

Tema 1: Las Transformaciones Químicas



- 1.01 Introducción.
- 1.02 La Materia.
- 1.03 La Transformación química.
 - Leyes Ponderales.
- 1.04 El Concepto de Mol.
- 1.05 Leyes de los Gases. Volumen Molar.
- 1.06 Disoluciones. Formas de Expresar la concentración de una disolución.
- 1.07 Ecuaciones químicas. Ajuste y estequiometría.
 - Reactivo limitante.
- 1.08 Ejercicios Resueltos.
- 1.09 Ejercicios Propuestos.

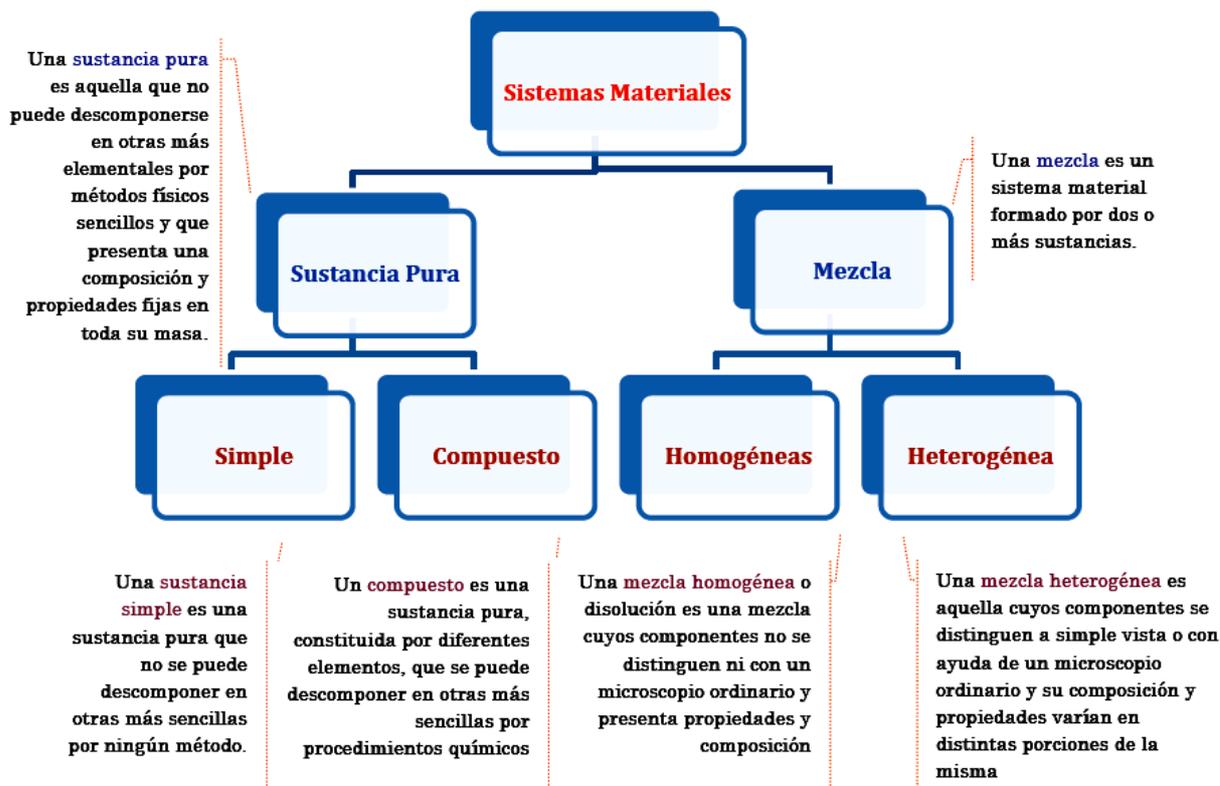
1.01.- Introducción

La **química** es una ciencia experimental que estudia los cambios o transformaciones de la materia, así como las leyes que los rigen. También se puede definir la química como la ciencia que estudia los cambios de “ser” de las cosas, a diferencia de la física que estudia los cambios de “estar”. Así, por ejemplo la oxidación del hierro es un fenómeno químico, mientras que la evaporación del agua es un fenómeno físico

1.02.- Materia

Llamamos **materia** a todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

Se **denomina sistema** material a la porción de materia que se considera de forma aislada para ser objeto de estudio. Se clasifican en:



- **Símbolo** es la letra o letras que representan a un átomo o a un elemento. Actualmente existen 111 elementos que están registrados en la tabla periódica.
- **Fórmula** es la representación de un compuesto y expresa su composición molecular.

La **fórmula empírica** de un compuesto químico nos expresa las clases de átomos que existen en una molécula y las proporciones en la que se encuentran los elementos químicos que lo forman, la **fórmula molecular** indica además el número absoluto de cada tipo de átomos presente en la molécula. Por último la **formula estructural** o **desarrollada** muestra la disposición espacial de los átomos que forman dicha molécula. Por ejemplo, para el Benceno (C_6H_6) tenemos:

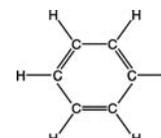
Empírica

CH

Molecular

C_6H_6

Estructural o desarrollada

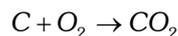


1.03.- La transformación Química: Leyes ponderales.

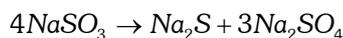
Las sustancias puras pueden sufrir transformaciones físicas o químicas. La transformación es física cuando la sustancia cambia de estado, sin afectar dicho cambio a la composición de la sustancia. La transformación es química cuando implica un cambio en el "ser" de dicha sustancia, es decir, supone un cambio en su composición. A esta transformación se la denomina **Reacción Química**.

Existen muchos tipos de reacciones químicas, como por ejemplo:

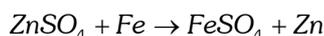
- ✓ **De síntesis:** Es la combinación de dos o mas sustancias para obtener un único compuesto.



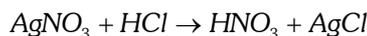
- ✓ **De descomposición:** Es la formación de dos o más sustancias a partir de un solo compuesto.



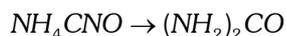
- ✓ **De desplazamiento o sustitución:** Es la reacción que se produce entre un compuesto y un elemento, uniéndose este al compuesto y liberándose un elemento que formaba parte de él.



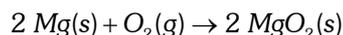
- ✓ **De Doble descomposición o metátesis:** Es la reacción que se produce entre dos compuestos con un doble intercambio o sustitución entre ambos.



- ✓ **De reagrupamiento interno o cambio isométrico:** Es la transformación de un compuesto en otro, manteniéndose la cantidad inicial de cada uno de los elementos.

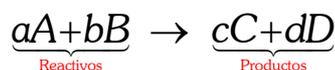


- ✓ **De Combustión:** Son las reacciones de combinación con el oxígeno que liberan energía térmica y luminosa.



También existen las reacciones de precipitación, redox, ácido-Base....., que ya veremos a lo largo del curso.

Como hemos visto en los ejemplos anteriores, las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas** con dos miembros, en el primero se encuentran los **reactivos** y en el segundo los **productos**, ambos separados por una flecha \rightarrow para indicar el sentido en el que se produce la reacción.



Donde a,b,c y d son los **coeficientes estequiométricos** que deben ser ajustados de manera que sean reflejo de la ley de conservación de la masa.

Energéticamente, decimos que una reacción es **exotérmica** cuando desprende energía (calor), mientras que es **endotérmica** cuando es necesario suministrar energía a los reactivos para obtener los productos. En general las reacciones exotérmicas son espontáneas. Si introducimos la variable energética en la ecuación química tendremos:



Símbolos que aparecen en las ecuaciones químicas

Símbolo	Significado
+	Se usa entre dos fórmulas para indicar la presencia de varios reactivos
→	Se llama "flecha de reacción", separa los reactivos de los productos e indica el sentido de la reacción química
↔	La doble flecha indica que la reacción puede ocurrir en los dos sentidos
↑	Indica que se desprende un gas, es equivalente a usar (g)
↓	Indica la formación de un precipitado que cae por la acción de la gravedad al fondo del vaso de reacción
(s)	Indica el estado sólido de alguno de los compuestos de la reacción
(l)	Indica el estado líquido de alguno de los compuestos
(ac)	Indica que alguna sustancia se encuentra en disolución acuosa
(g)	Indica el estado gaseoso de alguno de los compuestos

1.03.1.- Leyes Ponderales de las Reacciones Químicas

Una de las primeras inquietudes de los químicos era conocer las cantidades de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas y, en general, las leyes que rigen estas transformaciones.

1.03.1.1.- Ley de la conservación de la masa o Ley de Lavoisier

En toda reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos obtenidos.

Gracias a esta ley ajustamos las ecuaciones químicas, haciendo que el número de átomos de una sustancia en los reactivos sea igual al número de átomos de esa misma sustancia en los productos.

$$\sum \text{Masa}_{\text{Productos}} = \sum \text{Masa}_{\text{Reactivos}}$$

Esta ley no se cumple exactamente en las reacciones nucleares, en donde se aprecia una pérdida de masa, llamada **Defecto másico**, y que según Einstein se transforma en energía según la ecuación $\Delta E = mc^2$, por lo que hoy día se generaliza la Ley de Lavoisier diciendo que en un sistema aislado, el total de masa y energía del sistema permanece constante.

1.03.1.2.- Ley de Proust o de las proporciones definidas

Cada vez que dos elementos se unen para formar un compuesto determinado, lo hacen siempre en la misma proporción de masa.

Ejemplo 1: el Mg reacciona con el Br siempre en la relación de 6,57 g de Br con 1,00 g de Mg. Es decir, si mezclamos 10,0 g de Br con 2,0 g de Mg, reaccionará toda la masa de bromo (los diez gramos) con sólo 1,52 g de magnesio y quedarán 0,48 g de magnesio sin reaccionar.

1.03.1.3.- Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Si dos elementos químicos se combinan para formar distintos compuestos y la cantidad de uno de ellos permanece fija, las cantidades del otro, que se combinan con él, están en una relación numérica sencilla.

Ejemplo 2: En las reacciones $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$

La masa de oxígeno que se combina con una misma cantidad de hidrógeno para formar agua o agua oxigenada, está en una relación numérica sencilla de 16/8, o lo que es lo mismo, de 2/1.

En la reacción: $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$

$$\frac{m_{O_2}}{m_{H_2}} = \frac{16}{2} = \frac{8}{1}$$

En la reacción: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$

$$\frac{m_{O_2}}{m_{H_2}} = \frac{32}{2} = \frac{16}{1}$$

1.03.1.4.- Ley de Richter y Wenzel, o Ley de las proporciones recíprocas o Ley de los equivalentes.

Si masas de distintos elementos se combinan con una misma masa de otro elemento determinado, cuando esos elementos se combinen entre sí, sus masas relativas serán múltiplos o submúltiplos de aquellas masas.

