considerar que cada uno de los gases ocupa todo el volumen. Es decir, si el gas está en un recipiente herméticamente cerrado, las moléculas del gas ocuparán todo el recipiente. Cada uno de los tres gases forman la mezcla tendrá el volumen V. Ahora, si temperatura en el interior del recipiente tuviera un valor constante, T, cada uno de los gases tendría esta temperatura.

Si estudiamos cada uno de estos gases en forma separada, la contribución a la presión de cada componente es

directamente proporcional al número de moles del gas, ya que $p_i = \frac{n_i.R.T}{V}$.

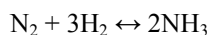
El número total de la mezcla de gases n_t será la suma de los moles de los gases que la componen, es decir,

$$n_t = n_1 + n_2 + n_3 = \frac{p_1 \cdot V}{R \cdot T} + \frac{p_2 \cdot V}{R \cdot T} + \frac{p_3 \cdot V}{R \cdot T} = (p_1 + p_2 + p_3) \frac{V}{R \cdot T} \quad (1),$$
 por otra parte el número total de

moles de la mezcla será $n_t = \frac{p_t \cdot V}{R \cdot T} \quad (2)$ igualando (1) y (2) llegamos a:

$$p_t = p_1 + p_2 + p_3$$

Como consecuencia de esto, **la presión total de una mezcla en equilibrio es igual a la suma de las presiones parciales de los gases presentes**. Por ejemplo, para la reacción dada:



La presión total es igual a la suma de las presiones parciales individuales de los gases que forman la mezcla:

$$P = P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{NH}_3}$$

Donde P es la presión total de la mezcla y P_x denota la presión parcial de x.

Gases reales

Si se quiere afinar más o si se quiere medir el comportamiento de algún gas que escapa al comportamiento ideal habrá que recurrir a las ecuaciones de los gases reales las cuales son variadas y más complicadas cuanto más precisas.

Los gases reales no se expanden infinitamente, sino que llegaría un momento en el que no ocuparían más volumen. Esto se debe a que entre sus átomos/moléculas se establecen unas fuerzas bastante pequeñas, debido a los cambios aleatorios de sus cargas electrostáticas, a las que se llama fuerzas de Van der Waals y que estudiaremos más adelante.

El comportamiento de un gas suele concordar más con el comportamiento ideal cuanto más sencilla sea su fórmula química y cuanto menor sea su reactividad, tendencia a formar enlaces. Así, por ejemplo, los gases nobles al ser monoatómicos y tener muy baja reactividad, sobre todo el helio, tendrán un comportamiento bastante cercano al ideal. Les seguirán los gases diatómicos, en particular el más liviano hidrógeno. Menos ideales serán los triatómicos como el dióxido de carbono, el caso del vapor de agua aun es peor ya que la molécula al ser polar tiende a establecer puentes de hidrógeno lo cual aun reduce más la idealidad. Dentro de los gases orgánicos el que tendrá un comportamiento más ideal será el metano perdiendo idealidad a medida que se engrosa la cadena de carbono. Así el butano es de esperar que tenga un comportamiento ya bastante alejado de la idealidad. Esto es porque cuanto más grande es la partícula fundamental constituyente del gas mayor es la probabilidad de colisión e interacción entre ellas factor que hace disminuir la idealidad. Algunos de estos gases se pueden aproximar bastante bien mediante las ecuaciones ideales mientras que en otros casos hará falta recurrir a ecuaciones reales muchas veces deducidas empíricamente a partir del ajuste de parámetros.

También se pierde la idealidad en condiciones extremas, altas presiones o bajas temperaturas. Por otra parte, la concordancia con la idealidad puede aumentar si trabajamos a bajas presiones o altas temperaturas.

- **Composición centesimal**

Se llama **fórmula empírica** de un compuesto a la expresión que indica los átomos que lo forman y su relación numérica más sencilla.

Se llama **fórmula molecular** a la verdadera fórmula de un compuesto.

El benceno tiene como fórmula molecular C_6H_6 mientras que su fórmula empírica sería (si tuviese sentido) CH.

Se llama composición centesimal de un compuesto al porcentaje de cada elemento en el compuesto.

Un ejemplillo. Calcula la composición centesimal del ácido sulfúrico.

- 1° Recordamos que su fórmula que es H_2SO_4
- 2° Miramos en la tabla las masas (u) de: $H = 1$, $O = 16$, $S = 32$ $M = 1.2 + 32 + 4.16 = 98$;

$$\text{Porcentaje de } H = \frac{2}{98} \cdot 100 = 2,05\%; \text{ de } O = \frac{4.16}{98} \cdot 100 = 65,30\% \text{ y de } S = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32,65\%$$

- **Ejercicios.-**

1.1. Si la masa de un sistema experimenta una variación de 1 mg, ¿qué energía, expresada en julios, se intercambia en este proceso? ¿A cuántas calorías equivalen?

$$R: 9 \cdot 10^{10} J = 2,16 \cdot 10^{10} \text{ cal}$$

1.2. Si calentamos al aire un trozo de estaño, éste se oxida y aumenta de peso. ¿Estará esto en contradicción con la ley de Lavoisier?

