

1. Leyes ponderales.
2. Leyes volumétricas.
3. El mol.
4. Ecuaciones de los gases.
5. Composición centesimal y determinación de fórmulas.
6. Estequiometría y disoluciones.

En esta primera unidad vamos a repasar y a profundizar en la naturaleza de la materia. Vamos a partir del estudio de las primeras leyes experimentales que rigieron el conocimiento de la química a principios del siglo XIX.

A continuación analizaremos las leyes y principios fundamentales de la química, así como los conceptos básicos que se derivan, tales como el mol, volumen molar, unidad de masa atómica, peso equivalente, etc.

Finalmente repasaremos los cálculos estequiométricos básicos que ya habíamos estudiado en el curso anterior, tanto en reactivos en estado sólido, líquidos, gaseosos y en disolución.

1. LEYES PONDERALES:

1.1 Ley de Conservación de la Masa.

Antonie L. Lavoisier, fue el primer químico que realizó cuidadosamente mediciones con la balanza, obteniendo una explicación correcta de las reacciones en las que metales como mercurio o cobre eran calentados en presencia de aire. Lavoisier generalizó sus resultados a todas las reacciones químicas, enunciando la llamada *Ley de conservación de la masa*:

“En una reacción química, la masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos) es igual a la masa total de las sustancias que se forman (productos).”

La ley de conservación de la masa también se puede enunciar con otras palabras: *En un sistema cerrado (es decir, sin intercambio de materia con el exterior), la masa total de las sustancias existentes no cambia aunque se produzca cualquier reacción química entre ellas.*

1.2 Ley de las proporciones Constantes (o ley de Proust).

Si en condiciones cuidadosamente controladas, hacemos reaccionar por ejemplo, 10 g de cloro con 10 g de sodio, podrá probarse que los 10 g de cloro no reaccionan con todo el sodio, sino solo con una porción de él (6,484 g exactamente) quedándose el exceso sin reaccionar. Según la experiencia, el cloro y el sodio han reaccionado en la proporción en peso:

$$\frac{\text{sodio}}{\text{cloro}} = \frac{6,484}{10}$$

“Cuando dos elementos se combinan para formar un mismo compuesto, estos lo hacen siempre en la misma proporción”.

Esta ley fue enunciada por Proust en 1799, y atacada por Berthollet, quién creía que la composición de un compuesto variaba según el método por el que se había preparado. Modernamente se conocen compuestos sólidos que no cumplen la ley de

proporción constante (óxidos y sulfuros de elementos de transición), y se les llama compuestos no estequiométricos o compuestos *bertólicos*.

Podemos decir por tanto que:

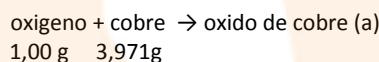
$$\frac{\text{sodio}}{\text{cloro}} = \frac{6,484}{10} = \frac{12,968}{20} = \frac{4,934}{7,61} = \dots = \text{constante}$$

Cada muestra de sal común descompuesta nos arrojará invariablemente un 39,34 % de sodio y un 60,66% de cloro (relación 6,484/10).

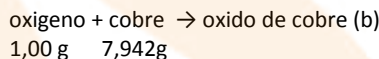
1.3. Ley de las proporciones Múltiples.

La ley anterior no excluye la posibilidad de que dos sustancias puedan formar compuestos diferentes si varían las condiciones experimentales. De hecho, esto es lo que sucede, por ejemplo, con el oxígeno y el hierro o el cobre o el carbono, que dependiendo de las condiciones de la experiencia se originan óxidos diferentes. Para cada proceso individual, se cumple, por supuesto la ley de Proust, sin embargo, cabe hablar de otra más general que incluye estos casos. Esta es la llamada **ley de Dalton** de las proporciones múltiples. Veámosla con un ejemplo.

Al hacer reaccionar un gramo de oxígeno con cobre, la cantidad de éste consumida es exactamente 3,971 g:



Pero en condiciones experimentales diferentes, un gramo de oxígeno puede reaccionar con 7,942 g de cobre para dar lugar a otro compuesto diferente:



Si dividimos los gramos de cobre que en ambos casos se combinaron con la misma cantidad (un gramo) de oxígeno, veremos que resulta una relación muy sencilla:

$$\frac{3,971 \text{ g}}{7,942 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$

Lo anterior es un ejemplo de la ley de las proporciones múltiples enunciada por Dalton.

Las cantidades **de un mismo elemento** que se combinan con una cantidad **fija de otro** para formar varios compuestos están en la relación de los números enteros sencillos como 1:2, que es la relación anterior, o 3:1, 2:3, 4:3, etc.

El Químico inglés John Dalton (1766-1844) fue uno de los primeros que reflexionó sobre estas leyes empíricas y otras leyes sobre el comportamiento de los gases, llegando a la conclusión de que los elementos químicos deberían estar constituidos por partículas pequeñísimas indivisibles a las que denominó átomos. Mucho tiempo antes que él, el griego Demócrito de Abdera había propuesto esta misma denominación para explicar los constituyentes íntimos de la materia. Dalton adoptó el mismo término. La llamada *teoría atómica de Dalton* establecía como puntos fundamentales que:

- Los elementos químicos están formados por partículas (átomos) que son indivisibles e inalterables en todo proceso químico.
- Todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales entre sí y distintos a los átomos de otro elemento diferente.

- Los compuestos se originan por la unión intensa de átomos distintos en una proporción constante.

Con estas ideas, Dalton podía explicar las leyes ponderales conocidas. En efecto, si los átomos son inalterables y una reacción química no es más que la reordenación de átomos, deberá haber el mismo número de estos átomos en todo el proceso, por lo que la masa debería permanecer inalterada.

Por otro lado, si los compuestos se forman mediante la unión de átomos según una proporción fija, es lógica la ley de Proust: si un compuesto se forma con n átomos de A y m átomos de B, según la fórmula:

$$\frac{\text{masa A}}{\text{masa B}} \text{ en el compuesto} = \frac{n \cdot M_a}{m \cdot M_b} = \text{CONSTANTE}$$

siendo M_A y M_B las masas de los átomos (masas atómicas) de los elementos A y B.

Si dos elementos presentan múltiples proporciones es debido a que los números n y m son diferentes (número de átomos que se combinan), formando los elementos varios compuestos, por ejemplo CO y CO₂.

Como la constante de la proporción definida se determina en el Laboratorio, puede utilizarse para determinar la relación de masas atómicas, siempre que se conozcan los números de combinación n y m . En otras palabras, si la relación masa de oxígeno / masa de hidrógeno en el agua es 8, se podría afirmar que:

- Si la fórmula del agua fuese HO, la masa de un átomo de oxígeno sería ocho veces mayor que la masa de un átomo de hidrógeno.
- Si la fórmula del agua fuese H₂O, la masa de un átomo de oxígeno sería ocho veces mayor que la masa de dos átomos de hidrógeno, es decir dieciséis veces mayor la masa de un átomo de hidrógeno.

Por tanto, **la ley de las proporciones definidas permitiría disponer de una escala de masas atómicas relativas, siempre que se conociesen las fórmulas de los compuestos.** En un principio Dalton no conocía las fórmulas; supuso el principio de mínima complejidad y asignó al agua la fórmula HO. Por supuesto la tabla de masas atómicas relativas que obtuvo no era correcta (aunque una cosa fue evidente: el átomo de menor masa atómica es el hidrógeno, ya que siempre es el que se combina en menor cantidad).

2.-LEYES VOLUMÉTRICAS.

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) estudió las reacciones en las que intervenían gases. De sus estudios llegó a deducirse la ecuación general de los gases que se ha estudiado en cursos anteriores: el número de partículas gaseosas es proporcional a la relación $P \cdot V / T$. En otras palabras, si el número de partículas de una masa gaseosa no varía se cumple que:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{proporcional a } n \cong n \cdot R \rightarrow PV = nRT$$

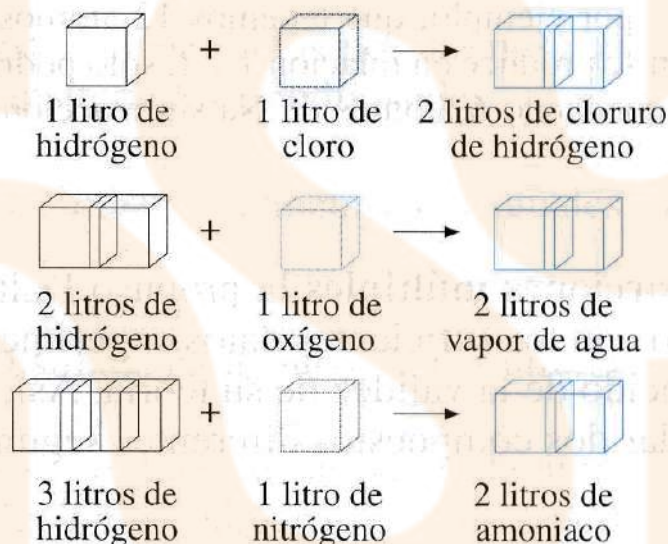
Esta última expresión es conocida como **“ecuación general de los gases”**. Es fácil comprobar que, si la presión y la temperatura se mantienen constantes, el número de partículas es proporcional al volumen del gas.

Gay-Lussac realizó sus estudios en reacciones gaseosas a presión y temperatura constante (por ejemplo a 1 atm y 0 °C, que son las llamadas condiciones normales). Las medidas del volumen antes y después de la reacción dan información del número de partículas que había al principio y al final de la reacción. Como resultado de sus medidas encontró una ley parecida a la de Proust, pero referida a los volúmenes de combinación (a P y T constante):

“Cuando dos elementos gaseosos se combinan para formar un compuesto gaseoso, los volúmenes de gases que reaccionan y que se producen están en una relación volumétrica constante y formada por números simples”.