Ejemplo 3: En el óxido ferroso (FeO) y en el monóxido de azufre (SO), la cantidad de oxígeno que se combina con los otros elementos es la misma, obteniéndose las siguientes relaciones:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{O}}} = \frac{56}{16} \quad ; \quad \frac{m_{\text{S}}}{m_{\text{O}}} = \frac{32}{16}$$

Luego, cuando el hierro y el azufre se combinan para formar el sulfuro de hierro II (FeS) o sulfuro de hierro III (Fe₂S₃), sus masas relativas serán múltiplos o submúltiplos de los de su combinación con el oxígeno, es decir:

$$\text{FeS} : \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{56}{32} \quad \text{Fe}_2\text{S}_3 : \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{56 \cdot 2}{32 \cdot 3}$$

Podríamos obtener de todos los elementos relaciones similares de su combinación con el oxígeno y, por tanto, conoceríamos su **peso equivalente**, ya que éste se define como el peso de un elemento que se combina con 8,00 partes de oxígeno o con 1,008 partes de hidrógeno. Con lo cual tendríamos relaciones de peso entre todos los elementos, y podemos concluir diciendo que, *cuando dos elementos se combinan entre sí lo hacen siempre equivalente a equivalente* (o según múltiplos enteros de éstos).

1.04.- El concepto de mol

Como las masas de los átomos son muy pequeñas, del orden de 10⁻²⁷ Kg. y sería muy engorroso manejar estas cifras, se ha buscado una unidad de masa relativa que permite comparar las masas de los átomos tomando como referencia la masa de uno de estos átomos como referencia. Desde 1961 se toma como referencia la doceava parte de la masa de isótopo del átomo de carbono 12. A esta unidad se le llama U.M.A. (u) unidad de masa atómica.

$$1 \text{ u} = 1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \text{ masa del } ^{12}\text{C} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

1.04.1.- Masa atómica. Isótopos

Según esto, se define **masa atómica** (mal llamada peso atómico) al número de veces que un átomo es más pesado que el isótopo ¹²C.

En el modelo atómico actual, el átomo está formado básicamente por un núcleo y una corteza electrónica en los que se encuentran las tres partículas fundamentales:

- ✓ **Corteza atómica:** Formada por **electrones** (${}^0_{-1}e^-$) $\begin{cases} m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \\ q_{e^-} = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{cases}$

- ✓ **Núcleo:** Formado por:

$$\text{➤ } \text{protones } ({}^1_1p^+) \begin{cases} m_{p^+} = 1,6725 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0073 \text{ u} \\ q_{p^+} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{cases}$$

$$\text{➤ } \text{neutrones } ({}^1_0n) \begin{cases} m_n = 1,6748 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0086 \text{ u} \\ q_n = 0 \text{ C} \end{cases}$$



Un átomo suele representarse como ${}^A_Z X^{\pm q}$, donde X es el símbolo del elemento, A el número másico, Z el número atómico y q la carga (en caso de iones).

🍏 Llamamos **número atómico** de un átomo y lo representaremos por Z al número de protones que tiene un átomo en su núcleo.

$$\text{Número atómico } (Z) = \text{Número de protones}$$

Por ejemplo: El número atómico del Hidrógeno es 1, (${}_1H$) por tanto un átomo de hidrógeno tiene un protón y un electrón. El número atómico del Cloro es 17, (${}_{17}Cl$) por tanto tiene 17 protones y 17 electrones.

Cada elemento está caracterizado por un número atómico distinto.

🍏 Llamamos **número másico** de un átomo y lo representaremos por A , al número de partículas que hay en el núcleo de un átomo, es decir, al número de protones (p) y neutrones (n) de un átomo.

$$\text{Número Másico } (A) = \text{Número de protones } (p) + \text{Número de neutrones } (n)$$

$$A = Z + n$$

Para conocer uno de ellos, necesitamos de los otros dos.

Por ejemplo: El ${}^{35}_{17}Cl$ tiene 17 protones, y $n = A - Z = 35 - 17 = 18$ neutrones

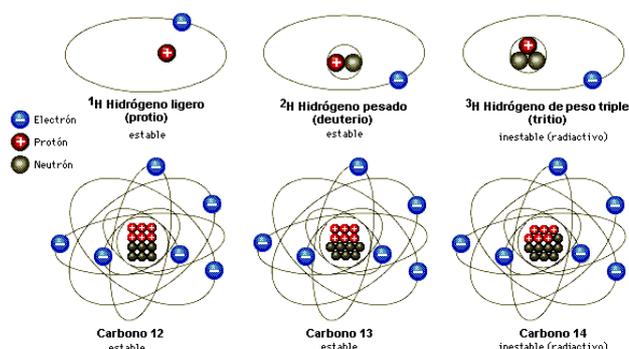
🍏 El **número de electrones** en un átomo, es igual al número de protones.

- ✓ Un **anión** (ión negativo) tendrá más electrones que protones. ${}^{35}_{17}Cl^{-1} \begin{cases} 17 \text{ protones} \\ 18 \text{ electrones} \end{cases}$
- ✓ Un **catión** (ión positivo) tendrá menos electrones que protones. ${}^{40}_{20}Ca^{+2} \begin{cases} 20 \text{ protones} \\ 18 \text{ electrones} \end{cases}$

Se denominan **isótopos** a los átomos que tienen igual número atómico, pero distinto número másico, es decir, tienen el mismo número de protones pero distinto número de neutrones.

Dos átomos isótopos, pertenecen al mismo elemento porque tienen igual número de protones, pero se distinguen por el número de neutrones. Por ejemplo existen tres tipos de carbono, el carbono 12, ${}^{12}C$, el carbono 13, ${}^{13}C$ y el carbono 14, ${}^{14}C$, ambos son carbono, pero uno tiene 6 neutrones, otro 7 y el otro tiene 8.

Otro ejemplo son los 3 isótopos del Hidrógeno: Propio (1H) el Deuterio (2H) y el Tritio (3H)



1.04.1.1.- Cálculo de la Masa Atómica de un elemento

En la naturaleza, un elemento químico está formado por una mezcla de átomos de sus distintos isótopos, en una proporción determinada, según su abundancia. La masa atómica del elemento (también conocida como Peso atómico) se calculará, por tanto, como la media de las masas atómicas de los isótopos, teniendo en cuenta su abundancia en %.

$$m_{\text{atómica}} = A = \frac{M_{at_1} \cdot \%_1 + M_{at_2} \cdot \%_2 + \dots + M_{at_n} \cdot \%_n}{100} = \frac{\sum_{i=1}^n M_{ati} \cdot \%_i}{100}$$

Ejemplo 4: Calcula la masa atómica del carbono sabiendo que consta de un 98,89% de ${}^{12}C$ (masa 12,00u) y de un 1,108% de ${}^{13}C$ (masa 13,0034u).

$$M_{\text{atómica}} = A = \frac{M_{at_1} \cdot \%_1 + M_{at_2} \cdot \%_2}{100} = \frac{12,00 \cdot 98,89 + 13,0034 \cdot 1,108}{100} = 12,01u$$

1.04.1.2.- Determinación del peso equivalente de una sustancia

Cuando estudiamos la Ley de Proporciones recíprocas, hablamos del peso equivalente. Sus unidades son el g/eq. Y para calcularlo, hemos distinguir entre el peso eq. de un átomo y el de una molécula.

- Si la sustancia es un átomo, el peso equivalente será el cociente entre el peso atómico y la valencia del átomo.

$$\text{Peso equivalente} = P_{eq} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{valencia}} = \frac{P_{at}}{val} = \frac{A}{val}$$

- Si la sustancia es una molécula, se divide el peso molecular entre la valencia. (El caso de ácidos, la valencia coincide con el número de H del ácido, en el caso de bases la valencia será el número de OH del hidróxido y en caso de sales la valencia es igual al número de átomos del metal multiplicado por su valencia)

$$\text{Peso equivalente} = P_{eq} = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{valencia}} = \frac{P_m}{val} = \frac{M}{val}$$

1.04.2.- Número de Avogadro y Mol

Los químicos no trabajamos con átomos o moléculas aisladas en el laboratorio, sino que generalmente lo hacemos con muestras cuya masa puede expresarse en miligramos (mg) o en gramos (g).

Por lo tanto lo que nos interesa es tener una relación: gramos – n° de átomos o de moléculas para poder trabajar en el laboratorio, que si cogemos un gramo de un elemento o de un compuesto químico podamos saber los átomos o las moléculas, respectivamente, que tienen.

Esa referencia es el **mol** o **cantidad de sustancia** que por definición es: *la cantidad de sustancia de un sistema material que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012kg de carbono-12*; su símbolo es “mol”. Cuando se emplea la unidad mol, las entidades elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o agrupaciones especificadas de tales partículas.

Pero una vez que sabemos que es un mol la pregunta es ¿cuántas partículas hay en un mol de cualquier sustancia? La respuesta la dio **Amedeo Avogadro**: $6,023 \times 10^{23}$, y a este número se le conoce como número de Avogadro (N_A)

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Por tanto podemos decir que un mol de es una cantidad igual a un número de Avogadro de

Así un mol de átomos serán $6,022 \times 10^{23}$ átomos, un mol de moléculas serán $6,022 \times 10^{23}$ Etc

1.04.2.1.- Masa Molar o Peso molecular de un compuesto

El concepto de mol nos conduce a otro de vital importancia en Química, el de masa molar.

Masa molar o peso molecular de un compuesto es la masa de un mol de dicho compuesto expresada en gramos. Se calcula sumando las masas atómicas de todos los elementos que forman el compuesto y sus unidades son el g/mol.

Ejemplo 5: Calcular el peso molecular del Agua (H_2O), del ácido sulfúrico (H_2SO_4) y del carbonato cálcico ($CaCO_3$) Sabiendo que $A(H)=1$, $A(O)=16$, $A(S)=32$, $A(C)=12$ y que $A(Ca)=40$.

$$P_{m_{H_2O}} = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$P_{m_{H_2SO_4}} = 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$P_{m_{CaCO_3}} = 40 \cdot 1 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

En resumen podemos observar que:

Especie Química	Unidad Elemental	Masa de una unidad elemental (MASA ATÓMICA O MOLECULAR)	Masa de un mol de unidad. elementales (MASA MOLAR)	Número de unidades elementales en un mol
Hierro	Átomo: Fe	55,85 u	55,85 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe
Agua	Molécula: H ₂ O	18,00 u	18,00 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H ₂ O
Ión nitrato	Ión: NO ₃ ⁻	62,01 u	620,1 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ iones NO ₃ ⁻

Ejemplo 6: En un matraz, disponemos de 100 g de gas oxígeno que se encuentran a 1 atmósfera de presión y 273 K de temperatura. Calcular: a) el número de moles de gas oxígeno contenidos en el matraz; b) el número de moléculas de oxígeno; c) el número de átomos de oxígeno;

a) Si hay 100 gramos de gas en C.N. tenemos que el número de moles será: $n = \frac{m}{M} = \frac{100g}{32g \cdot mol^{-1}} = 3,125 \text{ moles de } O_2$

b) Para calcular el número de moléculas nos basta con multiplicar por el número de Avogadro.

$$n^{\circ} \text{ moléculas} = n \cdot N_A = 3,125 \text{ mol} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,88 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } O_2$$

c) para calcular los átomos de oxígeno multiplicamos por 2 átomos que hay en cada molécula:

$$n^{\circ} \text{ átomos de Oxígeno} = 1,88 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos} \cdot \text{molécula}^{-1} = 3,56 \cdot 10^{24} \text{ átomos de } O$$

1.04.3.- Determinación de las fórmulas empírica y molecular

Cada sustancia simple o compuesta se representa mediante una fórmula, escribiendo los símbolos de los átomos de los elementos constituyentes, afectados cada uno de un subíndice. Una fórmula es la representación abreviada de una sustancia y expresa su composición.

