

## TEMA 1 : CLAVES HISTÓRICAS DE LA QUÍMICA

### 1. - DE LA PREHISTORIA A LAVOISIER

El control de dos fenómenos químicos cambió el curso de la prehistoria: la combustión y la obtención de metales a partir de sus minerales.

La combustión fue la primera fuente energética utilizada: en principio se utilizó para calentar y cocinar. En algún sitio (probablemente en Oriente Próximo) alguien descubrió que al colocar ciertas piedras en la hoguera, junto al carbón encendido, podía obtenerse algo mucho más valioso que las piedras: LOS METALES. Grandes civilizaciones se formaron gracias a la metalurgia del cobre y del estaño: Tartessos, Creta, Micenas, Troya, etc. El descubrimiento de la metalurgia del hierro significó el final de éstas y el resurgimiento de nuevos imperios: hititas, asirios, dorios, etc.

También el uso adecuado de la energía calorífica permitió trabajar ciertas tierras para obtener materiales útiles o decorativos: cerámica, vidrio, pinturas, etc. Este trabajo (arte) fue especialmente destacado en Egipto, país al que los griegos de la época clásica llamaban Chem, por lo que dicha labor se llamó chemia (más tarde los árabes antepondrían el artículo “al” : alchemia).

Los filósofos griegos empezaron a considerar que todas las cosas estarían formadas por combinación de sustancias básicas, esto es, de ELEMENTOS. En principio reconocieron cuatro “elementos”: el aire, la tierra, el fuego y el agua. Aristóteles añadiría un quinto elemento, el éter, que formaría los cielos. Posteriormente, y gracias al trabajo de los alquimistas, se descubrirían nuevas sustancias, algunas de las cuales se incorporaron al grupo de elementos (sin que existiera una definición para ellos): el azufre, el mercurio, la cal, etc.

El trabajo de los alquimistas sería fundamental para el descubrimiento de sustancias tan importantes como los ácidos minerales (clorhídrico, nítrico, sulfúrico...), los álcalis (hidróxidos de sodio y potasio, carbonato de potasio...) y para el desarrollo de técnicas de laboratorio (destilación, baño María...). Sin embargo, los grandes fraudes relacionados con la “fabricación del oro” y con el “elixir de la vida” supusieron un gran deterioro de la imagen de los alquimistas.

### LA REVOLUCIÓN CIENTÍFICA

📖 NICOLAS COPÉRNICO: En el año 1.543 elaboró el modelo heliocéntrico del Sistema Solar. El abandono de las antiguas ideas en Astronomía llevó a una nueva actitud hacia la Ciencia.

📖 FRANCIS BACON: En 1620 publicó “Novum Organum” donde planteaba la necesidad científica de observar hechos y emitir hipótesis basadas en ello: MÉTODO INDUCTIVO.

📖 GALILEO GALILEI (1564-1642): El conocimiento científico ha de basarse en la experimentación. MÉTODO CIENTÍFICO: observar, experimentar, tomar medidas, emitir hipótesis, comprobar, etc.

El irlandés Robert Boyle (1627-1691) daría los primeros pasos para la construcción de una nueva ciencia:

- Fue el primero en llamarse QUÍMICO.
- Definió el concepto de ELEMENTO QUÍMICO: “ Toda sustancia que no pueda ser descompuesta en otras”.
- Estableció la primera relación entre las magnitudes de los gases:  $P \times V = \text{constante}$  si la temperatura y la masa del gas no varían.

### UNA TEORIA CON UN GRAN FALLO: EL FLOGISTO

Para explicar los procesos de combustión, obtención de metales y enmohecimiento de éstos, se recurrió a un nuevo elemento: EL FLOGISTO. De acuerdo con esta teoría, las sustancias combustibles y los metales poseían este elemento, que era liberado en la combustión y en el proceso de enmohecimiento.



Por tanto, sería posible obtener metal a partir de la cal (tierra) si se le suministraba el flogisto suficiente. ¿Cómo obtener el flogisto? : ¡pues con la combustión del carbón!. De esta manera se explicaba con facilidad la obtención de metales, a partir de sus minerales y haciendo uso del carbón en combustión. Por ello esta teoría triunfó rápidamente entre la comunidad científica.