Así encontró que:

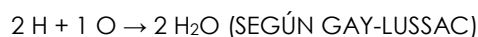
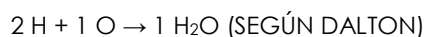
- 1 litro de cloro se combina con 1 litro de hidrógeno para formar 2 litros de gas cloruro de hidrógeno.
- 1 litro de oxígeno se combina siempre con 2 litros de hidrógeno y se obtienen 2 litros de vapor de agua.
- 1 litro de nitrógeno se combina con 3 litros de hidrógeno para formar 2 litros de gas amoníaco.



Cuando Dalton recibió esta información encontró algo que no cuadraba con su teoría de átomos indivisibles.

Si la reacción de formación de agua se da en esas proporciones es evidente que la fórmula del agua no es HO, sino H₂O. Esto fue aceptado por Dalton (es una manera de determinar fórmulas) y supuso la corrección de la escala de masas atómicas relativas: el átomo de oxígeno tiene una masa igual a la de 16 átomos de hidrógeno.

Dalton aceptó que dos átomos de hidrógeno se combinaban con un átomo de oxígeno. Pero esta combinación DEBÍA PRODUCIR UNA PARTÍCULA (él la llamó átomo-compuesto) DE AGUA, y por tanto, el volumen de agua obtenido debía ser UN LITRO.



Como Gay-Lussac informó de la obtención de **dos litros de vapor de agua**, Dalton supuso que tales medidas no podían ser correctas. Sin embargo, los datos obtenidos en el laboratorio eran claros: Gay-Lussac no estaba equivocado, un litro de oxígeno se

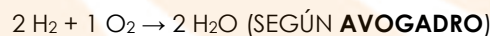
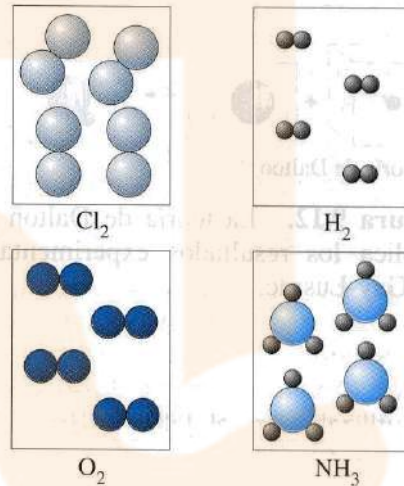
combina con dos litros de hidrógeno y produce dos litros de vapor de agua. La solución vendría de otro químico genial: Amadeo Avogadro.

Amadeo Avogadro afirmaba (1811): **“En condiciones iguales de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes tienen el mismo número de moléculas”**.

1 mol de cualquier gas en condiciones normales de P y T ocupa un volumen de **22,4 l**

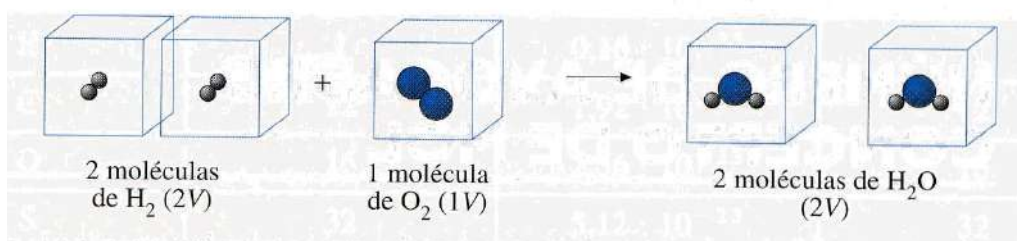
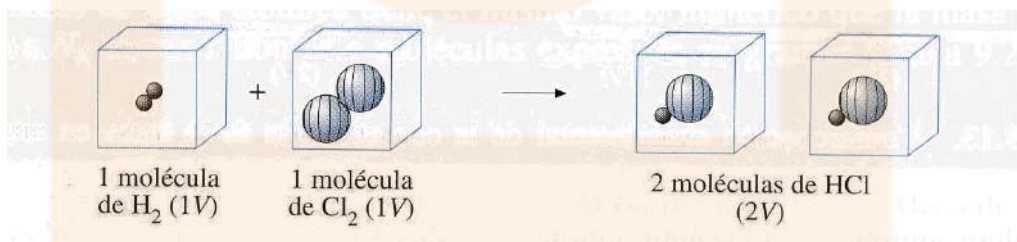
En sus hipótesis Avogadro sugiere que las partículas de los gases son en realidad de dimensiones mucho menores que el volumen del recipiente que las contienen, de forma que estas **no están en reposo como creía Dalton, sino están muy separadas en continuo movimiento**. Sin esta condición no parecería lógico que moléculas grandes o pequeñas ocuparan el mismo volumen.

Pronto se comprobó que **las partículas de los gases elementales son moléculas diatómicas** y la primera utilidad fue la determinación de fórmulas de compuestos y, por tanto, la determinación de las masas atómicas relativas correctas.



Razonamiento de Avogadro:

- Cada molécula de agua debe tener, como mínimo, un átomo de oxígeno. Si el volumen de agua que se obtiene es el doble que el de oxígeno, la molécula de oxígeno debe ser diatómica, para que cada molécula origine los átomos que permitan formar dos moléculas de agua.
- Como el volumen de agua es el mismo que el de hidrógeno, debe haber el mismo número de moléculas de cada uno.



3. EL MOL.

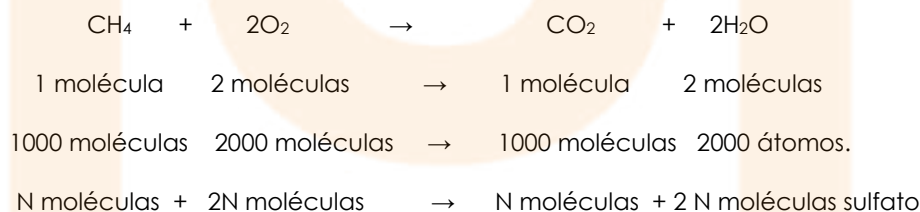
La determinación correcta de las masas atómicas y el conocimiento de la fórmula permitió calcular las masas moleculares y la definición de la unidad de cantidad de moléculas: **el MOL**.

Determinar la masa de un átomo o de una molécula es evidentemente imposible usando las balanzas, de ahí que los químicos hayan decidido definir una "nueva" unidad para medir la masa de átomos y moléculas. A esa unidad se la denomina unidad de masa atómica (*uma*) y ya que el hidrógeno se ha comprobado que es el elemento de menos masa es lógico definirlo como unidad, definirlo como *uma*.

Así en una primera aproximación diremos que *la unidad de masa atómica es simplemente la masa de un átomo de hidrógeno*. De modo que si decimos que, por ejemplo, el carbono tiene de masa atómica 12 *uma*, con ello estamos diciendo que un átomo de carbono pesa 12 veces más que un átomo de hidrógeno, o si decimos que la molécula de agua pesa 18 *uma*, decimos que una molécula de agua pesa 18 veces más que un átomo de hidrógeno, y así sucesivamente.

Lógicamente la masa de una molécula (masa molecular) se obtendrá por la suma de las masas atómicas de cada uno de los elementos que la forman. Esos datos de masas atómicas vienen recogidas en la tabla periódica. Con todo, en los laboratorios las balanzas no miden *uma*, sino gramos, de ahí que haga falta hallar una relación entre ambas escalas.

Mil moléculas (o átomos) de cualquier especie es aún un número muy pequeño para poder pesarse en la balanza, pero todo es cuestión de escoger un número muy grande de moléculas (o átomos) que podamos pesar. Lógicamente, 1000 átomos de carbono –por ejemplo– pesarían en *uma* $12 \cdot 1000$. Si en lugar de elegir mil elegimos $6,02 \cdot 10^{23}$ resulta que ese es un número ya muy muy grande. Si escogemos $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono, éstos pesarán $12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ *uma*, pero curiosamente, al poner todos esos átomos sobre la balanza, "curiosamente" pesan 12 gramos. Si ponemos $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua éstas pesarían en $18 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ *uma*, que en la balanza nos dan 18 gramos.



1 mol de metano + 2 mol de oxígeno molecular \rightarrow 1 mol de dióxido de C + 2 mol de agua

- **El mol corresponde con la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas de una determinada sustancia.**
- **Coincide con la masa atómica o molecular, expresada en gramos.**

1 *uma* = $1,66 \cdot 10^{-24}$ g (DETERMINADA EXPERIMENTALMENTE CON ESPECTRÓMETRO DE MASAS)

Si un átomo un átomo de Carbono son 12 *uma*, calculamos la masa de un mol de C:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol de C}} \cdot \frac{12 \text{ uma}}{1 \text{ átomos de C}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ gramos}}{1 \text{ uma}} = 12 \text{ g/mol C}$$

Esa es la ventaja de elegir “ese número tan raro”, que **la masa en gramos de la especie elegida coincide NUMÉRICAMENTE con la masa en una.**

A ese número se lo denomina “número de Avogadro”.

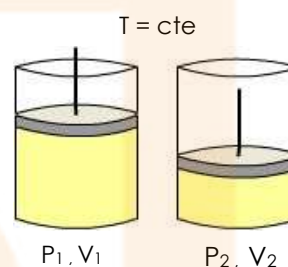
4. ECUACIONES DE LOS GASES.