🍏 Cálculo de la fórmula empírica:

- Conociendo el porcentaje de cada elemento en el compuesto y las masas relativas de los elementos podemos calcular el número relativo de átomos de cada elemento del compuesto dividiendo el tanto por ciento de cada elemento entre su masa atómica relativa. (esto es así porque suponemos que 100 gramos de compuesto y por tanto por ciento equivale a la masa del elemento en el compuesto).

$$N^{\circ} \text{ de átomos} = \frac{\% \cdot M}{A \cdot 100}$$

- Dividimos el resultado obtenido por el valor más pequeño de todos. (esto nos da la relación de átomos de cada elemento respecto a la de uno concreto)
- Y si el resultado no es un número entero, como no podemos tener por ejemplo 0,9 átomos, se multiplican los resultados obtenidos por un número entero 2, 3, 4, etc. Hasta que todos sean números enteros. OJO PORQUE TODOS LOS RESULTADOS SE MULTIPLICAN POR EL MISMO NÚMERO ENTERO.

Ejemplo 7: Hallar la fórmula empírica de una sustancia cuya composición centesimal es 38,67% de K, 13,85% de N y 47,48% de O sabiendo que (K=39,1; N=14; O=16).

En 100 gramos tendremos 38,67 g de K, 13,85 g de N y 47,48 g de O. Calculamos el número de moles de cada sustancia dividiendo por su peso atómico:

$$n_K = \frac{38,67g}{39,1g \cdot mol^{-1}} = 0,989 \text{ mol} \quad n_N = \frac{13,85g}{14g \cdot mol^{-1}} = 0,989 \text{ mol} \quad n_O = \frac{47,48g}{16g \cdot mol^{-1}} = 2,967 \text{ mol}$$

Reducimos a la unidad dividiendo por el más pequeño de ellos

$$\text{átomos}_K = \frac{0,989 \text{ mol}}{0,989 \text{ mol}} = 1 \quad \text{átomos}_N = \frac{0,989 \text{ mol}}{0,989 \text{ mol}} = 1 \quad \text{átomos}_O = \frac{2,967 \text{ mol}}{0,989 \text{ mol}} = 3$$

Luego la fórmula empírica de la sustancia pedida es KNO₃ (Nitrato de Potasio)

🍏 Cálculo de la fórmula molecular.

1. Para calcular la fórmula molecular primero hemos de conocer la masa molecular del compuesto.
2. Después aplicamos la siguiente fórmula: masa molecular = masa (fórmula empírica) x n donde n es el número entero por el cual debemos multiplicar la fórmula empírica para obtener la fórmula molecular.

Ejemplo 8: La cortisona (hormona que se forma en la glándula adrenal, a veces utilizada para el tratamiento de la artritis reumática) posee la siguiente composición centesimal en masa: C (69,96%); H (7,83%) y O (22,21%). Mediante procedimientos experimentales se ha calculado que la masa molecular del compuesto es 360. ¿Cuál es la fórmula molecular?

Sabiendo la composición centesimal y la masa molecular, en 360 gramos de cortisona habrá 251,85 g de carbono, 28,33 g de hidrógeno y 79,96 g de oxígeno. Calculamos el número de moles de cada uno dividiendo por su masa atómica.

$$n_o = \frac{m_o}{A_o} = \frac{79,96g}{16g \cdot mol^{-1}} = 5 \text{ mol} \quad n_c = \frac{m_c}{A_c} = \frac{251,85g}{12g \cdot mol^{-1}} = 21 \text{ mol} \quad n_H = \frac{m_H}{A_H} = \frac{28,33g}{1g \cdot mol^{-1}} = 28 \text{ mol}$$

Así que la fórmula molecular de la Cortisona será: $C_{21}H_{28}O_5$

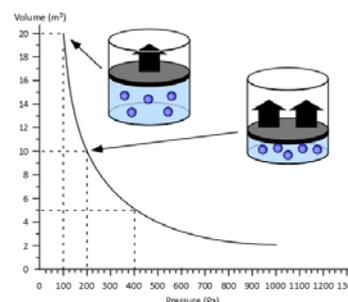
1.05.- Leyes de los Gases. Volumen Molar

1.05.1.- Leyes que rigen el comportamiento de los Gases

🍏 Ley de Boyle- Mariotte.

A temperatura constante, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

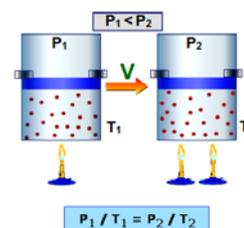
$$P \cdot V = Cte \quad \rightarrow \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



🍏 Leyes de Charles y Gay-Lussac.

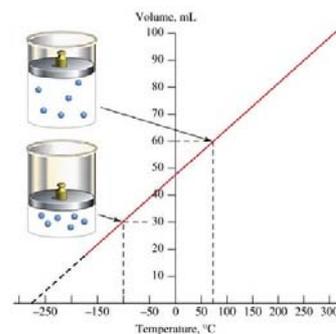
1ª Ley: Manteniendo la presión constante, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura.

$$\frac{T}{V} = cte \quad \rightarrow \quad \frac{T_1}{V_1} = \frac{T_2}{V_2}$$



2ª Ley: Manteniendo el volumen constante, la presión de una masa de gas es directamente proporcional a la temperatura.

$$\frac{P}{T} = cte \quad \rightarrow \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Si en la representación gráfica de la ley de Charles y Gay – Lussac, para una masa determinada de gas y a un presión fija, cambiamos la presión y volvemos a representar la nueva relación Temperatura – Volumen, obtendremos otra recta con distinta pendiente (figura anexa). Sir William Thomsom, conocido como Lord Kelvin (1824 – 1907), observó que, al prolongar las distintas rectas hasta un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto común: $-273,16 \text{ } ^\circ\text{C}$

Si agrupamos las tres leyes anteriores, obtenemos **la ley general de los gases** o **ecuación de Clapeyron** que dice que para una determinada masa, de gas, el cociente entre el producto de su presión por el volumen y la temperatura absoluta se mantiene constante:

$$\frac{P \cdot V}{T} = cte \quad \rightarrow \quad \frac{P_o \cdot V_o}{T_o} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$$

Lev de Avogadro.

Manteniendo constante la presión y la temperatura, volúmenes iguales de dos gases diferentes contienen el mismo número de moléculas.

$$\frac{V}{n} = cte \quad \rightarrow \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

De la agrupación de las leyes de Avogadro y la ley general de los gases, se obtiene la llamada **ecuación de estado de los gases ideales**, que podemos expresar de la siguiente forma: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Donde R es una constante que se denomina constante de los gases ideales su valor ($R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol}$) Y que solo podemos aplicar en el caso de gases ideales (los que están a muy baja presión y las interacciones entre sus partículas son inapreciables).

Ejemplo 9: Calcular la densidad aproximada del Metano (CH_4), a 20°C de temperatura y 950 mm Hg de presión sabiendo que el peso molecular del metano es de $16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Sabemos que la densidad es el cociente entre masa y volumen: $d = \frac{m}{V}$. Como tenemos peso molecular, temperatura y presión, vamos a utilizar la ecuación de los gases ideales $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ para intentar obtener la densidad. Operando un poco:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad P \cdot V = \frac{m}{P_m} \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad P \cdot V \cdot P_m = m \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad \frac{m}{V} = \frac{P \cdot P_m}{R \cdot T} \quad \rightarrow \quad d = \frac{P \cdot P_m}{R \cdot T}$$

Por tanto ya podemos calcular la densidad puesto que todos los demás datos son conocidos.

$$d = \frac{P \cdot P_m}{R \cdot T} = \frac{950 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{763 \text{ mmHg}} \cdot 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (20 + 273,16) \text{ K}} = 0,8 \text{ g / l}$$

Mezcla de Gases: Lev de Dalton.

Para una mezcla de gases que no reacciones químicamente entre sí, Dalton estableció que *la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si los otros no estuviesen presentes.*

$$P_{\text{Total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

En general, la presión parcial del cualquier componente en una mezcla se encuentra multiplicando la presión total por la fracción del número total de moles presentes de ese componente. Es decir:

$$P_i = \chi_i \cdot P_{\text{Total}}$$

Donde χ_i es la **fracción molar** del componente i. La fracción molar de un componente se obtiene dividiendo el número de moles de ese componente entre el número total de moles presentes en la mezcla:

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_{\text{Total}}}$$

Ejemplo 10: En un recipiente de 10 litros hay 16 gramos de oxígeno y 56 gramos de nitrógeno a 0°C . ¿Qué presión ejerce esa mezcla gaseosa?

La Presión parcial del oxígeno viene dada por: $P_1 = \frac{n_1}{V} RT = \frac{m_o}{P_{m_o} \cdot V} RT = \frac{16 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10 \text{ l}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 273 \text{ K} = 1,12 \text{ atm}$

Y la del nitrógeno: $P_2 = \frac{n_2}{V} RT = \frac{m_N}{P_{m_N} \cdot V} RT = \frac{56 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 10 \text{ l}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 273 \text{ K} = 4,48 \text{ atm}$

Por tanto la presión total ejercida por la mezcla gaseosa será: $P = P_1 + P_2 = 1,12 + 4,48 = 5,60 \text{ atm}$

1.05.2.- Volumen Molar

Como su nombre indica, el **volumen molar** de una sustancia es el volumen que ocupa un mol de dicha sustancia.

Experimentalmente se observa que a 0°C (273,16K) y 1 atm de presión, 1 mol de cualquier gas ideal ocupa un volumen de **22,4 litros**. Dichas condiciones de presión y temperatura se denominan **condiciones normales (c.n.)**

1.06.- Disoluciones. Formas de expresar la concentración de una disolución

Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Se suele llamar **disolvente** al componente que tiene el mismo estado de agregación que la disolución; y **soluto** o solutos, al otro u otros componentes.