La comprobación del gran fallo de esta teoría iba a suponer el inicio de la Química. Mientras tanto, el estudio de los gases iba preparando el camino para ello.

### NO TODO ES AIRE: NUEVOS GASES

📖 HENRY CAVENDISH (1731-1810): Aisló un gas muy inflamable y muy ligero al hacer reaccionar metales con ácidos. Pensó que era el mismo flogisto. En una memorable jornada de 1784, hizo reaccionar este gas con el aire y obtuvo AGUA: esta sustancia vital dejó de ser considerada elemento (propuesto por Tales de Mileto hacia el 600 a JC).

📖 DANIEL RUTHERFORD (1749-1819): Hizo arder una vela en un recipiente cerrado hasta que se apagaba. El aire que quedó lo hizo pasar a través de una sustancia que eliminaba el anhídrido carbónico y quedaba un resto que era incapaz de mantener la vida ni la combustión. Posteriormente sería llamado AZOE.

📖 JOSEPH PRIESTLEY (1733-1804): Hizo enmohecer mercurio en presencia de aire encerrado. A medida que el mercurio enmohecía la presión del aire disminuía hasta llegar a cierto valor, aproximadamente 3/4 partes. Dio el nombre de AIRE FLOGISTIZADO al gas que quedó (era el AZOE). Posteriormente, descompuso el polvo rojizo obtenido en un recipiente carente de aire (lleno de mercurio). Obtuvo de nuevo el metal y un gas con propiedades opuestas al azoe: animaba a los ratones y favorecía en gran medida la combustión. Lo llamó AIRE DESFLOGISTIZADO.

### LA QUÍMICA SE CONVIERTE EN CIENCIA


La primera ley básica en Química es la LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA. Su formulación se debe al francés **ANTOINE LAURENT LAVOISIER** (1743-1794). Realizó todas las experiencias reseñadas pero con una herramienta fundamental que, hasta la fecha, nadie había considerado: LA BALANZA. Mediante el uso sistemático de ella comprobó que la masa total antes de una reacción, es

igual a la masa total después de ella (el sistema debe estar perfectamente aislado: la entrada o salida de una sustancia gaseosa puede falsear los resultados).

Demostró que la teoría del flogisto no podía ser verdadera: cuando un metal enmohece la masa del polvo obtenido es mayor que la del metal inicial. ¿Cómo puede un metal perder flogisto y aumentar su masa?. Algunos recalcitrantes señalaron que el flogisto tenía masa negativa.

Su explicación sería más convincente:

- Cuando un metal enmohece, reacciona y se combina con una parte del aire. Cuando se vuelve a obtener el metal se libera esta parte de aire. Por tanto, el aire tampoco es un elemento, sino una mezcla de dos gases: a uno lo llamó AZOE (carente de vida) y al otro OXÍGENO (generador de ácidos).
- El gas de Cavendish reacciona con el oxígeno para producir agua, por lo que lo llamó HIDRÓGENO. El agua sería un óxido de hidrógeno.
- Cuando el carbón arde se combina con el oxígeno para formar un óxido de carbono.  
CARBONO + OXÍGENO → ÓXIDO DE CARBONO
- El proceso de reducción de un metal a partir de su óxido es fácil de explicar:  
ÓXIDO DEL METAL + CARBONO → ÓXIDO DE CARBONO + METAL

 **MILJAIL VASILIEVICH LOMONOSOV** (1711-1765): Llegó a las mismas conclusiones que Lavoisier, pero VEINTE AÑOS ANTES. El problema fue que sus escritos no fueron difundidos (el idioma ruso, y por tanto su Ciencia, no era muy conocido por los científicos de los demás países).

Estaban puestas las bases de la Química. El uso de la balanza resultó fundamental para comprobar las siguientes leyes básicas de esta Ciencia.