Las relaciones existentes entre los reactivos se pueden aplicar tanto a sólidos como a líquidos o gases, pero en las sustancias gaseosas, además de con pesos o masas, puede operarse con volúmenes y se deben tener en cuenta las leyes de los gases. Las principales son:

- **Ley de Boyle** (1662): “Para una masa dada de gas, a temperatura constante, el volumen es inversamente proporcional a la presión”.

$p \cdot V = \text{constante}$

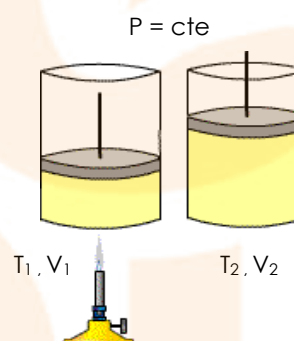
$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \dots$$



- **Ley de Charles**: “A Presión constante, al aumentar la T° , el volumen aumenta proporcionalmente”

$V/T = \text{constante}$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$



- **Ecuación de los gases ideales o ecuación de estado.** Surge por combinación de las dos anteriores, y como el volumen es proporcional al nº de moles n:

$$PV/T = \text{cte.}$$

A partir de esta ecuación podemos definir el concepto de VOLUMEN MOLAR, si tenemos en cuenta el volumen que ocupa 1 mol de cualquier gas en las mismas condiciones. En nuestro caso establecemos las condiciones normales de $P=1\text{atm}$, $T^\circ=273\text{K}$. Como ya definió AVOGADRO, 1 mol de cualquier gas medido en las mismas condiciones de presión y temperatura ocupará siempre el mismo volumen.

1 mol de cualquier gas en C.N. ocupa un volumen de 22,4 l.

Como el volumen es directamente proporcional al nº de moles nos queda:

$$P \cdot V/T = n \cdot \text{cte}$$

En condiciones normales: $P=1\text{ atm}$; $T= 273\text{K}$

$$R(\text{cte}) = P_0 \cdot V_0 / n \cdot T_0 = 0.082\text{ atm} \cdot \text{l} / \text{K} \cdot \text{mol} = 8.31\text{ J} / \text{K} \cdot \text{mol} \text{ (en C.N.)};$$

$$p V = n R T$$

Los gases reales, a bajas presiones obedecen a la ecuación general de estado de los gases ideales, sin embargo existen desviaciones que cobran importancia cuando se eleva la presión. Los gases ideales son aquellos cuyos comportamientos se ajustan a las leyes establecidas y suponen la situación hipotética en el que las moléculas tienen un volumen prácticamente nulo y ausencia de fuerzas intermoleculares.

Podemos jugar con la ecuación general, así en el caso en que queramos conocer la **masa molecular (M)** del gas, y conozcamos su masa obtenida experimentalmente:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot RT \rightarrow M = \frac{mRT}{PV}$$

O a partir de su densidad:

$$M = \frac{dRT}{P}$$

Podemos expresarla igualmente en función de la concentración en mol/l del gas:

$$P \cdot V = nRT \rightarrow P = \frac{n}{V} \cdot RT \rightarrow P = cRT$$

- **Ley de Dalton de las presiones parciales.**

La mezcla de dos o más gases que no reaccionan entre sí, puede considerarse como una disolución entre gases donde se cumple:

- Cada gas ejerce una presión parcial, p_i , igual a la que ejercería si ocupase él solo el volumen total.
- La presión parcial de cada gas es directamente proporcional a su fracción molar.
- La presión total es la suma de las presiones parciales.

$$P_i V = n_i R T$$

$$p_i = P_T \frac{n_i}{n_T}$$

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

Ejemplo: Una mezcla gaseosa tiene la siguiente composición en peso: 20% de oxígeno molecular y 80% de metano (CH₄). La presión total es 2 atm. Calcula la presión parcial de cada gas.

La presión parcial de cada gas será la fracción molar de cada gas por la presión total.

$$20 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g de } O_2} = 0,625 \text{ moles de } O_2$$

$$80 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g de } CH_4} = 5 \text{ moles de } CH_4$$

$$P_{O_2} = \chi_{O_2} \cdot P_T = 0,111 \cdot 2 \text{ atm} = 0,22 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4} = 1,78 \text{ atm}$$

5.-COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y DETERMINACIÓN FÓRMULAS.

Ejemplo.- Un óxido de nitrógeno contiene un 30,40% de nitrógeno. ¿Cuál es la fórmula del compuesto?. Masas atómicas: N = 14,01; O = 16,00

Los números en la fórmula señalan la proporción atómica existente, haciendo uso de números sencillos: 1, 2, 3, 4, etc. Por tanto, habrá que calcular la proporción atómica existente y posteriormente transformar esta relación en números enteros sencillos.

Dado que se conoce la composición centesimal habrá que escoger una BASE DE CÁLCULO. En este caso la base de cálculo será 100 g del compuesto, que contendrán, por tanto, 30,40 g de N y 69,60% de O (IMPORTANTE: al escribir N se refiere a nitrógeno combinado, no al gas nitrógeno de fórmula N₂).

Por tanto el número de moles de átomos presentes en los 100 g del compuesto será:

$$30,40g N \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos } N}{14 \text{ g } N} = 2,17 \text{ moles de átomos } N$$

$$60,60g O \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos } O}{16 \text{ g de } O} = 4,355 \text{ moles de } CH_4$$

2,17 mol de átomos N /2,17=1

4,35 mol de átomos de O/2,17= 2

Para transformar esa proporción en números sencillos habrá que dividir dichas cantidades por la menor de ellas, con lo que se encuentra que en el compuesto hay 1 mol ó átomo de N por cada 2moles ó átomos de O, es decir, resulta la fórmula NO₂

En general cualquier combinación (NO₂)_n tiene la misma proporción, por lo que la relación más simple (NO₂)_n se denomina **FÓRMULA EMPÍRICA**.

Cada valor de n proporciona una **FÓRMULA MOLECULAR**. Para determinar el valor de n será necesario conocer la masa molecular.

Ejemplo.-En un compuesto orgánico se identifica la presencia de carbono, hidrógeno y cloro. La combustión de 1,000 g del mismo produce 1,364 g de dióxido de carbono y 0,698 g de agua. Un litro de la sustancia en estado gaseoso a 41 °C y 771 mm de Hg tiene una masa de 2,549 g. Determina la fórmula molecular del compuesto.

La masa de agua obtenida en la combustión permite averiguar la masa (y por tanto el número de moles) de hidrógeno presente en el compuesto. De la misma manera, la masa de dióxido de carbono permite calcular la masa de carbono presente en el compuesto. La masa de cloro se calcula por diferencia.

$$1,364 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C}{12 \text{ g } C} = 0,0310 \text{ moles de } C$$

$$0,698 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H}{1 \text{ g } H} = 0,077 \text{ moles de } H$$

$$\text{masa de } Cl = 1,000 - 0,372 - 0,078 = 0,55 \text{ g } Cl \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl}{35,4 \text{ g } Cl} = 0,0155 \text{ moles } Cl$$

Para transformar esta proporción en otra equivalente pero de números más simples, basta dividir por la menor cantidad (en este caso 0,0155): 2,000 moles de C por cada 4,981 moles de H y 1

moles de Cl; aproximando se tendrá la composición 2 átomos de C por cada 5 átomos de H y cada 1 átomo de Cl:

Para determinar el número de átomos totales en la molécula $(C_2H_5Cl)_n$ (la fórmula anterior, llamada empírica, es una proporción entre átomos en la molécula), habrá que conocer la masa molecular.

$$PV = nRT = \frac{m}{M}RT \rightarrow M = \frac{mRT}{PV} = \frac{2,549 \cdot 0,082 \cdot 314}{\frac{771}{760} \cdot 1} \rightarrow M = 64,70 \text{ g/mol}$$

En este problema se ofrecen datos referidos a una muestra gaseosa de dicho compuesto. La aplicación de la ecuación general de los gases ideales permitirá determinar el valor de la masa molecular:

De acuerdo a la fórmula empírica, la masa molecular es $2 \times 12,01 + 5 \times 1,01 + 1 \times 35,46 = 64,70$ con lo que $n = 64,70 / 64,53 \approx 1$ por lo que la fórmula molecular del compuesto es C_2H_5Cl

Ejemplo.- El ácido acetilsalicílico (ASPIRINA) es un compuesto orgánico formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de 5,40 g del mismo da lugar a 11,88 g de dióxido de carbono y 2,16 g de agua. La determinación de su masa molecular da un valor de 180 g/mol.

a. Expresa la composición centesimal del ácido acetilsalicílico.

b. Determina la fórmula molecular del mismo.

c. Escribe y ajusta la ecuación correspondiente a la combustión.

d. ¿Qué volumen de AIRE en C.N. se necesita para la combustión de 100 g del ácido? (composición volumétrica del aire: 21 % oxígeno, 78% nitrógeno, 1% otros gases)

$$11,88 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = 3,23 \text{ g } C \cdot \frac{1 \text{ mol } C}{12 \text{ g } C} = 0,27 \text{ moles } C$$

$$2,16 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ g } H}{18 \text{ g } H_2O} = 0,24 \text{ g } H \cdot \frac{1 \text{ mol } H}{1 \text{ g } H} = 0,24 \text{ moles } H$$

$$\text{masa de O presente en 5,40 g de compuesto} = 5,40 - 3,24 - 0,24 = 1,92 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 0,12 \text{ moles de O}$$

$$\%C = \frac{3,23}{5,40} 100 = 60\%C \quad \%H = \frac{0,24}{5,40} 100 = 4,44\%C \quad 35,56\%O$$

b) La proporción atómica en el compuesto es de 0,27 moles de C por 0,24 moles de H y 0,12 moles de O.