1.3. En el amoníaco, el nitrógeno y el hidrógeno se encuentran en la siguiente relación: $\frac{H}{N} = \frac{4,632}{1}$. Hallar

la cantidad de amoníaco que podrá obtenerse a partir de 2,87 g de hidrógeno.

1.4. La composición centesimal del bromuro de potasio es 67,14 % de bromo y 32,86 % de potasio. Si preparamos una reacción entre 36,60 g de bromo y 25,62 g de potasio, ¿qué cantidad de potasio quedará sin reaccionar?

1.5. A partir de 0,8755g, 1,3601g y 1,9736g de aluminio se forman 1,654 g, 2,5699 g y 3,7290 g de óxido de aluminio, respectivamente. Comprobar que se cumple la ley de las proporciones definidas.

1.6. El estaño forma dos cloruros cuyos contenidos en estaño son 88,12 % Y 78,76 %. ¿Qué ley ponderal se cumple? Enúnciala.

1.7. El manganeso forma tres óxidos, en los que los porcentajes de oxígeno son 22,54%, 30,38% Y 36,78%. Comprobar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

1.8. Tres óxidos de nitrógeno contienen 36,35 %, 53,32 % Y 69,55 % de oxígeno, respectivamente. Comprobar la ley de las proporciones múltiples.

1.9. Un óxido de cloro contiene 18,41 % de oxígeno., el óxido de cinc contiene 80,34 % de cinc y el cloruro de cinc contiene 52,03 % de cloro. Demostrar que constituyen un ejemplo de la ley de las proporciones recíprocas.

1.10. Calcular la composición centesimal de las siguientes sustancias: sulfato de sodio, hidróxido de sodio, cloruro de bario, nitrato de potasio.

1.11. ¿Qué sustancia es más rica en nitrógeno: el nitrato de sodio o el nitrato de potasio?

1.12. 150 g. de una muestra de oligisto (óxido de hierro III) tiene un 25% de impurezas. ¿Qué cantidad de hierro existe en ella?

1.13. Un compuesto contiene 80 % de carbono y 20 % de hidrógeno. ¿Cuál es su fórmula? ($C = 12$; $H = 1$).

1.14. Al reducir 16,93 gramos de un óxido de cobre se obtienen 13,524 gramos de metal. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido?

1.15. Un compuesto gaseoso está formado por 22,1% de boro y el resto flúor. ¿Cuál es su fórmula empírica? Una muestra de 0,0866g de ese gas ocupa en condiciones normales, un volumen de 19,88 ml ¿Cuál es su fórmula molecular?

- 1.16. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,30 moles de nitrato de berilio?
- 1.17. ¿Dónde existe mayor número de átomos:
- ... en 0,5 moles de SO_2 ?
 - ... en 14 gramos de nitrógeno?
 - ... en 67,2 litros de helio (en condiciones normales)?
 - ... en 4 gramos de hidrógeno?
- 1.18. En una botella tenemos un compuesto puro, en el que existan 1,80 moles de C, $2,89 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno y 9,6 g de oxígeno. Calcula la fórmula empírica del compuesto.
- 1.19. Un compuesto está formado por 16,45% de N, 37,60% de O y 45,95 de K . Calcula su fórmula más sencilla y nómbrala.
- 1.20. Si un día que vamos de viaje medimos la presión de las ruedas del coche antes de arrancar, se observa que es menor que si se mide después de recorrer muchos kilómetros. ¿Por qué?
- 1.21. Dentro de las cubiertas de un coche el aire está a 15 °C de temperatura y 2 atm de presión. Calcular la presión que ejercerá ese aire si la temperatura, debido al rozamiento, sube a 45 °C.
- 1.22. Una masa gaseosa ocupa un volumen de 250 cm³ cuando la temperatura es de -5 °C y la presión 740 mm de Hg. ¿Qué presión ejercerá esa masa gaseosa si, manteniendo constante el volumen, la temperatura se eleva a 27 °C?
- 1.23. En un recipiente adecuado se recogen 300 cm³ de oxígeno a 27 °C y 752 mm de Hg de presión. ¿Qué volumen ocupará este gas en condiciones normales?
- 1.24. ¿Qué volumen ocuparía el gas del problema anterior si se encontrase al final a 127 °C y 2 atm de presión?
- 1.25. ¿Qué volumen ocuparán 2 moles de oxígeno que se encuentran sometidos a una presión de 5 atmósferas y a una temperatura de 27 °C?
- 1.26. ¿A qué temperatura deberemos calentar 2 moles de nitrógeno contenidos en un recipiente de 40 litros de capacidad para que su presión sea de $2 \cdot 10^5$ Pa
- 1.27. ¿Cuál es la densidad del dióxido de carbono, a) ¿en condiciones normales? b) ¿a 80 cm de Hg de presión y 77 °C de temperatura?