Si todos tienen el mismo estado, se llama disolvente al componente que interviene en mayor proporción de masa, aunque muchas veces se considera disolvente al que es más frecuentemente usado como tal (por ejemplo, una disolución conteniendo 50% de etanol y 50% de agua, es denominada solución acuosa de etanol). En el caso de dos metales disueltos mutuamente en estado sólido, se considera disolvente a aquél cuya estructura cristalina persiste en la solución; si ambos tienen la misma estructura (ej.: aleaciones paladio-plata), se considera disolvente al metal que ocupa la mayoría de las posiciones en la estructura cristalina.



La concentración de una disolución se puede expresar en unidades físicas y en unidades químicas:

1.06.1.- Concentración en unidades físicas

1.- Gramos por litro: Es la masa de soluto, en gramos, por cada litro de disolución. $C = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{gr.})}{V_{\text{disolución}}(\text{l})} = \text{gr} / \text{l}$

2.- Concentración centesimal o tanto por ciento en peso (%_{p-p}): Es el número de gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

$$\%_p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{Disolución}}} \cdot 100 = \frac{m_s}{m_D} = \%$$

3.- Tanto por ciento en volumen (%_{v-v}): Expresa el volumen de soluto, expresado en cm³, que hay por cada 100 cm³ de disolución.

$$\%_v = \frac{v_{\text{soluto}}(\text{ml})}{v_{\text{Disolución}}(\text{ml})} \cdot 100 = \frac{v_s}{v_D} \cdot 100 = \%$$

4.- Tanto por ciento peso en volumen (%_{p-v}): Expresa la masa de soluto, expresada en gramos, que hay en cada 100 cm³ de disolución.

$$\%_{p-v} = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{gr})}{v_{\text{Disolución}}(\text{ml})} \cdot 100 = \frac{m_s}{v_D} \cdot 100$$

5.- Partes por millón (ppm): Son los miligramos de soluto por litro de disolución. $1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}_{\text{soluto}}}{1 \text{ L}_{\text{Disolución}}}$

1.06.2.- Concentración en unidades químicas

6.- Molaridad: Es el número de moles de soluto por litro de disolución. $M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} = \frac{n}{V} = \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$

7.- Normalidad: Es el número de equivalentes de soluto contenidos en un litro de disolución.

$$N = \frac{n_{\text{eq-soluto}}}{V_{\text{Disolución}}} = \frac{\frac{m_{\text{soluto}}}{P_{\text{eq-soluto}}}}{V} = \text{eq}\cdot\text{l}^{-1}$$

La Molaridad y la normalidad están relacionadas mediante: $N = M \cdot \text{valencia} = M \cdot \text{val}$

Ejemplo 11: Se disuelven 4,9 g de ácido sulfúrico en agua hasta completar 200 cm³ de disolución. Deducir su normalidad sabiendo que S=32; O=16 y que H=1.

Como $N = \frac{n_{\text{eq}}}{V_D}$, necesitamos calcular el número de equivalentes. Como se trata de un ácido, su valencia se corresponde con el número de

átomos de H, por tanto vale 2. $n_{\text{eq}} = \frac{m}{P_{\text{eq}}} = \frac{m}{\frac{P_m}{\text{val}}} = \frac{4,9\text{g}}{\frac{98\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}}{2\text{eq}\cdot\text{mol}^{-1}}} = \frac{4,9\text{g}}{49\text{g}\cdot\text{eq}^{-1}} = 0,1\text{eq}$ y con esto ya podemos calcular la normalidad:

$$N = \frac{n_{\text{eq}}}{V_D} = \frac{0,1\text{eq}}{200\text{cm}^3 \cdot \frac{1\text{l}}{1000\text{cm}^3}} = \frac{0,1\text{eq}}{0,2\text{l}} = 0,5\text{eq}\cdot\text{l}^{-1} = 0,5\text{N}$$

8.- Molalidad: Es el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolvente}} (\text{Kg})} = \frac{n}{m_d} = \text{mol}\cdot\text{Kg}^{-1}$$

9.- Fracción molar: Es el número de moles de cada componente dividido por el número de moles totales.

$$\chi = \frac{n_s}{n_{\text{total}}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

Ejemplo 12: Una disolución concentrada de ácido clorhídrico contiene un 35,2% en masa y su densidad es de 1,175 g/mL. Calcular:

a) La molalidad de esta disolución.

b) La molaridad de la disolución.

c) El volumen de ésta que se necesita para preparar 3 litros de una disolución 2 M de HCl

Datos. Masas atómicas: Cl = 35,5 ; H = 1.

a) Para encontrar la molalidad debemos calcular primero el número de moles de HCl. Cada 100 g de disolución contiene 35,2 g de HCl y 64,8 g de agua.

$$n = \frac{m}{M(\text{HCl})} = \frac{35,2}{36,5} = 0,964 \text{ mol HCl}$$

La molalidad de la disolución será por tanto: $\frac{64,8\text{g H}_2\text{O}}{0,964 \text{ mol HCl}} = \frac{1000\text{g}}{m} \Rightarrow m = 14,9 \text{ mol / kg}$

b) Para encontrar la molaridad debemos saber el volumen ocupado por 100 g de disolución

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} \Rightarrow V = \frac{100}{1,175} = 85,1 \text{ mL} = 0,0851 \text{ L}$$

La molaridad de la disolución será por tanto: $M = \frac{0,964}{0,0851} = 11,3 \text{ mol / L}$

c) Como la concentración de la disolución es 11,3 M, y queremos preparar otra de concentración menor, 2 M, bastará igualar los moles de la disolución concentrada y la de la diluida.

$$(V \cdot M)_c = (V \cdot M)_d \Rightarrow 11,3 \cdot V_c = 2 \cdot 3 \Rightarrow V_c = 0,531 \text{ L de disolución concentrada.}$$

Para preparar la disolución pedida tomaremos 531 mL de la disolución concentrada y le añadiremos agua destilada hasta completar los 3 L.

1.07.- Ecuaciones Químicas: Ajuste y estequiometría

Como en una reacción química se ha de cumplir el principio de conservación de la masa, y éste presupone que el número de átomos en ambos miembros de la ecuación ha de ser el mismo, por tal motivo, la ecuación ha de ajustarse. Existen varios métodos de ajuste. Veamos dos de ellos:

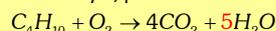
- Por tanteo:** Se trata de ir probando coeficientes hasta hallar los correctos.
- Método de los coeficientes indeterminados:** Consiste en asignar a cada sustancia química un coeficiente indeterminado (a,b,c,d,...) y hacer un balance de masas.

Ejemplo 13: Ajustar la reacción de combustión del butano $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

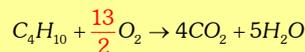
Por tanteo: Como en los reactivos hay 4 carbonos, ponemos un 4 junto al dióxido de carbono en los productos.



Como en los reactivos hay 10 hidrógenos, y en los productos hay 5, ponemos un cinco junto al agua en los productos.



Ya tenemos ajustados el C y el H, solo nos falta el O. En los productos tenemos 13 átomos de O, mientras que en los reactivos solo hay 2, por tanto si multiplicamos por 13/2, ya tendremos 13 átomos de O.



Y ya tenemos la ecuación ajustada. Por tanto la reacción queda: $C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$

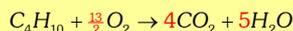
Mediante el método de los coeficientes indeterminados: $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Asignamos coeficientes a cada componente: $aC_4H_{10} + bO_2 \rightarrow cCO_2 + dH_2O$

Y escribimos un sistema refiriéndonos a cada uno de los átomos tanto en los reactivos como en los productos;

$$\left. \begin{array}{l} \text{Carbono: } 4a=c \\ \text{Hidrógeno: } 10a=2d \\ \text{Oxígeno: } 2b=2c+d \end{array} \right\} \text{ Como el sistema es compatible indeterminado, hacemos } a=1 \text{ y por tanto: } \begin{cases} 4 \cdot 1 = c \rightarrow c = 4 \\ 10 \cdot 1 = 2d \rightarrow d = 5 \\ 2b = 2 \cdot 4 + 5 = 13 \rightarrow b = \frac{13}{2} \end{cases}$$

Por tanto la ecuación ajustada es:

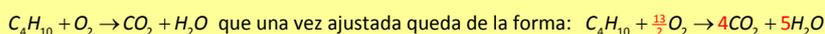


1.07.1.- Estequiometría

Se llama **estequiometría** a las relaciones cuantitativas de las reacciones químicas. Hay que tener en cuenta que los coeficientes de los productos de una reacción indican los moles de cada una de las sustancias que intervienen.

Ejemplo 14: Al quemar 40 g de C_4H_{10} , ¿Qué masa de CO_2 se produce y qué masa de O_2 es necesaria para la combustión de los 40 gramos de butano?

La reacción química de combustión del butano es:



* Lo primero es calcular el número de moles de butano, para ello dividimos la masa entre el peso molecular:

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{40g}{(12 \cdot 4 + 10 \cdot 1)g \cdot mol^{-1}} = \frac{40g}{58g \cdot mol^{-1}} = 0,69mol$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano produce 4 moles de dióxido de carbono, por tanto 0,69 moles, producirán:

$$\frac{1mol C_4H_{10}}{4mol CO_2} = \frac{0,69mol C_4H_{10}}{X mol CO_2} \Rightarrow x = \frac{4mol \cdot 0,69mol}{1mol} = 2,76mol CO_2$$

Una vez conocido el número de moles de dióxido de carbono, calcular la masa se hace simplemente multiplicando por el peso molecular del CO_2 .

$$m = n \cdot P_m = 2,76mol \cdot (12 + 16 \cdot 2)g \cdot mol^{-1} = 2,76mol \cdot 44g \cdot mol^{-1} = 121,44 g \text{ de } CO_2$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano reacciona con 13/2 moles de oxígeno, por tanto 0,69 moles lo harán con:

$$\frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{\frac{13}{2} \text{ mol } O_2} = \frac{0,69 \text{ mol } C_4H_{10}}{X \text{ mol } O_2} \Rightarrow x = \frac{\frac{13}{2} \text{ mol} \cdot 0,69 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 4,485 \text{ mol } O_2$$

Y una vez conocido el número de moles si multiplicamos por el peso molecular del oxígeno (O_2), $32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, obtenemos la masa de oxígeno:

$$m = n \cdot P_m = 4,485 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 143,52 \text{ g de } O_2$$

Por tanto, se producen 121,44 g de dióxido de carbono y se necesitan 143,52 g de oxígeno.