La fórmula empírica es $(C_9H_8O_4)_n$, cuya masa molecular es $(9 \times 12 + 8 \times 1 + 4 \times 16) \cdot n = 180 \rightarrow n = 1$ por tanto, la fórmula molecular es $C_9H_8O_4$.

c) $C_9H_8O_4 + 9 O_2 \rightarrow 9 CO_2 + 4 H_2O$

d)

$$100 \text{ g de ácido} \cdot \frac{1 \text{ mol de ácido}}{180 \text{ g de ácido}} \cdot \frac{9 \text{ moles de } O_2}{1 \text{ mol de ácido}} = 5 \text{ moles de } O_2$$

e) Hay que tomar un volumen de aire V a 1 atm y 0 °C (CN) que contenga 5 moles de O_2 , siendo la presión parcial de este gas el 21% de 1 atm, es decir, 0,21 atm. Por ello:

$$P_{O_2} \cdot V_T = n_{O_2} \cdot R \cdot T \rightarrow 0,21 \cdot V_T = 5 \cdot 0,082 \cdot 273 \rightarrow VT = 533 \text{ litros}$$

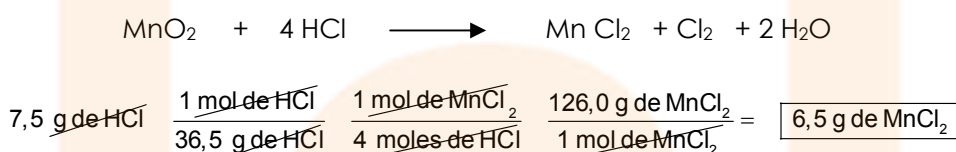
6.- ESTEQUIOMETRÍA

Para proceder a este tipo de cálculo es necesario escribir correctamente la reacción que tiene lugar. Ello nos obliga a ajustarla previamente si es necesario. Los coeficientes que se anteponen a las especies que intervienen en la reacción (reactivos y productos) reciben el nombre de coeficientes estequiométricos y nos marcan las PROPORCIONES EN MOLES (o en volumen para reacciones con gases) de las especies que intervienen. Ellos nos serán de suma ayuda para resolver las cuestiones derivadas del problema.

6.1. Cálculos masa-masa.

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.

Ejemplo: ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico?



Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl₂)

6.2. Cálculos masa-volumen

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros.

Ejemplo: ¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen 7,5 g de ácido clorhídrico?

- Si se mide en c. n.
- Si se mide a 1,5 atm y 50 ° C

a) Cálculo del volumen de Cl₂ medido en c.n.

$$7,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ l de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 1,2 \text{ l de Cl}_2$$

Factor leído en la ecuación ajustada

Esta relación se puede usar únicamente cuando el gas esté medido en c. n.

b) Cálculo del volumen de Cl₂ medido a 1,5 atm y 50 ° C

Primero se calcula el número de moles de producto y a continuación se usa la ecuación de los gases:

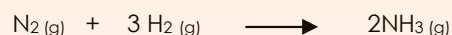
$$7,5 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} = \boxed{0,051 \text{ mol de Cl}_2}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,051 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \cdot 323 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,901 \text{ L} = 901 \text{ cm}^3$$

6.3 Cálculos volumen – volumen

Si las sustancias consideradas están en fase gaseosa la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, **siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T** (volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles).

Ejemplo: Calcular los litros de amoníaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 l de H₂ (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T).



$$0,5 \text{ L H}_2 \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L H}_2} = 0,333 \text{ L NH}_3$$

6.4 Cálculos con reactivos limitantes.

En caso de no existir equilibrio químico (reacción irreversible), la reacción finaliza cuando alguno de los reactivos se acaba. El reactivo que finaliza primero es el que controla la reacción química, ya que éste es el que determina su final. Cuando falta un reactivo ésta no puede continuar y se para. A este reactivo controlante de la misma se le denomina **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.

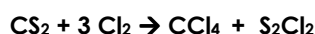
Calculamos el reactivo limitante a partir de la proporción: $\text{Aa} + \text{Bb} \longrightarrow \dots$

$$\frac{\text{Moles sustancia a}}{A} \quad >< \quad \frac{\text{Moles sustancia b}}{B}$$

Siendo A y B los respectivos coeficientes estequiométricos. La proporción menor nos dará el reactivo limitante.

Los cálculos se efectúan considerando solo las cantidades que reaccionan.

Ejemplo: Una mezcla de 100,0 g disulfuro de carbono y 200,0 g de cloro (gas) se pasa a través de un tubo de reacción caliente produciéndose la reacción:



Calcular la cantidad de S₂Cl₂ que se obtendrá.

- ✓ Como dan cantidades para ambos reactivos, vemos si están en cantidades estequiométricas (justas):

$$100,0 \text{ g CS}_2 \frac{1 \text{ mol CS}_2}{76,2 \text{ g CS}_2} = 1,31 \text{ mol CS}_2$$

$$200,0 \text{ g Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} = 2,82 \text{ moles Cl}_2$$

Como (según se lee en la ecuación química) 1 mol de CS₂ reacciona con 3 moles de Cl₂, para reaccionar con 1,31 moles de CS₂ se necesitarían: 1,31 x 3 = 3,93 moles de Cl₂. Por tanto, como sólo existen 2,82 moles de Cl₂:

Reactivo en exceso (no reacciona todo): CS₂. Reactivo limitante (reacciona todo): Cl₂

- ✓ A la hora de efectuar los cálculos ha de tenerse presente que parte del CS_2 quedará sin reaccionar. Por tanto, **ha de usarse, bien el reactivo limitante (reacciona totalmente), o bien la parte que reacciona del reactivo en exceso:**

$$2,82 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2}{3 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{135,0 \text{ g S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol S}_2\text{Cl}_2} = 126,9 \text{ g S}_2\text{Cl}_2$$

6.5. Cálculos con reactivos impuros:

Cuándo existen reactivos no puros, que bien se encuentren en estado sólido o en disolución, hay que averiguar la cantidad de reactivo puro que va a reaccionar, pues las impurezas no intervienen en dicha reacción.

Ejemplo: Al calentar el óxido de mercurio (II) se descompone en oxígeno (gas) y mercurio metálico. Calcular la cantidad de mercurio metálico que podremos obtener al descomponer 20,5 g de un óxido del 80 % de pureza

$$20,5 \text{ g de óxido} \cdot \frac{80 \text{ g de HgO}}{100 \text{ g de óxido}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,6 \text{ g HgO}} \cdot \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \cdot \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 15,15 \text{ g Hg}$$

Parte de la muestra no es HgO. Por eso hablamos de "óxido" cuando nos referimos a la muestra impura

Factor que convierte los gramos de muestra en gramos de Hg O

6.6.-Cálculos con reactivos en disolución:

Sabemos que la disolución es una mezcla homogénea que en nuestro caso estará formada generalmente por un soluto en estado sólido o líquido, y un disolvente que será agua en la mayoría de los casos. Para poder identificar el soluto y el disolvente, vamos a repasar las formas en las que puede venir expresada la concentración de la disolución que nos da a conocer la proporción en la que se encuentran los componentes en la mezcla.

- **Porcentaje en masa.** Indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución.

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de disolución}}$$

- **Molaridad M:** Indica los moles de soluto existentes en 1 L de disolución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

- **Molalidad m :** Indica los moles de soluto por kg de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

- **Normalidad N:** Representa el número de equivalentes gramo de soluto por litro de disolución.

$$N = \frac{\text{equivalente gramo de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Equivalente gramo de un elemento es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza a un mol de hidrógeno (atómico).

- Para un elemento: 1 eq = masa atómica/valencia.
- Para un ácido: 1 eq = a la cantidad en g que produce un mol de H⁺.
- Para una base: 1 eq = a la cantidad en g que consume 1 mol de H⁺ o que produce 1 mol de OH⁻.
- En oxidación-reducción: 1 eq = a la cantidad de sustancia que consume 1 mol de electrones.

- **Fracción molar x_i.** Relaciona los moles de un componente y los moles totales.

$$x_i = \frac{n_i}{n_T}$$

6.7.-PREPARACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN A PARTIR DE UN SÓLIDO:

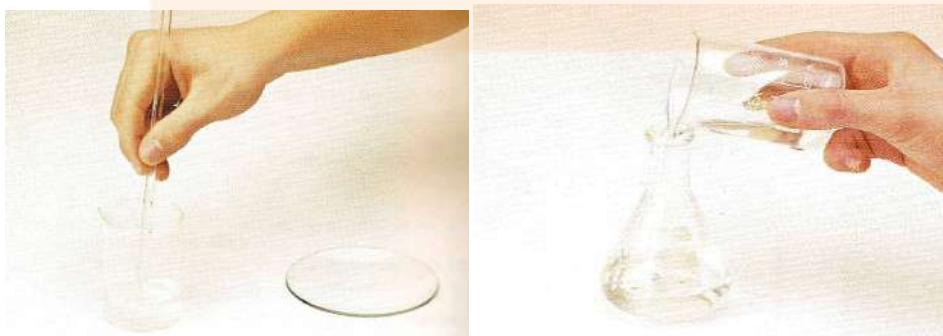
-Para preparar un volumen de una disolución de una concentración dada, se calculan los moles necesarios de soluto puro, para ese volumen.

$$n = M \cdot \text{volumen}$$

-A partir de los moles calculamos los **gramos necesarios** a pesar conocida la masa molecular.



-A continuación se diluye el sólido en vaso de precipitados, finalmente se vierte en el MATRAZ AFORADO y se enrasa.