La segunda ley fundamental se conoce como LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS y su formulación se debe a **Louis Joseph PROUST** (1754-1826): “Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una relación de masa constante”:

- Cuando se forma agua siempre reacciona 1 g de oxígeno con 0,1260 g de hidrógeno (y por supuesto se forman 1,1260 g de agua).
- Al formarse el anhídrido carbónico reacciona 1 g de oxígeno por cada 0,3753 g de carbono.
- La formación de sulfuro de calcio requiere 2 g de azufre por cada 2,5 g de calcio.

Algunos elementos se combinan entre sí con diferentes proporciones másicas. Así, por ejemplo, el cloro y el oxígeno lo hacen con las siguientes proporciones:

4,437 g Cl / g O      1,479 g Cl / g O      0,887 g Cl / g O      0,634 g Cl / g O

Esto provocó una discusión acerca de la ley de Proust (se llegó a pensar que la proporción no era definida, sino que dependía de la forma de llevar a cabo la reacción). Pero la solución planteada por **JOHN DALTON** (1766-1844) fue simple, clara y convincente: **“cuando dos elementos se combinan con más de una proporción de masa lo que ocurre es que se forman varios compuestos diferentes”** (LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES).

## 2. - DEL ÁTOMO A LA MOLÉCULA (DE DALTON A AVOGADRO)

La teoría atómica de Dalton permitió explicar las leyes de Lavoisier y Proust de una manera simple:

- Los elementos están constituidos por átomos indivisibles. Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí y diferentes a los de otro elemento.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en relaciones numéricas simples: 1 átomo de A con 1 átomo de B, 2 átomos de A con 1 átomo de B, etc.

La explicación de la ley de conservación de la masa es evidente: en una reacción química los átomos se recombinan pero el número total de ellos permanece constante. La explicación de la ley de proporciones definidas también resulta clara: si un compuesto se forma con  $n$  átomos de A y  $m$  átomos de B, según la fórmula  $A_nB_m$  la proporción másica numérica es:

$$\frac{\text{masa } A}{\text{masa } B} \text{ en el compuesto} = \frac{n \times M_A}{m \times M_B} = \text{CONSTANTE}$$

siendo  $M_A$  y  $M_B$  las 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, formando los elementos varios compuestos, por ejemplo CO y CO<sub>2</sub>.

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 H<sub>2</sub>O, 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.
- y así en cualquier otra posible combinación.

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).

### LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON NO EXPLICA LOS DATOS DE GAY-LUSSAC

**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: 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:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{proporcional a } n = R \cdot n \Rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

T es la temperatura absoluta de la masa gaseosa (escala Kelvin)  $K = ^\circ C + 273$

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.

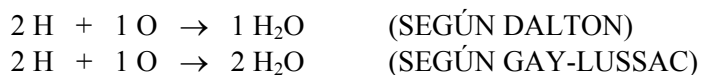
Como resultado de sus medidas encontró una ley parecida a la de Proust, pero referida a los volúmenes de combinación (a P y T constante): **“cuando dos elementos gaseosos se combinan para formar un compuesto gaseoso, los volúmenes de gases que reaccionan y que se producen están en una relación volumétrica constante y formada por números simples”**.

Así encontró que:

- 1 litro de oxígeno se combina siempre con 2 litros de hidrógeno y se obtienen 2 litros de vapor de agua.
- 1 litro de cloro se combina con 1 litro de hidrógeno para formar 2 litros de gas cloruro de hidrógeno.
- 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. Evidentemente 2 litros de hidrógeno tendrán el doble de partículas que 1 litro de oxígeno (a la misma P y T); por tanto, si la reacción de formación de agua se da en esas proporciones es evidente que la fórmula del agua no es HO, sino H<sub>2</sub>O. 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. En otras palabras, un átomo de oxígeno se combina con dos átomos de hidrógeno y producen dos átomos-compuesto de agua. La única salida es suponer que el átomo de oxígeno que reacciona se parte en dos y cada mitad produce una partícula de agua. Esta salida chocaba con la teoría del átomo indivisible de Dalton, que si explicaba el resto de leyes. La solución vendría de otro químico genial.



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.