En reacciones como la anterior, donde algunos de los reactivos y productos son gaseosos, los coeficientes de sus ecuaciones, indican, a su vez, la proporción en que reaccionan los volúmenes de los gases para unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Sabemos que en c.n. de presión y temperatura, un mol de gas ocupa un volumen de 22,4 litros. Así si en el ejemplo anterior nos hubieran preguntado por el volumen de CO_2 obtenido y el volumen de O_2 necesario, habríamos procedido de la siguiente manera:

** Lo primero es calcular el número de moles de butano, para ello dividimos la masa entre el peso molecular:

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{40 \text{ g}}{(12 \cdot 4 + 10 \cdot 1) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{40 \text{ g}}{58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,69 \text{ mol}$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano produce 4 moles de dióxido de carbono, por tanto 0,69 moles, producirán:

$$\frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{4 \text{ mol } CO_2} = \frac{0,69 \text{ mol } C_4H_{10}}{X \text{ mol } CO_2} \Rightarrow x = \frac{4 \text{ mol} \cdot 0,69 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 2,76 \text{ mol } CO_2$$

Una vez conocido el número de moles de dióxido de carbono, como un mol de gas en c.n. (si no dicen nada es que estamos en c.n.) ocupa 22,4 l, el volumen de CO_2 será.

$$V = n \cdot V_m = 2,76 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} = 61,82 \text{ l de } CO_2$$

Según la ecuación química, 1 mol de butano reacciona con $13/2$ moles de oxígeno, por tanto 0,69 moles lo harán con:

$$\frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{\frac{13}{2} \text{ mol } O_2} = \frac{0,69 \text{ mol } C_4H_{10}}{X \text{ mol } O_2} \Rightarrow x = \frac{\frac{13}{2} \text{ mol} \cdot 0,69 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 4,485 \text{ mol } O_2$$

Y conocido el número de moles, multiplicando por el volumen molar, obtenemos el volumen de oxígeno:

$$V = n \cdot V_m = 4,485 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} = 100,46 \text{ l de } O_2$$

Por tanto, se producen 61,82 l de dióxido de carbono y se necesitan 100,46 l de oxígeno, todo ello, por supuesto en condiciones normales.

1.07.1.1.- Estequiometría volumétrica

Hay ocasiones en que los gases nos los dan en condiciones distintas a las normales, o bien, el gas obtenido nos lo piden en otras condiciones, en estos casos recurriremos a la ecuación de los gases perfectos $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ para cambiar de unas condiciones de P y T a otras.

Ejemplo 15: Calcular el volumen de dióxido de carbono a 27°C y 785 mmHg de presión que se desprenden al calentar 150 g de carbonato cálcico.

La reacción química es: $CaCO_3 \rightarrow CO_2 + CaO$, que como podemos observar ya está ajustada.

Calculamos el número de moles carbonato cálcico: $n = \frac{m}{P_m} = \frac{150 \text{ g}}{(40 + 12 + 16 \cdot 3) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{150 \text{ g}}{100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,5 \text{ mol de } CaCO_3$

Como en la ecuación tenemos que un mol de carbonato cálcico produce 1 mol de dióxido de carbono, entonces 1,5 moles producirán 1,5 moles de CO_2 .

Utilizando la ecuación de los gases perfectos, calculamos el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (27 + 273) \text{ K}}{785 \text{ mmHg}} = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1,029 \text{ atm}} = 35,86 \text{ l de } CO_2$$

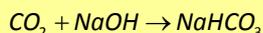
1.07.1.2.- Reactivo Limitante

En otras ocasiones se trabaja con un exceso de reactivos, que puede obedecer a una de estas causas:

- Desconocimiento del proceso real que va a producirse.
- Asegurar la reacción completa de uno de los reactivos.

Ejemplo 16: Se trata de obtener NaHCO_3 empleando 50 g de CO_2 , que se hace burbujear por una disolución que contiene 50 g de NaOH con lo que se presente obtener la máxima cantidad de bicarbonato con los 50 g de CO_2 . Se pide, la masa que hay en exceso de NaOH y la masa que se formará de NaHCO_3 .

La reacción que se producirá será:



Como podemos observar, ya está ajustada.

Bien tenemos que un mol de dióxido de carbono, reacciona con un mol de sosa cáustica para dar un mol de bicarbonato sódico.

Calculamos el número de moles de dióxido de carbono: $n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{P_{m_{\text{CO}_2}}} = \frac{50\text{g}}{(12 + 16 \cdot 2)\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{50\text{g}}{48\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,04 \text{ mol de } \text{CO}_2$

Calculamos también el número de moles de sosa: $n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{P_{m_{\text{NaOH}}}} = \frac{50\text{g}}{(23 + 16 + 1)\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{50\text{g}}{40\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,25 \text{ mol de } \text{NaOH}$

Como un mol reacciona con un mol, tenemos que se consumirán 1,04 moles de CO_2 (todo) y 10,4 moles de NaOH , por tanto, me sobrarán $1,25 - 1,04 = 0,21$ moles de NaOH y se formarán 1,04 moles de NaHCO_3

Así que si sobran 0,21 moles de NaOH , si multiplicamos por su peso molecular, nos dará la masa de NaOH que ha sobrado en el proceso:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{P_{m_{\text{NaOH}}}} \rightarrow m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot P_{m_{\text{NaOH}}} = 0,21\text{mol} \cdot 40\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,4 \text{ g}$$

Y si se forman 10,4 moles de NaHCO_3 , si multiplicamos también por su masa molecular, nos dará la masa que se ha producido de esta sustancia:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{P_{m_{\text{CO}_2}}} \rightarrow m_{\text{NaHCO}_3} = n_{\text{NaHCO}_3} \cdot P_{m_{\text{NaHCO}_3}} = 1,04\text{mol} \cdot (23 + 1 + 12 + 16 \cdot 3)\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,04\text{mol} \cdot 84\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 87,36 \text{ g}$$

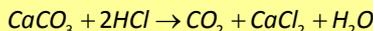
En general este tipo de reacciones se conocen con el nombre de **reactivo limitante**, porque hay un reactivo del que siempre queda una cierta cantidad (**reactivo en exceso**) y otro que se agota completamente (**reactivo limitante**)

El reactivo limitante reacciona solamente con la cantidad adecuada de la otra sustancia que se encuentra en exceso y de la que queda parte sin reaccionar.

1.07.1.3.- Riqueza de los reactivos

Normalmente, en las reacciones químicas, todos los reactivos que intervienen son puros, lo que significa que si alguno de ellos no lo es, nos lo tienen que decir dándonos la riqueza en tanto por ciento en peso de riqueza.

Ejemplo 17: Calcular el volumen de dióxido de carbono a 25°C y 740 mmHg que se obtendría de 150 g de calcita cuya riqueza en CaCO_3 es del 85,3% por reacción con HCl según la reacción:



Si tenemos 150 g de calcita, que contienen un 85,3 % de carbonato cálcico, en realidad tenemos: $m_{\text{CaCO}_3} = 150\text{g} \cdot 0,853 = 127,95 \text{ g de } \text{CaCO}_3$

Calculamos el número de moles de CaCO_3 , dividiendo esta masa entre el peso molecular: $n_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{P_{m_{\text{CaCO}_3}}} = \frac{127,95\text{g}}{100\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,28\text{mol de } \text{CaCO}_3$

Una vez calculado, como en la reacción química tenemos que un mol de carbonato cálcico produce 1 mol de dióxido de carbono, tendremos que 1,28 moles producirán 1,28 moles de éste gas.

Conocido el número de moles de gas, como nos dan la presión y la temperatura, utilizando la ecuación de los gases ideales, podemos calcular el volumen.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,28\text{mol} \cdot 0,082\text{atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273)\text{K}}{\frac{740\text{mmHg}}{763\text{mmHg} \cdot \text{atm}^{-1}}} = \frac{1,28\text{mol} \cdot 0,082\text{atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298\text{K}}{0,974\text{atm}} = 32,11 \text{ l de } \text{CO}_2$$

Por tanto se producirán 32,11 litros de dióxido de carbono.

1.07.1.4.- Cálculos con reactivos en Disolución

Es muy habitual en las reacciones químicas que uno o varios reactivos se encuentren disueltos. Por ejemplo, sucede casi siempre que los reactivos son ácidos inorgánicos, pues su presentación comercial es una disolución acuosa. En estos casos, es siempre necesario calcular las cantidades de reactivos disueltos.

Ejemplo 18: *Calcula la cantidad de sulfuro de hierro (II), el 90,6% en masa y la cantidad de ácido sulfúrico 1M necesarios para producir 2 litros de ácido sulfhídrico medidos a 23°C y 850 mm Hg de presión, sabiendo que la masa molecular del FeS es de 87,92 u.*

La reacción que se produce es de doble descomposición o metátesis: $FeS + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2S$

Que ya está ajustada.

El número de moles de sulfhídrico lo calculamos con la ecuación de los gases perfectos:

$$n_{H_2S} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{850 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg} \cdot \text{atm}^{-1}} \cdot 2 \text{ l}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 296 \text{ K}} = 0,092 \text{ moles}$$

Según la ecuación ajustada, 1 mol de FeS produce 1 mol de H₂S; por tanto, para producir 0,092 moles de H₂S se necesitan:

$$m_{FeS} = n_{FeS} \cdot P_{m_{FeS}} = 0,092 \text{ mol} \cdot 87,92 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,09 \text{ g}$$

Esto sería si el FeS fuera puro al 100%, pero como no lo es, necesitaremos más cantidad. ¿Pero cuánta cantidad?. La calculamos mediante:

$$\frac{100 \text{ g (de FeS muestra)}}{90,6 \text{ (de FeS Puro)}} = \frac{x \text{ g (de FeS muestra)}}{8,09 \text{ g (de FeS Puro)}} \rightarrow x = \frac{100 \cdot 8,09}{90,6} = 8,93 \text{ g de FeS de la muestra}$$

Y por último, para obtener 0,092 moles de H₂S se necesitan 0,092 moles de H₂SO₄, Conocido el número de moles y la molaridad, podemos calcular el volumen mediante:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,092 \text{ mol}}{1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 0,092 \text{ l} = 92 \text{ cm}^3$$

Así que necesitamos 8,93 gramos de FeS de la muestra y 92 cm³ de ácido sulfúrico 1 M para producir esos 2l de ácido sulfhídrico.

1.07.1.5.- Rendimiento de las reacciones químicas

En los procesos químicos no se suelen obtener el 100% de las cantidades previstas de las sustancias, debido a diversas causas, como pueden ser reacciones simultáneas no deseadas, impurezas de los reactivos, escapes en los hornos, etc...