6.8.-PREPARACIÓN A PARTIR DE OTRA DISOLUCIÓN:

En ocasiones se suele partir de una disolución concentrada y se procede a diluirla para obtener otra. Se suele realizar en muchas ocasiones a partir de disoluciones ácidas de concentración conocida.

Lo primero sería calcular la concentración molar de la disolución de ácido conocida. A partir de su densidad y de su % de riqueza en peso calculamos dicha concentración:



EJEMPLO : HCl $d = 1.17 \text{ g/cm}^3$ 37%

$$\frac{1.17 \text{ g. disolución}}{1 \text{ cm}^3} \cdot \frac{37 \text{ g. soluto HCl puro}}{100 \text{ g. disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36.5 \text{ g. HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ l}} = 11,86 \text{ M}$$

Conocemos ahora los moles por litro de la disolución concentrada. Para preparar nuestra disolución diluida extraemos de la disolución concentrada, el volumen que contenga los moles necesarios para formar nuestra nueva disolución diluida.

Moles a extraer de la disolución concentrada = Moles para preparar la disolución diluida

$$V_{\text{a extraer}} \cdot M_{\text{don. conc.}} = V_{\text{a preparar}} \cdot M_{\text{don. diluida}}$$

6.8.1 PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Se trata de preparar una disolución acuosa a partir de la concentrada, Como ejemplo, se van a preparar 100 mL de HCl 0,5 M,

Materiales:

- Una pipeta graduada con propipeta o una probeta,
- Un matraz aforado de 100 mL, una pipeta Pasteur y HCl comercial,
- Un frasco lavador con agua destilada y un recipiente para almacenar la disolución.

$$V_{a \text{ extraer}} \cdot M_{\text{don. conc.}} = V_{a \text{ preparar}} \cdot M_{\text{don. diluida}}$$

$$V_{a \text{ extraer}} \cdot 11,86 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ l} \cdot 0,5 \text{ mol/l}$$

$$V_{a \text{ extraer}} = 0,0042 \text{ l} = 4,2 \text{ ml}$$

1. Calcula la cantidad de HCl comercial que necesitas para preparar esta disolución, Lee en su etiqueta la riqueza y la densidad de esta sustancia.
2. Echa agua destilada en el matraz aforado hasta que ocupe un tercio de su volumen.
3. Mide el volumen de ácido comercial que necesitas para preparar la disolución con la pipeta graduada o la probeta, Vierte dicho ácido en el matraz aforado y remueve para que se mezcle con el agua.
4. Añade agua destilada al matraz aforado hasta que te acerques a la marca del enrase, remueve de vez en cuando.
5. Ayudándote de la pipeta Pasteur, echa las gotas de agua destilada que necesites hasta que la parte de abajo del menisco sea tangente a la marca del enrase,
6. Vierte la disolución preparada en el interior de una botella que puedas tapar y pon una etiqueta que indique la fórmula del soluto y su concentración (en este caso, HCl 0,5 M),

Para realizar este procedimiento será estrictamente necesario mantener las normas de prevención y seguridad necesarias. Siempre trabajaremos en campana extractora, provistos de bata, guantes y gafas de protección.

Ejemplo.- Explica como prepararías 220 mL de disolución KOH 0,500 M partiendo de: a) KOH sólido con una riqueza del 95% b) otra disolución de KOH 1,25 M.

Para preparar disoluciones se utilizan matraces aforados que se fabrican de 25, 50, 100, 250, 500 ó 1000 ml. Por ello, se debe preparar 250 ml de disolución y después medir 220 ml de la misma con una probeta (se prepara 30 cc más pero se gana precisión: el error es menor).

Por tanto se necesitan $n = M \times V = 0,500 \times 0,250 = 0,125$ moles de KOH

a. Estos moles se cogen del sólido del 95%:

$$0,125 \text{ mol de KOH} \cdot \frac{56,1 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{100 \text{ g de KOH}}{95 \text{ g KOH}} = 7,38 \text{ g de KOH comercial}$$

Después de pesar 7,38 g de KOH comercial, se echan en un matraz aforado de 250 ml. Se añade agua destilada hasta un cuarto del matraz y se agita para disolver. Una vez disuelto todo, se completa con agua destilada hasta la señal de enrase. Para utilizar 220 ml de esta disolución se usa una probeta apropiada.

b. Los 0,125 moles de KOH se toman de otra disolución de KOH 1,25 M:

$$0,125 \text{ mol KOH} \cdot \frac{1 \text{ l don}}{1,25 \text{ mol KOH}} = 0,1 \text{ l don} = 100 \text{ cm}^3 \text{ don}$$

En este caso se mide, con ayuda de una probeta, 100 cc de disolución KOH 1,25 M y se echa en el matraz de 250 mL, el cual se completa con agua destilada hasta la señal de enrase. Sólo queda medir los 220 mL necesarios de disolución.

Ejemplo.- Realiza los cálculos necesarios y explica cómo se preparan en el laboratorio las siguientes disoluciones acuosas:

a) 250 ml de disolución 0,5 molar de sulfato de cobre

b) 250 g de disolución 0,5 molar de sulfato de cobre, partiendo, en ambos casos, de sulfato de cobre pentahidratado (CuSO₄·5H₂O).

a) Por tanto, conocida la molaridad (0,5 mol/litro) y el volumen de disolución (0,25 l) se puede calcular el número de moles necesarios de CuSO₄ y posteriormente (haciendo uso de factores de conversión) calcular la masa de sal pentahidratada.

Para preparar la primera disolución habría que pesar (balanza) 31,2 g de la sal pentahidratada, echarlos en un matraz aforado de 250 cm³, añadir un poco de agua destilada para poder agitar y disolver (nunca calentar un recipiente graduado o aforado) y después completar el volumen hasta los 250 cm³ del matraz.

$$0,25 \text{ l} \cdot \frac{0,5 \text{ mol CuSO}_4}{\text{litro}} = 0,125 \text{ mol CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{249,6 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 31,2 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

b) La molalidad es una medida de concentración que no depende de la temperatura ya que sustituye el volumen de disolución por la masa del disolvente en kg:

masa disolvente (kg)

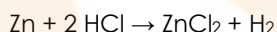
mo = moles soluto

Se desea preparar 250 g de disolución (masa sulfato de cobre + agua) 0,5 molar, por tanto:

$$0,5 = \frac{m/159,6}{(250 - m) \cdot 10^{-3}} \rightarrow m = 18,48 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{249,6 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{159,6 \text{ g CuSO}_4} = 28,89 \text{ g sal pentahidratada}$$

Ejemplo.- Una muestra impura de 60 g de zinc metal reacciona con 140 cc de un ácido clorhídrico, de densidad 1,19 g/mL y que contiene 35% en peso de cloruro de hidrógeno. Calcula la pureza en zinc de la muestra. (NOTA: Las impurezas de la muestra no reaccionan con el ácido clorhídrico)

La ecuación química ajustada correspondiente es:



Se puede calcular el número de moles de cloruro de hidrógeno (en disolución acuosa se llama ácido clorhídrico) presentes en los 140 cm³ de disolución y a partir de ellos, los moles de Zn presentes en los 60 g de muestra impura:

$$140 \text{ cm}^3 \text{ don} \cdot \frac{1,19 \text{ g don}}{1 \text{ cm}^3 \text{ don}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g don}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 52,24 \text{ g Zn}$$

La riqueza en tanto por ciento es la masa de cinc presente en 100 g de muestra:

$$100 \text{ g muestra} \cdot \frac{52,24 \text{ g Zn}}{60 \text{ g muestra}} = 87,06 \text{ g Zn} \rightarrow 87,06\% \text{ de Zn}$$

Ejemplo.-Se desea determinar la pureza de un ácido acético comercial. Para ello se diluyen 60 g del mismo y a la disolución obtenida se le añaden 50 g de CaCO₃ produciéndose la reacción:

$$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Cuando cesa el desprendimiento de CO₂, se observa que quedan 2 g de carbonato de calcio sin reaccionar. Calcula la pureza del ácido acético comercial en tanto por ciento en peso.

La ecuación química ajustada es:



Han reaccionado completamente 48 g de CaCO_3 por lo que:

0

$$48 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol de ácido acético}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{60 \text{ g ácido acético}}{1 \text{ mol ácido acético}} = 57,6 \text{ g de ácido acético}$$

Por tanto 60 g de acético comercial contienen 57,6 g de ácido puro \rightarrow 96% de riqueza.

Ejemplo.- Se preparan 500 mL de disolución de ácido nítrico (HNO_3) 0,25 M a partir de ácido comercial cuya riqueza es del 70% y densidad 1,42 g/mL.

a. Determina el volumen de ácido comercial que hay que utilizar para preparar la disolución deseada.

b. En una reacción se utilizan 30 cm^3 de la disolución 0,25 M ¿que masa de ácido nítrico ha reaccionado?

$$500 \text{ cm}^3 \text{ don} \cdot \frac{0,25 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ don}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g don comercial}}{70 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ don comercial}}{1,42 \text{ g don comercial}} = 7,9 \text{ cm}^3 \text{ don comercial}$$

$$30 \text{ cm}^3 \text{ don} \cdot \frac{0,25 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ don}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 0,47 \text{ g HNO}_3$$

6.9 MEZCLA DE DISOLUCIONES.

En el caso de que formemos disoluciones a partir de una mezcla de otras dos de solutos idénticos, tendremos que tener en cuenta el número de moles de dicho soluto procedente de cada disolución.