### EL MODELO MOLECULAR EXPLICA LOS DATOS DE GAY-LUSSAC

📖 **AMADEO AVOGADRO (1776-1856)** encontró el camino para reconciliar las dos posturas. Si la salida evidente era que la partícula de oxígeno debía dividirse y el átomo de Dalton es indivisible, una solución simple: la partícula de oxígeno no es un átomo de oxígeno sino dos átomos de oxígeno unidos. Para distinguir la partícula de oxígeno formada por combinación de dos átomos utilizó la palabra **MOLÉCULA**.

Si una molécula (o un litro) de nitrógeno ( $N_2$ ) reacciona con tres moléculas (o tres litros) de hidrógeno ( $3 H_2$ ) y se forman dos moléculas de amoníaco (o dos litros), cada molécula de amoníaco debe tener un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno ( $2 NH_3$ ).

### 3. - EN BUSCA DE NUEVOS ELEMENTOS

Una sustancia se consideró elemental cuando no podía ser separada o descompuesta en sustancias más simples. Durante muchos años se pensó que ciertas sustancias eran elementos porque no se podían descomponer (por ejemplo, óxidos que no se podían reducir con carbón: la cal, la sosa, la potasa, la sílice, etc.)

#### LA ELECTRICIDAD DESCUBRE NUEVOS ELEMENTOS Y DESECHA OTROS

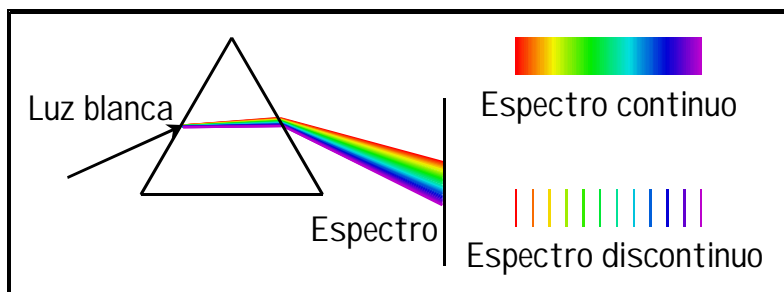
📖 **ALESSANDRO VOLTA (1745-1827)**: Descubrió la manera de producir corrientes eléctricas con ayuda de reacciones químicas (PILAS VOLTAICAS).

📖 **HUMPHRY DAVY (1778-1829)**: Descubrió la manera de descomponer sustancias en otras más simples haciendo uso de las pilas voltaicas (ELECTROLISIS) y obtuvo los metales alcalinos (del árabe al-qili, que significa ceniza).

📖 **JÖNS JAKOB BERZELIUS (1779-1848)**: Haciendo uso de los metales alcalinos logró descomponer la sílice y descubrió un nuevo elemento: el silicio.

#### LA LUZ TIENE LA CLAVE PARA BUSCAR ELEMENTOS

ISAAC NEWTON (1642-1727) descubrió que la luz blanca estaba formada por la mezcla de todos los colores. Al hacer pasar un haz de luz blanca, a través de un prisma triangular de vidrio, la luz se descompone y se proyecta como un conjunto de rayos luminosos (como en el arco iris). El conjunto de colores que se observa recibe el nombre de **ESPECTRO CONTINUO**. En lugar de utilizar luz blanca se puede usar otra luz, por ejemplo, la emitida cuando se calienta un metal (el hierro al rojo es un buen ejemplo de ello). Cuando se analiza la luz de otra fuente se puede obtener un conjunto de rayas (en función del color predominante de la luz); este conjunto de rayas recibe el nombre de **ESPECTRO DISCONTINUO** ó **DISCRETO DE EMISIÓN**. En general, si la fuente luminosa es un cuerpo sólido o



líquido en combustión, el espectro es continuo; si la fuente es un gas o un vapor, el espectro obtenido es discontinuo.