Para calcular el rendimiento de una reacción se establece la relación entre la cantidad obtenida y la cantidad que teóricamente se debería obtener:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Masa Obtenida}}{\text{Masa Teórica}} \cdot 100$$

Ejemplo 19: *En la síntesis del amoníaco se produce la reacción reversible $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Si a partir de 3 g de hidrógeno se han obtenido 15,2 g de amoníaco, calcula el rendimiento de la reacción. Datos: N = 14u; H = 1 u*

Si la reacción se efectuara de forma completa, con un rendimiento del 100%, por cada 3 moles de H₂ se deberían obtener 2 moles de amoníaco. Por tanto, con los 3 gramos se deberían de obtener:

$$\frac{6 \text{ g de H}_2}{34 \text{ g de NH}_3} = \frac{3 \text{ g de H}_2}{x \text{ g de NH}_3} \rightarrow x = \frac{34 \cdot 3}{6} = 17 \text{ g de NH}_3$$

Como se han obtenido 15,2 g, el rendimiento, r, ha sido de:

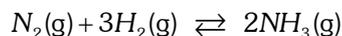
$$r = \frac{\text{masa real}}{\text{masa teórica}} \cdot 100 = \frac{15,2 \text{ g}}{17 \text{ g}} \cdot 100 = 89,4\%$$

Así que el rendimiento de esta reacción ha sido del 89,4 %

1.08.- Ejercicios resueltos

1.- ¿Qué volumen de hidrógeno, en c.n., se necesitará para obtener 2.000 l de amoníaco, medidos a 750 mm Hg y 25 °C?

La reacción es:



Hallamos el número de moles de amoníaco que corresponden a los 2.000 litros en las condiciones que nos dan, mediante la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{750 \text{ mmHg} \cdot 2000 \text{ l}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 80,76 \text{ mol de } NH_3$$

Como la reacción es 3 mol de hidrógeno producen 2 moles de amoníaco, entonces, para producir 80,76 moles necesitaremos:

$$\frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} = \frac{X \text{ mol } H_2}{80,76 \text{ mol } NH_3} \quad \Rightarrow \quad x = \frac{3 \text{ mol} \cdot 80,76 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 121,14 \text{ mol de } H_2$$

Si en condiciones normales un mol de gas ocupa un volumen de 22,4 litros, entonces 121,14 moles ocuparán:

$$V = 22,4 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 121,14 \text{ mol} = 2713,54 \text{ l}$$

2.- Al tostar la pirita se produce la reacción: $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

a) **Ajusta la reacción.**

b) **Halla el volumen de dióxido de azufre, medido en condiciones normales, que se obtiene al tostar 2 toneladas de pirita de un 92 % de riqueza.**

a) La reacción ajustada por tanteo es: $2FeS_2 + \frac{11}{2}O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 4SO_2$

b) Para hallar el volumen de dióxido de azufre, hallamos primero el número de moles de pirita que hay en las dos toneladas del 92 % de riqueza.

$$m = 2 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot 0,92 = 1.840 \text{ kg}$$

Calculamos el número de moles de dióxido de azufre

$$n = \frac{m}{P_m} = \frac{1,84 \cdot 10^6 \text{ g}}{120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 15.333,3 \text{ mol de } FeS_2$$

Como en la reacción 2 moles de pirita producen 4 moles de dióxido de azufre, entonces 15333,3 moles producirán:

$$\frac{2 \text{ mol } FeS_2}{4 \text{ mol } SO_2} = \frac{15333,3 \text{ mol } FeS_2}{x \text{ mol } SO_2} \quad \Rightarrow \quad x = \frac{4 \text{ mol} \cdot 15333,3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 30666,6 \text{ mol de } SO_2$$

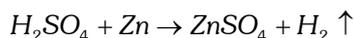
Como el SO_2 es un gas y nos piden su volumen en c.n.: $V_{SO_2} = 30.666,6 \cdot 22,4 \text{ l} = 687 \text{ m}^3$

Por tanto el volumen de SO_2 obtenido en c.n. a partir de 2 toneladas de pirita es de 687 m³

3.- El ácido sulfúrico ataca al zinc, formando sulfato de zinc y desprendiendo hidrógeno. Formula la reacción que tiene lugar y calcula cuántos gramos de zinc se necesitan tratar con exceso de ácido sulfúrico diluido para obtener 10 litros de hidrógeno, medidos en condiciones normales.



La reacción es:



Que como vemos, ya está ajustada.

Hallamos los moles de H_2 que hay en 10 litros de este gas en c.n., para ello dividimos entre el volumen molar:

$$n_{H_2} = \frac{V}{V_m} = \frac{10l}{22,4l} = 0,44 \text{ moles de } H_2$$

Como la reacción es mol a mol, para obtener 0,44 moles de H_2 se necesitaría la misma cantidad de Zn.

Como un mol de Zinc tiene una masa de 65,37 gramos, 0,44 moles serán:

$$m_{Zn} = n \cdot A_{Zn} = 0,44 \text{ mol} \cdot 65,37 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28,76 \text{ g de Zn}$$

4.- Se hacen reaccionar 50.00g de Cu (90% de pureza) con 400.00ml de una solución 6 M de ácido nítrico a 50°C y 3 atmósferas, con un rendimiento del 95% respecto de $Cu(NO_3)_2$
Calcular:

- a) **Reactivo limitante y reactivo en exceso**
- b) **Masa de reactivo en exceso.**
- c) **Masa de nitrato(V) de cobre (II) obtenida.**
- d) **Volumen de dióxido de nitrógeno obtenido.**
- e) **Moles y moléculas de agua obtenidos.**

Lo primero es plantear y ajustar la ecuación química:

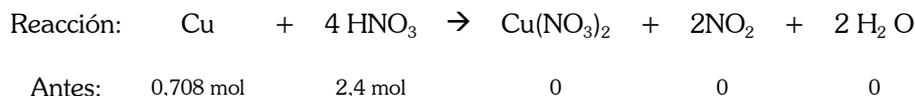


Calculamos los moles de cada sustancia que tenemos:

✓ Cobre: $m_{Cu} = 50g \cdot 0,90 = 45g \rightarrow n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{A_{Cu}} = \frac{45g}{63,55g \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,708 \text{ mol de Cu}$

✓ Ácido Nítrico: $n_{HNO_3} = M \cdot V = 6 \text{ mol} \cdot l^{-1} \cdot 0,4l = 2,4 \text{ mol de ácido nítrico}$

Si colocamos debajo de la ecuación, las relaciones estequiométricas de masa y moles obtenidas a partir de los datos del problema, tenemos:



En la reacción, 1 mol de cobre reacciona con 4 moles de ácido nítrico, por tanto 0,708 moles de cobre lo harían con:

$$\frac{1 \text{ mol Cu}}{4 \text{ mol HNO}_3} = \frac{0,708 \text{ mol Cu}}{x} \rightarrow x = \frac{4 \text{ mol HNO}_3 \cdot 0,708 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 2,832 \text{ mol de ácido nítrico.}$$

Como no tenemos suficiente nítrico, decimos que el Ácido Nítrico es el reactivo limitante, y el Cobre el reactivo en exceso.

Hacemos los cálculos de nuevo para el ácido nítrico:



$$\frac{1 \text{ mol Cu}}{4 \text{ mol HNO}_3} = \frac{x \text{ mol Cu}}{2,4 \text{ mol HNO}_3} \rightarrow x = \frac{2,4 \text{ mol HNO}_3 \cdot 1 \text{ mol Cu}}{4 \text{ mol HNO}_3} = 0,6 \text{ mol de Cobre.}$$

Así que, según esto:

Se consume todo el ácido nítrico, pero sobran $0,708 - 0,6 = 0,108$ moles de Cobre

Por tanto, la masa en exceso de cobre es $m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot A_{\text{Cu}} = 0,108 \text{ mol} \cdot 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6,86 \text{ g}$ de cobre

a y b) Se necesitan 38.12 g de Cu para reaccionar con los 400.00 ml de ácido nítrico 6M, pero agregamos 45.00 g de Cu, por lo tanto el cobre esta en exceso y, en consecuencia, el HNO₃ es el reactivo limitante.

c) Para calcular la cantidad de nitrato cúprico obtenido, como en la reacción 1 mol de Cu produce un mol de Cu(NO₃)₂, entonces los 0,6 moles de Cu producirán 0,6 moles.

Esto sería si el rendimiento de la reacción fuera del 100%, pero como es del 95%, en realidad se producirán:

$$n_{\text{Cu(NO}_3)_2} = 0,6 \text{ mol} \cdot 0,95 = 0,57 \text{ mol de Cu(NO}_3)_2$$

Como el peso molecular del Cu(NO₃)₂ es de 187,55 gramos, la masa obtenida será:

$$m_{\text{Cu(NO}_3)_2} = n \cdot P_m = 0,57 \text{ mol} \cdot 187,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 106,90 \text{ g}$$

d) Para calcular el volumen de NO₂ obtenido, primero calculamos los moles; como 4 moles de nítrico producen 2 moles de NO₂, 2,4 moles producirán:

$$\frac{4 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol NO}_2} = \frac{2,4 \text{ mol HNO}_3}{x \text{ mol NO}_2} \rightarrow x = \frac{2,4 \text{ mol HNO}_3 \cdot 2 \text{ mol NO}_2}{4 \text{ mol HNO}_3} = 1,2 \text{ mol de NO}_2$$

Si representamos todos los datos que ya tenemos:

Reacción:	Cu	+	4 HNO₃	→	Cu(NO₃)₂	+	2NO₂	+	2 H₂O
<i>Antes:</i>	<i>0,708 mol</i>		<i>2,4 mol</i>		<i>0</i>		<i>0</i>		<i>0</i>
<i>Después:</i>	<i>0,108 mol</i>		<i>0</i>		<i>0,57 mol</i>		<i>1,2 mol</i>		<i>1,2 mol</i>

Utilizando la ecuación de los gases, podemos calcular el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 323 \text{ K}^{-1}}{3 \text{ atm}} = 10,59 \text{ l}$$

e) Para calcular los moles y moléculas de H₂O, como se produce la misma cantidad de NO₂ que de agua, tenemos que se forman 1,2 moles de agua.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1,2 \text{ mol}$$

Y el número de moléculas será:

$$n^\circ \text{ moléculas de H}_2\text{O} = 1,2 \text{ mol} \cdot \frac{6,023 \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 7,23 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

5.- Una disolución concentrada de ácido clorhídrico contiene un 35,2% en masa y su densidad es de 1,175 g/mL. Calcular:

- a) La molalidad de esta disolución.
- b) La molaridad de la disolución.

c) **El volumen de ésta que se necesita para preparar 3 litros de una disolución 2 M de HCl.**

Datos. Masas atómicas: Cl = 35,5 ; H = 1.

a) Para encontrar la molalidad debemos calcular primero el número de moles de HCl. Cada 100 g de disolución contiene 35,2 g de HCl y 64,8 g de agua.

$$n = \frac{m}{M(\text{HCl})} = \frac{35,2}{36,5} = 0,964 \text{ mol HCl}$$

La molalidad de la disolución será por tanto:

$$\frac{64,8 \text{ g } H_2O}{0,964 \text{ mol HCl}} = \frac{1000 \text{ g}}{m} \Rightarrow m = 14,9 \text{ mol / kg}$$

b) Para encontrar la molaridad debemos saber el volumen ocupado por 100 g de disolución

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} \Rightarrow V = \frac{100}{1,175} = 85,1 \text{ mL} = 0,0851 \text{ L}$$

La molaridad de la disolución será por tanto:

$$M = \frac{0,964}{0,0851} = 11,3 \text{ mol / L}$$

c) Como la concentración de la disolución es 11,3 M, y queremos preparar otra de concentración menor, 2 M, bastará igualar el número de moles de la disolución concentrada y la de la diluida.

$$n = (V \cdot M)_c = (V \cdot M)_d \Rightarrow 11,3 \cdot V_c = 2 \cdot 3 \Rightarrow V_c = 0,531 \text{ L de disolución concentrada.}$$

Para preparar la disolución pedida tomaremos 531 mL de la disolución concentrada y le añadiremos agua destilada hasta completar los 3 L.