Así si tenemos un volumen V_a de una disolución de concentración M_a y la mezclamos con un Volumen V_b de una disolución de concentración M_b

La concentración de la mezcla M será:

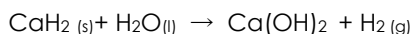
$$M = \frac{n_a + n_b}{V_T} = \frac{M_a V_a + M_b V_b}{V_T}$$

sabiendo que $V_T = V_a + V_b$

Ejercicios propuestos:

1. El análisis de la clorofila muestra que tiene 2,68% de magnesio. ¿Cuántos átomos de magnesio hay en un gramo de clorofila?
- 2.-Calcula la masa en gramos de una molécula de amoníaco.
3. Calcular en número de moléculas para las cantidades que se indican de las sustancias siguientes: a) 2,5 g de propanol. b) 89,6 l de metano medido a 0,5 atm. y 273 °C
4. Un compuesto orgánico tiene 60% de C, 4,48 % de H, y 35,5% de O. ¿Cuál es su fórmula empírica?
5. Se sabe que los elementos presentes en la vitamina C, son: carbono, hidrógeno y oxígeno. En un experimento se quemaron exactamente 2 gramos de vitamina C, obteniéndose 3 g de dióxido de carbono y 0,816 g de agua.
 - a) A partir de los resultados anteriores, establecer la fórmula empírica de la vitamina C.
 - b) Se desconoce el peso molecular con precisión, pero se sabe que su valor está comprendido entre 150 y 200. Hallar la fórmula molecular de la vitamina C.
6. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C= 24,25%, H= 4,05 %; Cl= 71,8%. Un litro de dicho gas a 700 mm de Hg y a 110°C tiene una masa de 3,085 g. Deducir su fórmula molecular.
7. Se disuelven 350 g de cloruro de cinc en 650 g de agua y se obtienen 740 ml de disolución. Se pide la concentración en: g/l, M, m, fracción molar de soluto y disolvente y % en peso de soluto.
8. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 9,209 g de propanotriol disueltos en 50 g de agua?
9. Calcula los litros de disolución 2M que se pueden preparar con 15 kg de formato sódico.
10. Se disuelven 30 gramos de ácido sulfúrico en el agua necesaria para preparar 250 ml de disolución. a) Calcula su molaridad. B) Se diluyen los 250 ml hasta un volumen doble. Se toman 50 ml de la disolución resultante. Calcula las moléculas de sulfúrico que existirán en ellos.
11. Calcula la molalidad y la fracción molar de una disolución de carbonato de amonio al 10%.
12. Calcular los gramos de hidróxido de sodio y de agua necesarios para preparar 300 ml de disolución al 20% en NaOH cuya densidad es igual a 1,2 g/ml.
13. Se prepara una disolución mezclando 30 ml de agua, de densidad 1 g/ml, con 40 ml de acetona, de densidad 0,6 g/ml. La densidad de la disolución resultante es 0,9 g/ml. Calcular la concentración expresada en % en peso y la molaridad.
14. Calcula la molaridad de un ácido sulfúrico comercial de $d = 1,83$ g/ml y 93,64 % de pureza
15. El HCl comercial tiene 37% de riqueza y $d = 1,19$ g/ml. ¿Qué cantidad de agua hay que añadir a 10 ml de dicho ácido para que resulte 0,1M?
16. Se mezclan 10 ml de una disolución 0,1 M de A con 15 ml de una disolución 0,2 M de B. ¿Cuáles son las nuevas concentraciones de A y B?
17. Se mezclan 150 ml de un ácido sulfúrico del 30% y de densidad $d = 1,34$ g/ml con 850 ml de otro ácido sulfúrico del 93% y de densidad 1,86 g/ml. La densidad de la disolución resultante es 1,60 g/ml. Calcular su molalidad y molaridad.
18. Calcular el volumen de ácido clorhídrico 12 M que se necesita para preparar por disolución con agua 250 ml de una disolución 1,5M de este ácido.
19. Explicar cómo se prepararían 60 ml de una disolución de nitrato de plata que contengan 0,03 g nitrato de plata por mililitro.

20. ¿Qué volumen de ácido nítrico diluido de densidad 1,11 g/ml y 19% de riqueza contiene 10 g de ácido nítrico?
21. Se disuelven 5 g de nitrato de calcio en agua hasta completar 250 ml de disolución. Suponiendo que la sal se encuentra totalmente disociado, calcular: a) La concentración molar de nitrato de calcio. b) el volumen de disolución que contendrá 0,8 g de ión calcio.
22. ¿Qué volumen de aire (21% de O₂ y 79% de N₂, en volumen) que está a 17°C y 735 mm de Hg será necesario para realizar la combustión completa de 10,4 litros de acetileno (etino), medidos en condiciones normales?
23. Una muestra de 1,445 g de estaño se trata con flúor gaseoso hasta que se alcanza un peso constante de 2,360g. a) Determina la fórmula del compuesto formado. b) ¿Qué volumen de gas flúor, medido en condiciones normales habrá reaccionado?
24. Al calentar nitrato sódico se descompone en nitrito sódico y oxígeno. Calcular cuál será la riqueza de un nitrato impuro si al calentar 60g del mismo se producen 5500 cm³ de oxígeno medidos en C.N.
25. La combustión de etanol produce dióxido de carbono y agua. Calcular a) qué volumen de dióxido de carbono, en c.n., se obtendrá al quemar 11,5 g de alcohol. B) Cuántas moléculas de oxígeno serán necesarias para esa combustión.
- *26. Se tratan 200g de carbonato de calcio con ácido clorhídrico suficiente para su reacción total. El dióxido de carbono formado se lleva a un vaso que contiene una disolución de hidróxido sódico donde se supone reacciona por completo para dar carbonato de sodio. a) Escribir ajustadas las reacciones químicas que representan los dos procesos descritos (en ambas se forma agua). b) ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio se necesita?
- *27. Al quemar 40 cm³ de una mezcla de metano y propano, con suficiente cantidad de oxígeno, se producen 100 cm³ de dióxido de carbono. Calcular: a) La composición de la mezcla inicial; b) El volumen de oxígeno necesario para la combustión completa de la mezcla.
- *28. Se calienta una muestra de 635 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado hasta su descomposición completa en agua, trióxido de azufre y óxido de cobre (II). Calcular:
a) El volumen de vapor de agua desprendido a 200° y 550 mm Hg
b) Molaridad de la disolución de ácido sulfúrico que se obtendrá al recoger la totalidad de trióxido de azufre en agua, completando hasta un litro de disolución.
- 29.a) Calcula la pureza de una muestra de sodio, sabiendo que cuando 10 g de la misma reaccionan con agua producen hidróxido sódico y se desprenden 4 litros de hidrógeno medidos a 25°C y 720 mm de Hg.
b) Calcula la molaridad de hidróxido resultante, si el volumen total de la disolución es de 100 ml.
30. El sulfato de amonio se obtiene industrialmente burbujando amoniaco gaseoso a través de ácido sulfúrico diluido. Calcula:
a) El volumen de amoniaco, a 20°C y 700 mm Hg, necesario para obtener 50 kg de sulfato de amonio del 80% de riqueza en peso.
b) El volumen de ácido sulfúrico de densidad 1,40 g/ml y 50% de riqueza en peso, que se consumirá en dicha preparación.
31. Se desea determina la pureza de un ácido acético comercial. Para ello se diluyen 60 g del mismo y a la disolución obtenida se le añaden 50 g de carbonato de calcio. Cuando cesa el desprendimiento de dióxido de carbono, se observa que quedan 2 g de carbonato de calcio sin reaccionar. Calcula la pureza del ácido acético comercial en tanto por ciento en peso.
Reacción sin ajustar: CH₃COOH + CaCO₃ → (CH₃COO)₂Ca + CO₂ + H₂O
32. Un globo meteorológico se llena con hidrógeno procedente de la reacción siguiente:



- a) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 ml de hidrógeno en condiciones normales?
- b) ¿Qué volumen de HCl 0,1 M será necesario para que reaccione con todo el hidróxido de calcio formado?
- c) ¿Qué volumen adquirirá el globo si asciende hasta una zona donde la presión es de 0,5 atm y la temperatura -73°C ?

33. El cianuro de hidrógeno, es un líquido incoloro, volátil, con el olor de ciertos huesos de frutas (por ejemplo los huesos de la cereza). El compuesto es sumamente venenoso. ¿Cuántas moléculas hay en 56 mg de cianuro de hidrógeno, la dosis tóxica promedio?

34. ¿Cuántos gramos de metano hay en $1,20 \cdot 10^4$ moléculas?

35. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1 g de O_2 , O_3 y de O ?

36. ¿Qué volumen (ml) de una disolución de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) que tiene 94% de pureza en masa, contiene 0.2 moles de etanol?. La densidad de la disolución es 0,807g/ml. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 10 ml de etanol? (considera que es una disolución acuosa).

37. Una aleación que contiene hierro (54,7% en masa), níquel (45,0 %) y manganeso (0,3%) tiene una densidad de 8,17 g/ml

- a) ¿Cuántos moles de hierro hay en un bloque de aleación que mide $10\text{cm} \times 20\text{cm} \times 15\text{cm}$?
- b) ¿Cuántos átomos de manganeso hay en la mitad del bloque que se menciona en el apartado anterior?

38. La composición en tanto por ciento del acetaldehído es 54,5% de C, 9,2% de H y 36,3 de O, y su masa molecular es 44 uma. Determina la fórmula molecular del acetaldehído.

*39. El óxido de titanio (IV) se calienta en corriente de hidrógeno perdiendo algo de oxígeno. Si después de calentar 1,598 g de óxido de titanio (IV), el peso se reduce en 0,16 g ¿Cuál es la fórmula del producto final?