En 1859 Robert Wilhelm BUNSEN y Gustav Robert KIRCHHOFF inventaron el espectroscopio, un aparato con el que se pueden medir las longitudes de onda de las rayas espectrales de cualquier fuente luminosa. Cuando los químicos utilizaron el espectroscopio para analizar la luz emitida por sustancias que brillan al ser calentadas, descubrieron un hecho fundamental: cada elemento tiene un ESPECTRO DE EMISIÓN DISCONTINUO característico. Igualmente se descubrió que si se hace pasar luz blanca a través de una sustancia fría (sin necesidad de calentar), esta sustancia absorbe la luz correspondiente a las rayas espectrales que emite estando caliente. En otras palabras, se obtiene el espectro continuo pero en el que faltan las líneas correspondientes al espectro de emisión de la sustancia (ESPECTRO DE ABSORCIÓN).

Por tanto, el estudio de los espectros sirve para detectar la presencia de ciertos elementos y, por añadidura, para descubrir nuevos elementos. Tanto es así que, en 1868 se descubrió un nuevo elemento en el Sol no encontrado aún en la Tierra (pensando que se trataba de un metal se utilizó la terminación -io para nombrarlo: helio).

### UN POCO DE ORDEN: SE CONOCEN MÁS DE CINCUENTA ELEMENTOS

En 1830 se conocían cincuenta y cuatro elementos. Hasta la fecha se había utilizado la notación de Dalton para referirse a los elementos: símbolos gráficos como círculos con puntos, rayas, etc. Berzelius propone la simbología actual que es aprobada en el Primer Congreso Internacional de Química, celebrado en la ciudad alemana de Karlsruhe en 1860. En dicho Congreso y gracias a la intervención de STANISLAO CANNIZZARO (1826-1910) se aceptó definitivamente la teoría atómica, la hipótesis de Avogadro y la nueva simbología de Berzelius. En 1863, con ayuda del espectroscopio, el número de elementos conocidos ascendía a sesenta y dos.

La determinación de las masas atómicas (pesos atómicos) permitió una primera ordenación de los elementos en función de sus masas atómicas (también debida a Berzelius). Esta clasificación no ofrecía pistas de interés: elementos con peso atómico parecidos tenían propiedades parecidas (cobalto y níquel, por ejemplo); pero también se daba el caso contrario: elementos de masas atómicas parecidas con propiedades muy diferentes (azufre y cloro, por ejemplo).

Pero al menos se disponía de las masas atómicas y con el conocimiento de las fórmulas, se podrían determinar las masas moleculares y, por tanto, el número de moléculas contenidas en cualquier masa del compuesto tratado.

#### 4. - UNA CANTIDAD MUY IMPORTANTE EN QUÍMICA: 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.

El número de moléculas existente en una determinada masa de compuesto viene dado por el valor de dicha masa y por la masa de cada molécula. Es evidente que si dos masas gaseosas de dos gases están en la misma proporción que sus masas moleculares, deben contener el mismo número de moléculas. En otras palabras 32 g de gas oxígeno (masa molecular  $MM = 32$  uma) contienen el mismo número de moléculas que 2 g de gas hidrógeno ( $MM = 2$  uma) y que 17 g de amoníaco ( $MM = 17$  uma). Este número de moléculas contenidas en una masa igual a su masa molecular, pero expresada en gramos, es el NÚMERO DE AVOGADRO ( $N_A$ ) y recibe el nombre de mol. Hoy sabemos que el valor de  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ .

**El mol es una cantidad. Se puede utilizar con especificaciones: un mol de electrones, un mol de iones, un mol de átomos (llamado también ÁTOMOGRAMO). Cuando no se especifica alguna otra cosa, siempre se refiere a  $6,022 \times 10^{23}$  moléculas.**

Conocida la masa molecular de una sustancia es fácil determinar el número de moléculas contenidas en cualquier masa: sólo habrá que utilizar la relación

$$1 \text{ mol} = \text{MM g}$$

### CÁLCULOS CON GASES Y DISOLUCIONES

- En la ecuación general de los gases  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ , la constante R se elige de manera que n sea el número de moles de gas. Debe recordarse que en una mezcla de gases, cada gas tiene una presión parcial que vendrá dada por la ecuación anterior, en función del número de moles de cada gas.