6.- Un compuesto contiene 24,255 % de C, 4,05% de H y 71,8% de Cl. Sabiendo que un litro de dicho compuesto gaseoso a 710 mmHg y 110 °C pesa 3,085 g. A partir de dichos datos deduce su fórmula molecular. Datos: C=12, H=1, Cl=35,5, R=0,082 atm·l·K⁻¹·mol⁻¹

Con la ecuación de los gases perfectos, calculamos su peso molecular:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{P_m} \cdot R \cdot T \rightarrow P_m = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{3,085 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 383 \text{ K}}{\frac{710 \text{ mmHg}}{763 \text{ mmHg} \cdot \text{atm}^{-1}} \cdot 1 \text{ l}} = 104,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Pues si de esa cantidad: } 104,12 \text{ g el } \left\{ \begin{array}{l} 24,255\% \text{ C} \rightarrow m_C = 25,25 \text{ g} \rightarrow n_C = \frac{25,25 \text{ g}}{12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \text{ mol} \\ 4,05\% \text{ H} \rightarrow m_H = 4,22 \text{ g} \rightarrow n_H = \frac{4,22 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,18 \text{ mol} \\ 71,8\% \text{ Cl} \rightarrow m_{Cl} = 74,76 \text{ g} \rightarrow n_{Cl} = \frac{74,76 \text{ g}}{35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \text{ mol} \end{array} \right.$$

Tenemos el número de moles de cada una de las sustancias, y por tanto la fórmula molecular será:



7.- Una solución fue preparada disolviendo 16 g de hidróxido de sodio (NaOH) en suficiente agua como para completar 250 ml de disolución, si la densidad de la disolución es de 1,125 g/mL, determina: el porcentaje en peso, el porcentaje en volumen y el porcentaje en peso volumen, la molaridad, la molalidad, la fracción molar y la concentración en artes por millón.

Datos: H=1 u, O=16 u, Na=23 u

a) El porcentaje en peso se corresponde con la masa de soluto en gramos por cada 100 gramos de disolución, por tanto necesitamos calcular la masa de la disolución. Como nos dan la densidad y sabemos el volumen, podemos calcular la masa de disolución:

$$m = V \cdot d = 1,125 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1} \cdot 250 \text{ ml} = 281,25 \text{ g}$$

Por tanto ya podemos calcular el porcentaje en peso:

$$\%_{p-p} = \frac{m_{\text{soluta}} (\text{gr})}{m_{\text{Disolución}} (\text{gr})} \cdot 100 = \frac{16 \text{ g}}{281,25 \text{ g}} \cdot 100 = 5,68\%$$

b) El porcentaje en volumen es el volumen de soluto en mililitros en 100 mililitros de disolución. No podemos calcularlo.

c) El porcentaje peso en volumen se corresponde con la masa de soluto en gramos que hay por cada 100 ml de disolución, por tanto:

$$\%_{p-v} = \frac{m_{\text{soluta}} (\text{gr})}{V_{\text{Disolución}} (\text{ml})} \cdot 100 = \frac{16 \text{ g}}{250 \text{ g}} \cdot 100 = 6,4\%$$

d) La molaridad se corresponde con el número de moles de soluto por cada litro de disolución, por tanto lo primero será calcular el número de moles de hidróxido sódico que hay en 16 gr de NaOH.

$$n = \frac{m}{Pm} = \frac{16 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,4 \text{ mol}$$

Por tanto la molaridad será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,25 \text{ l}} = 1,6 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = 1,6 \text{ M}$$

e) La molalidad de una disolución se corresponde con el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente, por tanto lo primero es calcular la masa de disolvente.

Para ello, en el apartado a) calculamos la masa de la disolución utilizando la densidad.

Así que la masa de la disolución es de 281,25 gr, si de aquí 16 son de NaOH, entonces la masa de disolvente será:

$$m_d = m_D - m_s = 281,25 \text{ g} - 16 \text{ g} = 265,24 \text{ g}$$

Por tanto la molalidad será: $m = \frac{n_s}{m_d} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,265 \text{ kg}} = 1,51 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$

8.- Qué volumen de ácido clorhídrico del 36% en peso y densidad 1.17 g/mL se necesita para preparar 50 mL de disolución del 12% en peso y densidad 1.05 g/mL.

Para preparar 50 ml de disolución del 12% p-p y densidad 1,05 g/ml, necesitamos:

$$m = V \cdot d = 50 \text{ ml} \cdot 1,05 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1} = 52,5 \text{ g}$$

Pero esta es la masa necesaria para preparar una disolución al 100% p, como está al 12% necesitaremos menos cantidad de HCl, por tanto:

$$m = 52,5 \text{ g} \cdot 0,12 = 6,3 \text{ g}$$



Así que necesitamos 6,3 gr de HCl, como la primera tiene una riqueza del 36%, quiere esto decir que necesitaremos más de 6,3 g;

$$m = 6,3g : 0,36 = 17,5g$$

Como la disolución de HCl tiene una densidad de 1,17 g/ml, necesitaremos un volumen igual a:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{17,5g}{1,17g/ml} = 14,95ml$$

Necesitamos 14,95 ml de HCl de la primera disolución para preparar la segunda.

1.09.- Ejercicios Propuestos

1.- a) Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,00797g. Calcular la masa en gramos de un átomo de hidrógeno.

b) ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene el mayor número de átomos de oro? 26,02 gr. De oro, 0,15 moles de oro ó $4,98 \cdot 10^{22}$ átomos de oro. P.a.(Au) = 197 gr.

Solución: a) $1,67 \cdot 10^{-24}$ gr b) $4,98 \cdot 10^{22}$ átomos

2.- Responda a las siguientes cuestiones, razonando las respuestas. (P.a: H=1; He=4; O=16; S=32)

- Indique la masa del sulfuro de Hidrógeno (H_2S) que hay en 0,4 moles de sulfuro de hidrógeno.
- Señale Cuantas moléculas de agua contienen 0,24 moles de agua.
- Señale quien contiene más átomos, 2 moles de helio (He) ó 16 gramos de oxígeno.
- Indique cuántas moléculas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hay en 112 gramos de este compuesto.

Solución: a) 13,6 gr b) $1,44 \cdot 10^{23}$; c) 2 moles de He; d) $6,88 \cdot 10^{23}$ moléculas

3.- En 200 gr. de dicromato potásico $K_2Cr_2O_7$

- ¿Cuántos moles de dicromato potásico hay?
- ¿Cuántos moles de átomos de cada elemento hay?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay?

Solución: a) 0,68 mol b) 1,36 K, 1,36Cr y 4,76 O c) $2,87 \cdot 10^{24}$

4.- La fórmula de la morfina es $C_{17}H_{19}NO_3$ (P.a. H=1; C=12; N=14; O=16)

- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en un mol de morfina?
- ¿Cuántos átomos de carbono hay en 10 mg. De morfina?
- ¿Qué masa de morfina contiene $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno?

Solución: a) $1,81 \cdot 10^{24}$; b) $3,59 \cdot 10^{20}$; c) 142,5 g

5.- En un recipiente de 10 dm^3 de volumen se han introducido 15 gr de oxígeno y 8 gr de nitrógeno. La temperatura es de 27°C . Se pide:

- Presión parcial del nitrógeno en el recipiente.
- Presión total de la mezcla gaseosa.

Solución: a) 0,71 atm ; b) 1,86 atm

6.- En una mezcla de tres gases: A, B y C las fracciones molares de B y de C son respectivamente, el doble y el triple que las de A. Calcular las presiones parciales que ejercen cada uno de los tres gases, si la presión total es de 101325 pa.

Solución: 0,17; 0,33 y 0,5 atm

7.- Un recipiente de 20 ml contiene nitrógeno a 25°C y a 0,8 atm, y otro de 50 ml contiene helio a 25°C y a 0,4 atm.

- Determinar el nº de moles de moléculas y de átomos de cada recipiente.
- Si se conectan los dos recipientes a través de un tubo capilar, ¿cuales serían las presiones parciales de cada gas? ¿y la total del sistema?.
- Calcular la concentración de cada gas en la mezcla y expresarla en fracción molar y porcentaje en peso.

Solución: a) $6,54 \cdot 10^{-4}$ mol; $8,18 \cdot 10^{-4}$ mol b) 0,23 atm; 0,29 atm; 0,52 atm c) 0,44; 0,56; 84,7% 15,3%



8.- Un ácido clorhídrico concentrado contiene 35,2% en peso de HCl y su densidad es de 1,175 g/cm³. Calcular:

- La molaridad y la molalidad del ácido
- El volumen de éste ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 molar.

Solución: a) 11,3 M; 14,04 m; b) 176,5 cm³

9.- A 500 cc de disolución 0,5M de Hidróxido de Sodio añadimos agua hasta completar 800 cc de disolución. Determinar el valor de la nueva disolución.

Solución: 0,3 M

10.- Se disuelven 6,2 gr de ácido sulfúrico puro en agua y se enrasa hasta completar 100 cc. ¿Cuál es la molaridad y la normalidad de la resolución resultante?

Solución: 0,63 M 1,26 N

11.- El ácido fluorídrico concentrado HF, tiene habitualmente una concentración del 49% en peso y su densidad es de 1,17 gr/ml. (P.a: H=1; F=19)

- ¿Cuál es la molaridad de la disolución?
- ¿Cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezclar 500 ml de éste ácido con 1l de ácido fluorídrico 2M?

Solución: a) 28,7 M; b) 10,89 M

12.- Una disolución acuosa de Acido Ortofosfórico (H₃PO₄) contiene 300 gr de ácido por litro y su densidad es de 1,153 g/cm³. Calcular: (P.a.: P=31; O=16, H=1)

- La concentración en %_{p-p}
- La molaridad, la normalidad y la molalidad de la disolución.

Solución: a) 26 %; b) 3,06 M 9,18N 3,58m

13.- Indicar si son ciertas falsas las proposicioines siguientes, justificando la respuesta dada:

- En un mol de oxígeno (O₂) hay 2 átomos de oxígeno.
- En condiciones normales existen el mismo n° de moléculas en 67,2 litros de agua que en 132 gramos de CO₂.