40. Al quemar una muestra de un hidrocarburo (compuesto formado por carbono e hidrógeno) se producen 12,28 g de dióxido de carbono y 5,86 g de agua. a) ¿Cuántos gramos de muestra se quemaron? b) ¿Cuál es la composición centesimal de cada elemento en el compuesto? c) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto orgánico?

41. Se determinó que un compuesto orgánico contiene solo 3 elementos: carbono, hidrógeno y cloro. Cuando se quemó por completo en el aire una muestra de 1,5 gramos del compuesto, se produjeron 3,52 g de dióxido de carbono. En otro experimento, el cloro de una muestra de un gramo del compuesto, se transformó en 1,27 gramos de cloruro de plata.

- a) ¿Cuál es la masa en gramos que hay de cada elemento en 1,5 gramos de muestra del compuesto mencionado?
- b) ¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en el compuesto?
- c) ¿Cuál es la fórmula empírica para esta sustancia orgánica?

42. La vitamina E tiene 11,21% en masa de hidrógeno. Si un mol de vitamina E contiene $3,01 \cdot 10^{25}$ átomos de hidrógeno

- a) ¿Cuál es la masa molar de la vitamina E?
- b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay por molécula de vitamina E?

43. La etiqueta de un frasco de 250 ml de un insecticida indica que el frasco contiene 0,1 % en masa, de $\text{C}_{12}\text{H}_{11}\text{NO}_2$, ¿cuántas moléculas de $\text{C}_{12}\text{H}_{11}\text{NO}_2$ hay en el frasco, suponiendo que la solución tiene una densidad de 1,0 g/ml?

44. Calcula la masa en gramos de: a) 6,33 moles de carbonato ácido de sodio; b) $3,0 \cdot 10^{-5}$ moles de ácido sulfúrico.

45. Un átomo de un elemento tiene una masa de $9,786 \cdot 10^{-23}$ gramos. ¿Cuál es su masa atómica expresada en uma?

46. Dos volúmenes de un gas A se combinan con un volumen de gas B para producir dos volúmenes de gas C. ¿Cuántas moléculas de C se obtienen de dos moléculas de B?

47. Un tubo de ensayo contiene 25 ml de agua. Calcula:

- el número de moléculas de agua que hay en él.
- El número total de átomos de hidrógeno que hay contenidos en esas moléculas de agua.
- La masa, en gramos, de una molécula de agua.

Dato: Densidad del agua = 1 g/ml

48. Se tiene una disolución de sosa cáustica (NaOH) 0,6 M. determina el volumen necesario de una disolución de sosa cáustica de densidad 1,2 g/ml y riqueza 24% que se deberá agregar a 1 l de la primera disolución para que resulte finalmente una disolución 0,75 M. Considera que los volúmenes son aditivos.

49. Se tiene un litro de una disolución de ácido sulfúrico del 98% de riqueza y densidad de 1,84 g/ml.

Calcula: a) la molaridad y la molalidad; b) el volumen de esa disolución necesario para preparar 100 ml de otra disolución del 20% y densidad 1,14 g/ml

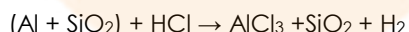
50. Se hacen reaccionar 10 gramos de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcula: a) el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27° C y 740 mm de Hg; b) La masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

51. El cloro se obtiene en el laboratorio por reacción del ácido clorhídrico con el dióxido de manganeso. En el proceso también se obtiene cloruro de manganeso (II) y agua. A) Escribe la reacción ajustada; B) Calcula el volumen de disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,15 g/cc y 30% en masa necesarios para obtener 10 L de gas cloro, medidos a 30°C y 1 atm de presión.

52. Se calienta una muestra de mineral de 2,00 gramos que contiene carbonato cálcico y dióxido de silicio hasta obtener una masa constante de 1,34 g. El carbonato cálcico se descompone en dióxido de carbono gaseoso y óxido de calcio, mientras que el dióxido de silicio se mantiene inalterado. Calcula la riqueza en % del carbonato cálcico en la muestra.

53. Se mezclan 100 ml de HCl 0,2 M, 400 ml de HCl 0,1 M y 250 ml de agua destilada. Calcula la molaridad de la disolución resultante. Suponer que los volúmenes son aditivos.

*54. Una muestra de 2 g que contiene Al y SiO₂ es tratada con HCl en exceso recogiendo 275 ml de H₂ gas saturado con vapor de agua a 27°C y 768 mm de Hg de presión. Calcula: a) ¿cuántos gramos de hidrógeno y de agua contiene el gas?; b) Calcula la riqueza del aluminio en la muestra. Datos: presión de vapor del agua a 27°C: 21 mm de Hg; el SiO₂ no es alterado por el HCl.



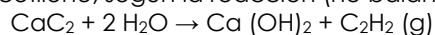
55. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se queman 15 gramos de compuesto se obtienen 22 gramos de dióxido de carbono y 9 gramos de agua. La densidad del compuesto en estado gaseoso, a 150°C y 780 mm de Hg es 1,775 g/L. Calcula la fórmula molecular del compuesto.

56. Se mezclan 2 litros de acetileno (etino) y 9 litros de oxígeno medidos en las mismas condiciones. Se produce la combustión completa del acetileno y se vuelve a las condiciones iniciales, quedando el agua en estado gaseoso. Calcula: a) el volumen de la mezcla gaseosa final; b) su composición en % en volumen; c) su composición en % en masa.

57. La combustión completa de una muestra de hidrocarburo gaseoso produjo 3 L de dióxido de carbono y 4 L de vapor de agua medidos a 27°C y 1,23 atm. Calcula la fórmula del hidrocarburo.

58. La combustión completa de 1,50 gramos de propano produjo 1030 mL de dióxido de carbono, medidos en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

59. Cuando se agregó una gran cantidad de agua sobre 100 g de carburo de calcio se produjeron 28,3 g de acetileno, según la reacción (no balanceada):



- Calcule el porcentaje de rendimiento de la reacción.
- ¿Cuál sería el reactivo limitante si 100 g de carburo de calcio reaccionaran con 100 g de agua?

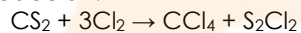
60. En un recipiente de 5 litros de capacidad se introducen 10 g de hidrógeno y 20 g de nitrógeno a temperatura de 27 °C y se hace reaccionar la mezcla para formar amoníaco. Determina:

- Porcentaje del reactivo que queda sin reaccionar.
- Presión del recipiente cuando ha reaccionado el 40% del reactivo limitante.
- Masa de amoníaco formada.

61. En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se utiliza una caliza del 92% de riqueza.

- ¿Qué cantidad de caliza se necesita para obtener 250 kg de cloruro de calcio?
- Si el ácido utilizado es del 70% de riqueza y densidad 1,42 g/cm³ ¿cuántos litros de este ácido serán necesarios?

62. Una mezcla de 100 kg de CS₂ y 200 kg de Cl₂ se pasa a través de un tubo de reacción y calentado se produce la reacción:



- El reactivo que no reacciona completamente.
- La cantidad de este reactivo que no reacciona.
- El peso de S₂Cl₂ que se obtiene.

Soluciones a los ejercicios:

1. $6,64 \cdot 10^{20}$ at. De Mg
2. $2,82 \cdot 10^{-23}$ g
3. a) $2,51 \cdot 10^{22}$ molec. b) $6,022 \cdot 10^{23}$ molec.
4. $C_9H_8O_4$
5. a) $C_3H_4O_3$ b) $C_6H_8O_6$
6. $C_2H_4O_2$
7. $472,97$ g/l ; $3,47$ M; $3,95$ m; $X_s = 0,066$; $X_d = 0,933$; 35%
8. 2 molal
9. 110 l
10. a) 1,22 M b) $1,84 \cdot 10^{22}$ moléculas.
11. 1,16 m $X_s = 0,020$
12. 72g; 288g
13. 44,44%; 6,83M
14. 17,48 M
15. 1196 ml
16. A= 0,04 M B= 0,12M
17. 62,13 m; 14 M
18. 31,3 ml
19. 1,8 g
20. 47,4 ml
21. 0,12M; 167 ml
22. $V(O_2) = 28,56$ ml $V(\text{aire}) = 136$ ml
23. SnF_4 ; 0,54 l flúor.
24. 63,75%
25. $VCO_2 = 11,2$ l; moléculas $O_2 = 4,5 \cdot 10^{23}$ molec.
26. 160 g NaOH
27. V metano = 10 cm³; Vpropano= 30 cm³ b) 170 cm³
28. a) 682 l b) 2,55 M
29. a) 71, 3% b) 3,1 M
30. a) $1,58 \cdot 10^4$ l b) 42,4 l
31. 96%
32. a) 0,234 g b) 112 ml c) 365ml
33. $1,25 \cdot 10^{21}$ moléculas de cianuro de hidrógeno
34. $3,19 \cdot 10^{-19}$ g. de metano
35. $3,76 \cdot 10^{22}$ átomos
36. 12,13 ml; $6,28 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno
37. a) 240 moles de átomos de hierro; b) $4,03 \cdot 10^{23}$ átomos de manganeso
38. C_2H_4O
39. Ti_2O_3
40. a) 4,0 g; b) 83,7 y 16,3 % de carbono e hidrógeno respectivamente; c) C_3H_7
41. a) 0,96 g C; 0,075 g H; 0,465 g Cl; b) 64%, 5% y 31 %; c) C_6H_5Cl
42. 446 g/mol; 50
43. $7,48 \cdot 10^{20}$ moléculas
44. a) 532 g.; $2,9 \cdot 10^{-3}$ g.
45. 58,91 uma
46. cuatro
47. $8,36 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua; $1,67 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno; $3 \cdot 10^{-23}$ g.
48. 23,25 mL
49. a) 18,4 M; 500 m; b) 12,6 cm³
50. a) 3,80 l; b) 19,4 g
51. a) $4HCl + MnO_2 \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$ b) 170,3 mL
52. 75%
53. 0,08 M
54. a) $5,56 \cdot 10^{-3}$ g H_2O y $2,2 \cdot 10^{-2}$ g de H_2 ; b) 10%
55. $C_2H_4O_2$
56. a) 10 l; b) 40% O_2 ; 40% CO_2 ; 20% H_2O ; c) 37,64% O_2 ; 51,76% CO_2 ; 10,6% H_2O
57. C_3H_8
58. 45%
59. 69,7%; CaC_2
60. a) 57% del H inicial; b) 25,2 atm c) 24,1g
61. 245 kg de caliza ; 165,4 l
62. CS_2 ; no reaccionan 27 Kg

EJERCICIOS DE SELECTIVIDAD PROPUESTOS**SELECTIVIDAD 02/03**

1. Una disolución de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:

- La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3 .
- El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO_3 0'05 M.