$$P_p \cdot V = n_p \cdot R \cdot T \qquad P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

Se define la fracción molar de una sustancia en una mezcla (gaseosa o líquida) como la relación entre el número de moles de dicha sustancia y el número de moles totales. En otras palabras:

$$x_M = \frac{n_p}{n_T} = \frac{P_p}{P_T}$$

*Es frecuente hablar de tanto por ciento en volumen de una mezcla gaseosa. Así se dice que el porcentaje de oxígeno en el aire es del 21% en volumen. Evidentemente el hablar de % en volumen no significa el volumen ocupado por el gas (todos los gases de una mezcla ocupan el mismo volumen, es decir el total). Realmente es el % en presión o, lo que es igual, el % en moléculas. En otras palabras, la presión parcial del oxígeno es el 21% del total; el número de moléculas de oxígeno en el aire es el 21% o la fracción molar del oxígeno en el aire es 0,21.*

- Para determinar el número de moles en una disolución se puede utilizar la fracción molar (relación entre moles del soluto y del disolvente), pero es más corriente utilizar la concentración de la disolución expresada en forma molar (MOLARIDAD, M):

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución (litros)}}$$

Por tanto el número de moles de soluto (generalmente es el reactivo) contenidos en un volumen V de disolución (expresado en litros) se podrá calcular como:  $n = M \times V$ .

**PARA NO COMETER ERRORES EN EL USO DE LAS UNIDADES Y PARA EFECTUAR CÁLCULOS DE FORMA CLARA Y RÁPIDA SE ACONSEJA UTILIZAR FACTORES DE CONVERSIÓN (Utilizables con relaciones proporcionales directas: mol, densidad, riqueza, molaridad)**

## 5. - EJERCICIOS PROPUESTOS Y COMENTADOS: CONCEPTOS BÁSICOS

### COMPOSICIÓN Y DETERMINACIÓN FÓRMULAS

☺ 1.1.- Determina la masa de hierro que puede obtenerse a partir de los siguientes compuestos y cantidades:

- a) 100 g de  $Fe_2(SO_4)_3$
- b) 25 g de un mineral con un 80% en peso de FeS
- c) 2 moles de  $FeCO_3$

COMENTARIO: La determinación de la masa molecular de cada compuesto permitirá conocer la relación masa de hierro / masa del compuesto y por tanto, resolver el problema. Previamente habrá que calcular la masa del compuesto puro. (UTILIZAR FACTORES DE CONVERSIÓN).

a) Cálculo de la masa molecular:

$$2 \times 55,85 \text{ (Fe)} + 3 \times 32,06 \text{ (S)} + 12 \times 16,00 \text{ (O)} = 399,88 \text{ uma}$$

$$100 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3 \times \frac{111,70 \text{ g Fe}}{399,88 \text{ g } Fe_2(SO_4)_3} = 27,93 \text{ g Fe}$$

☺ 1.2.- En 3,2 g de  $Pb_3(PO_4)_2$  :

- a) ¿cuántos moles hay de dicho compuesto?.
- b) ¿cuántos átomos de O hay?.
- c) ¿cuántos átomos de Pb hay?. Masas atómicas: Pb = 207,2; P = 31; O = 16

COMENTARIO: La relación para efectuar el cálculo ha de ser 1 mol = MM g =  $N_A$  moléculas  
El número de átomos por molécula viene dado en la fórmula.

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

COMENTARIO: 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 el porcentaje 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  $N_2$ ).

Por tanto el número de moles de átomos (ÁTOMO-GRAMO) presentes en los 100 g del compuesto será:

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

$$69,60 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol átomos O}}{16 \text{ g O}} = 4,35 \text{ mol átomos O}$$

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 átomo de N por cada 2 átomos de O, es decir, resulta la fórmula  $\text{NO}_2$ . En general cualquier combinación  $(\text{NO}_2)_n$  tiene la misma proporción, por lo que la relación más simple  $(\text{NO}_2)_n$  se denomina FÓRMULA EMPÍRICA. Cada valor de n proporciona una FÓRMULA MOLECULAR. Para determinar el valor de n será necesario conocer la masa molecular.