Solución: a) F; b) F

14.- Una disolución de ácido sulfúrico del 44% en peso, tiene una densidad de 1,343 gr/cm³. 25 cm³ de dicha disolución se ponen en contacto con un exceso de Zn metálico, dando como productos de reacción, hidrógeno y sulfato de zinc. Calcular el volumen de gas hidrógeno, medido en C.N. que se produce en la reacción.

Solución: 3,36 l

15.- Sabiendo que la masa molecular del hidrógeno es 2 y la del oxígeno es 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
- Dónde habrá más moléculas, en un mol de Hidrógeno o en un mol de Oxígeno?

Solución: a) idem; b) O; c) Idem

16.-Se dispone de una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 98% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL.

- Qué volumen de esta disolución se necesita para preparar 0,5 litros de otra disolución de ácido sulfúrico 0,3 M
- Describa el procedimiento a seguir y el material de laboratorio a utilizar para preparar la disolución del apartado a).

Datos: Masas atómicas: H=1; O=16; S=32.

Solución: a) V = 8,1 mL.

17.- a) La temperatura de una muestra de 0,010 g de Cl₂ contenidos en un recipiente de 10 mL, es 250 °C. a) Calcular la presión. b) Si se introducen en el recipiente 0,12 g de N₂, ¿cual es la fracción molar de Cl₂ en la mezcla?



Datos: m.a. (Cl) = 35,5; m.a. (N) = 14,0; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

Solución: a) p = 0,6 atm; b) X = 0,032

18.- Una disolución concentrada de ácido clorhídrico contiene un 35,2% en masa y su densidad es de 1,175 g/mL. Calcular:

- La molalidad de esta disolución.
- La molaridad de la disolución.
- El volumen de ésta que se necesita para preparar 3 litros de una disolución 2 M de HCl

Datos. Masas atómicas: Cl = 35,5 ;H = 1.

Solución: a) m = 14,9 mol/kg; b) M = 11,3 mol/L; c) V = 531 mL.

19.- Un ácido sulfúrico concentrado contiene un 92% en masa de ácido y su densidad es de 1813 kg· m⁻³

- Calcular el volumen de este ácido concentrado necesario para preparar 100 cm³ de una disolución 0,10 M.
- Explicar cómo realizaría esta preparación en el laboratorio y nombre el material que utilizaría.
- Indicar y justificar las precauciones que se deberían tomar en el laboratorio al utilizar este ácido.

Datos: masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

Solución: a) V = 0,587 mL.

20.- La etiqueta de un frasco de ácido acético concentrado indica que es del 84,2% en masa que su densidad es de 1,069 g/cm³.

- Calcular la concentración molar de ácido acético del frasco.
- Determinar el volumen de ácido concentrado necesario para preparar 100 cm³ de disolución de ácido acético 3 M.

Datos: masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Solución: a) M = 14 mol/L; b) V = 21,4 mL.

21.- Se prepara una disolución mezclando 54,9 g de hidróxido de potasio con 500 g de H₂O líquida hasta obtener una disolución de densidad 1,09 g/cm³.

- Calcule la molaridad del hidróxido de potasio.
- Calcule el volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 500 mL de disolución 0,1 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
- Calcule la molaridad de la disolución preparada mezclando 50 mL de disolución del apartado a) con 40 mL de KOH 0,82 M, y llevado finalmente a 100 mL con agua.

Solución: a) 1,92 M; b) V = 26 mL; c) 1,29 M.

22.- Se mezclan las siguientes cantidades de hidróxido de calcio en un matraz: 0,435 g; 1,55·10⁻³ moles; 30 mL de una disolución 0,011 M en esta sustancia; 50 mL de una disolución que contiene 0,61 moles de este compuesto en 1 litro de disolución. Suponiendo que el volumen final de disolución es de 80 mL y que la densidad de la disolución final es igual a 1,053 g/mL. Calcule:

- La molaridad de la disolución resultante.
- La molalidad de la misma.

Solución: a) M = 0,48 mol/L; b) m = 0,47 mol/kg

23.- Al quemar 30 g de un compuesto orgánico formado por C, H, y O, y de masa molecular 100, con exceso de oxígeno, se forman 66 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Calcular la fórmula molecular del compuesto.

Solución: C₅H₈O₂.

24.- Al quemar un hidrocarburo de fórmula C_xH_y, se forman dióxido de carbono y agua. El cociente de la masa de dióxido de carbono entre la masa de agua es 1,955. Determinar la fórmula empírica del hidrocarburo.

Solución: C₄H₁₀.

25.- 0,5 gramos de una muestra de bromuro de un metal reaccionan con una disolución de nitrato de plata, produciendo un precipitado de 0,795 gramos de bromuro de plata. Si el peso atómico del metal es 115,0 at/g, ¿cuál es la fórmula más sencilla del bromuro del metal?. Datos: Pesos atómicos: N=14,0; O=16,0; Br=79,9; Ag=107,9 g/at-g.

Solución: MBr₃.



26.- En la combustión de 2,371 g de carbono se forman 8,688 g de un óxido gaseoso de este elemento. En condiciones normales, 1 litro de este óxido pesa 1,965 g. Hallar la fórmula empírica y molecular de este óxido. Datos: Masas atómicas: C = 12, O = 16.

Solución: CO₂.

27.- Al pasar una corriente de cloro en exceso sobre 16 gramos de estaño se forman 35,14 gramos de un cloruro de estaño. Cuando se combinan exactamente 20 gramos de estaño con 5,39 gramos de oxígeno se forma un óxido de fórmula SnO₂.

Calcular:

- La masa atómica del estaño.
- La fórmula del cloruro de estaño formado.

Datos: Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5.

Solución: a) Sn = 118,7 u; b) SnCl₄.

28.- Cuando se tratan 10 g de un sulfuro de hierro con exceso de ácido clorhídrico, el gas H₂S producido ocupa 3,74 litros en condiciones normales. Calcular la fórmula del sulfuro de hierro.

Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; Fe = 55,8 ; R = 0,082 (atm·L)/(mol·K)

Solución: FeS₂.

29.- Al reaccionar 1 mol de fósforo blanco (P₄) con hidróxido de sodio disuelto en agua se obtiene fosfina (hidruro de fósforo) y dihidrógeno dioxo fosfato (I) de sodio. (a) ¿Cuántos gramos se producen de la sal? (b) ¿Cuántos gramos de fósforo se necesitarían para obtener 1 litro de fosfina a 1 atm y 37 °C?

Datos: P = 32 ; O = 16 ; Na = 23 ; H = 1.

Solución: a) 267 g; b) 5,12 g

30.- Para saber el contenido en carbonato de calcio de una caliza impura se hacen reaccionar 14 g de la caliza con ácido clorhídrico del 30% en peso y de densidad 1,15 g/mL. Sabiendo que las impurezas no reaccionan con ácido clorhídrico y que se gastan 25 mL del ácido, calcule:

- El porcentaje de carbonato de calcio en la caliza.
- El volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se obtiene en la reacción. Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16; Cl = 35,5; H = 1.

Solución: a) 86 %; b) V = 2,7 L.

31.- Se tiene una muestra de 0,156 gramos de una aleación de cinc y aluminio. Se trata con ácido sulfúrico y se producen 114 mL de hidrógeno gas medidos a 27°C y 725 mm Hg. Calcular la composición de la aleación y la masa de ácido sulfúrico necesaria para reaccionar con el aluminio contenido en la muestra.

Datos: R = 0,082 atm·L/K·mol; Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Zn = 65,37; Al = 26,98. 1 atm = 760 mm Hg. La reacción del ácido sulfúrico con los dos metales produce el correspondiente sulfato e hidrógeno gas.

Solución: 67,9 % (Zn) y 32,1 % (Al); m = 0,27 g de H₂SO₄.

32.- El carbonato de calcio sólido reacciona con una disolución de ácido clorhídrico para dar agua, cloruro de calcio y dióxido de carbono gas. Si se añaden 120 mL de la disolución de ácido clorhídrico, que es del 26,2% en masa y tiene una densidad de 1,13 g/mL, a una muestra de 40,0 g de carbonato de calcio sólido, ¿cuál será la molaridad del ácido clorhídrico en la disolución cuando se haya completado la reacción? (Suponga que el volumen de la disolución permanece constante). Datos: C=12; O=16; Ca=40; Cl=35,5; H=1.

Solución: M = 1,4 mol/L.

33.- La tostación del mineral blenda (sulfuro de cinc) se produce según la reacción (sin ajustar):

Sulfuro de cinc + Oxígeno → Dióxido de azufre + Óxido de cinc

Calcular:

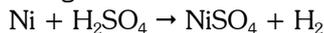
- Los litros de aire medidos a 200 °C y 3 atm necesarios para tostar 1 kg de blenda, con un 85% de sulfuro de cinc. Se admite que el aire contiene un 20% de oxígeno en volumen.
- Los grados de óxido de cinc obtenidos en el apartado a).
- La presión ejercida por el dióxido de azufre gas, obtenido en el apartado a), en un depósito de 250 litros a 80 °C.

Datos: Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4; R = 0,082 atm L/mol K.

Solución: a) V = 846,85 L; b) m = 710,6 g; c) p = 1 atm.



34.- El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:



- a) Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.
b) Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25 °C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L) / (K} \cdot \text{mol)}$. Masa atómica: Ni = 58,7.

Solución: a) 70,44 % (Ni); b) $V = 8,32 \text{ L}$.

35.- A una aleación de cinc y aluminio que pesa 0,2 g se adiciona ácido sulfúrico, produciéndose 120 mL de hidrógeno gas medido a 25 °C y una atmósfera de presión.

Calcular la composición de la aleación y la masa de ácido necesaria para reaccionar con todo el cinc contenido en la muestra.

($R = 0,082 \text{ at} \cdot \text{l/mol} \cdot \text{K}$); (Pat H = 1; S = 32; O = 16; Zn = 65,4; Al = 27)

Solución: 95,5 % Zn y 4,5 % Al; $m = 0,28 \text{ g}$.

36.- Una muestra de 0,560 g que contenía bromuro de sodio y bromuro potásico se trató con nitrato de plata acuoso recuperándose todo el bromuro como 0,970 g de bromuro de plata.

- a) ¿Cuál es la fracción de bromuro potásico en la muestra original?
b) ¿Qué volumen de disolución 1M de nitrato de plata es necesario preparar para precipitar todo el bromo de la muestra? Datos: $P_m \text{ NaBr} = 102,9$; $P_m \text{ KBr} = 119$; $P_m \text{ AgBr} = 187,8$; $P_m \text{ AgNO}_3 = 170$

Solución: a) Br/mezcla = 0,73; b) $V = 5,15 \text{ mL}$.