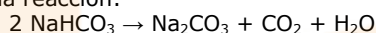
Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1

2. Calcule:

- La masa, en gramos, de una molécula de agua.
- El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
- El número de moléculas que hay en 11'2 L de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

3. El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción:



Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98% de riqueza en peso. Calcule:

- El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1,2 atm.
- La masa, en gramos, de carbonato sódico que se obtiene.

Datos: R = 0,082 atm. L. K-1 mol-1. Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.

4. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. Si su masa molecular es 88:

- Determine su fórmula molecular.
- Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

5. La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$. Para 1 mg de estricnina, calcule:

- El número de moles de carbono.
- El número de moléculas de estricnina.
- El número de átomos de nitrógeno.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

6. Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm³ de H_2S , medidos en condiciones normales, según la ecuación:



Calcule:

- La riqueza de la galena en PbS.
- El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.

7. Dada una disolución acuosa de HCl 0,2 M, calcule:

- Los gramos de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.
- El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de HCl 0,2 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

8. Calcule el número de átomos que hay en:

- 44 g de CO_2 .
- 50 L de gas He, medidos en condiciones normales.
- 0,5 moles de O_2 .

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

9. Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .
- La masa de un átomo de helio es 4 gramos.
- En un gramo de hidrógeno hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos

SELECTIVIDAD 03/04

1. Calcule:

- La masa de un átomo de bromo.
- Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3'25 moles de oxígeno molecular.
- Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.

Masas atómicas: Br = 80; O = 16; Fe = 56.

2.a) Explique el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0'2 M de NaOH (masa molecular = 40).

- b) ¿Cuál es la concentración de OH- ?
c) ¿Cuál es su pH?

3. Una bombona de butano (C₄H₁₀) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:

- a) El número de moles de butano.
b) El número de átomos de carbono y de hidrógeno.
Masas atómicas: C = 12; H = 1.

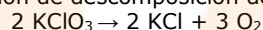
4. En 1'5 moles de CO₂, calcule:

- a) ¿Cuántos gramos hay de CO₂ ?
b) ¿Cuántas moléculas hay de CO₂?
c) ¿Cuántos átomos hay en total?
Masas atómicas: C = 12; O = 16.

5. Se toman 2 ml de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución concentrada.
b) La molaridad de la disolución diluida.
Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16.

6. Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:



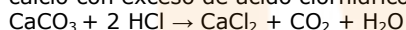
calcule:

- a) La cantidad de clorato de potasio, del 98'5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.
b) La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.
Masas atómicas: Cl = 35'5; K = 39; O = 16.

7.a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1'19 g/ml necesario para preparar 1 L de disolución 0'3 M.

- b) Se toman 50 mL de la disolución 0'3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante.
Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

8. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:



Calcule:

- a) Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.
b) El volumen de CO₂ medido a 17 °C y a 740 mm de Hg.
Datos: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.

9. En 10 g de Fe₂(SO₄)₃:

- a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
b) ¿Cuántos moles hay de iones sulfato?
c) ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?
Masas atómicas: Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16.

10. Calcule:

- a) La masa de un átomo de potasio.
b) El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.
c) El número de moléculas que hay en 2 g de BCl₃.
Masas atómicas: K = 39; P = 31; B = 11; Cl = 35'5.

SELECTIVIDAD 06/07

1.- Razone:

- a) ¿Qué volumen es mayor el de un mol de nitrógeno o el de un mol de oxígeno, ambos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura?
b) ¿Qué masa es mayor la de un mol de nitrógeno o la de uno de oxígeno?
c) ¿Dónde hay más moléculas, en un mol de nitrógeno o en uno de oxígeno?
Masas atómicas: N = 14; O = 16.

2.- En tres recipientes de la misma capacidad, indeformables y a la misma temperatura, se introducen respectivamente 10 g de hidrógeno, 10 g de oxígeno y 10 g de nitrógeno, los tres en forma molecular y en estado gaseoso. Justifique en cuál de los tres:

- a) Hay mayor número de moléculas.
b) Es menor la presión.
c) Hay mayor número de átomos.
Masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16.
- 3.- a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 L de oxígeno molecular en condiciones normales de presión y temperatura?
b) Una persona bebe al día 2 L de agua. Si suponemos que la densidad del agua es 1 g/mL ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su organismo mediante esta vía?
Masas atómicas: H = 1; O = 16.
- 4.- Si consideramos los compuestos C₆H₆ y C₂H₂, razone de las siguientes afirmaciones cuáles son ciertas y cuáles falsas:
a) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
b) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
c) Los dos tienen la misma composición centesimal.
- 5.- Un recipiente cerrado contiene oxígeno, después de vaciarlo lo llenamos con amoníaco a la misma presión y temperatura. Razone cada una de las siguientes afirmaciones:
a) El recipiente contenía el mismo número de moléculas de oxígeno que de amoníaco.
b) La masa del recipiente lleno es la misma en ambos casos.
c) En ambos casos el recipiente contiene el mismo número de átomos.
- 6.- Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:
a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0'5 M del citado ácido?
Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.
- 7.- Se disuelven 30 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua necesaria para preparar 250 mL de disolución.
a) Calcule su molaridad.
b) Se diluyen 250 mL de esa disolución hasta un volumen doble. Calcule el número de iones potasio que habrá en 50 mL de la disolución resultante.
Masas atómicas: K = 39; H = 1; O = 16.
- 6.- Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de disolución de HCl 6 M. Cuando finalice la reacción y cese el desprendimiento de hidrógeno:
a) Calcule la cantidad del reactivo que queda en exceso.
b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 760 mm Hg se habrá desprendido?
Datos: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: Zn = 65'4; Cl = 35'5; H = 1.
- 9.- A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1'17 g/mL. Calcule:
a) Su molaridad.
b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2'5 M de KOH.
Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.

SELECTIVIDAD 07/08

- 1.- El carbonato de calcio reacciona con ácido sulfúrico según:
$$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico concentrado de densidad $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$ y 96% de riqueza en peso será necesario para disolver una muestra de 10 g de CaCO₃?
b) ¿Qué cantidad de CaCO₃ del 80 % de riqueza en peso será necesaria para obtener 20 L de CO₂, medidos en condiciones normales?
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; S = 32; Ca = 40
2. - Una disolución de ácido clorhídrico concentrado de densidad 1,19 g/ mL contiene 37% de HCl. Calcule:
a) La fracción molar de HCl.
b) El volumen de dicha disolución para neutralizar 600 ml de una disolución 0,12 M en hidróxido de sodio.
Datos: masas atómicas : Cl = 35,5 ; H = 1 ; O = 16
3. - Se tienen 8,5 g de amoníaco y eliminamos $1,5 \cdot 10^{23}$ moléculas.
a) ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?

- b) ¿Cuántos g de amoníaco quedan?
c) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?
Masas atómicas: N = 14; H = 1.

4.- Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0'1 atmósferas. Calcule:

- a) La masa de amoníaco presente.
b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.
Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N = 14; H = 1.

5.- Una disolución acuosa de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0'90 g/mL. Calcule:

- a) La molaridad de esa disolución.
b) Las fracciones molares de cada componente.
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

6.- El clorato de potasio se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular.

- a) Escriba y ajuste la reacción. ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20 °C y 2 atmósferas?
b) ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83 % de riqueza?
Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Cl = 35'5; K = 39; O = 16.

7.- Se tienen dos recipientes de vidrio cerrados de la misma capacidad, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. Justifique:

- a) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles?
b) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?
c) ¿Cuál de los recipientes contiene mayor masa de gas?

8.- La fórmula del tetraetilplomo, conocido antidetonante para gasolinas, es $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$. Calcule:

- a) El número de moléculas que hay en 12'94 g.
b) El número de moles de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ que pueden obtenerse con 1'00 g de plomo.
c) La masa, en gramos, de un átomo de plomo.
Masas atómicas: Pb = 207; C = 12; H = 1.

9.- En 0'6 moles de clorobenceno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$):

- a) ¿Cuántas moléculas hay?
b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?
c) ¿Cuántos moles de átomos de carbono?

SELECTIVIDAD 08/09

- 1.-a) ¿Cuántos moles de carbono hay en 1,5 moles de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)?
b) Determine la masa en kilogramos de $2,6\cdot 10^{20}$ moléculas de NO_2
c) Indique en número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g. de NH_4NO_3

Masas atómicas: O=16; N =14; H=1.

2.-Un cilindro contiene 0,13 g de etano, calcule:

- a) Número de moles de etano.
b) Numero de moléculas de etano.
c) Número de átomos de carbono.

Masas atómicas: C=12; H=1