☺ 1.4.- Determina las fórmulas empíricas de:

- un óxido de cloro que contiene el 18,41% de oxígeno.
- un cloruro de hierro que contiene 34,43% de hierro.

☺ 1.5.- 3,068 g de magnesio se unen con 2,018 g de oxígeno para formar óxido de magnesio. Determina la fórmula más simple de dicho compuesto.

☺ 1.6.- El análisis de un hidrocarburo da 92,32 % de carbono y 7,68 % de hidrógeno. Cinco gramos del mismo, una vez transformados en vapor, ocupan un volumen de 1575 cc, medidos a 27 °C y 760 mm Hg de presión. Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular. Masas atómicas: H = 1; C = 12

☺ 1.7.- Un compuesto hidratado, conocido como sal de Mohr, se encuentra formado por 14,2% de hierro, 9,2% de ión amonio, 49% de ión sulfato y 27,6% de agua. Calcula razonadamente la fórmula más sencilla de esta sal hidratada.

M.A. (uma): Fe=55,8; N=14,0; H=1,0; S=32,0; O=16,0

☺ 1.8.- Una sustancia orgánica contiene solamente carbono, oxígeno e hidrógeno. A 250 °C y 750 mm Hg, 1,65 g de dicha sustancia en forma de vapor ocupan 629 ml. Su análisis químico elemental es el siguiente: 63,1 % de carbono y 28,2% de oxígeno. Determina su fórmula molecular. M.A. O = 16; C = 12; H = 1 / R = 0,082 atm.l/K.mol

☺ 1.9.- La combustión de 1 g de una sustancia orgánica constituida exclusivamente por C, H y O origina 0,977 g de  $\text{CO}_2$  y 0,200 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Determina la fórmula molecular de esta sustancia sabiendo que su peso molecular es 90. Pesos atóm: C = 12; O = 16; H = 1

☺ 1.10.- Se sabe que determinado compuesto sólo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión completa de una muestra de 0,0215 g del mismo origina 0,0431 g de  $\text{CO}_2$  y 0,0175 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuál es la fórmula más sencilla del compuesto?. Escribe una ecuación para este proceso de combustión. M.A. C = 12,001; O = 15,999 e H = 1,008

☺ 1.11.- La densidad de un compuesto gaseoso formado por C, H y O a 250 mm Hg y 300 °C es de 0,617 g/l. Al quemar 10 g de compuesto se obtienen 11,4 litros de dióxido de carbono medidos a 25 °C y 738 mm Hg y 8,18 g de agua. Obtén la fórmula molecular del compuesto. R = 0,082 atm.l/K.mol Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; H = 1 (SOL.  $\text{C}_2\text{H}_8\text{O}_2$ )

**GASES. PRESIONES PARCIALES**

☺ 1.12.- Un recipiente de 2,0 l que contiene helio a 25 °C y 2,0 atm se conecta con otro de igual volumen que contiene oxígeno a la misma temperatura y a la presión de 4,0 atm. Calcula:

a) la presión parcial de cada gas y presión total de la mezcla.

b) la composición de la mezcla en fracción molar, en % en volumen y en % en peso.

DATOS:  $R = 0,0821 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{K}\cdot\text{mol}$  M.A.: He = 4,00; O = 16,00

COMENTARIO:

La presión parcial de cada gas dependerá del número de partículas (moles) de cada uno de los gases, del volumen ocupado por las partículas (en una mezcla el volumen ocupado por cada gas es el volumen total) y de la temperatura (afecta a la velocidad media de las moléculas). La presión total será la suma de las presiones parciales.

El número de moles de cada gas se averigua con la ecuación general de los gases aplicada a cada uno de los recipientes aislados. Una vez conectados, el volumen total será el de los dos recipientes ( 4 l ), por lo que la presión parcial de cada gas se calculará aplicando la ecuación general a cada gas en el recipiente total.

La fracción molar de cada gas se puede determinar de dos maneras:

$$x_1 = \frac{\text{moles gas 1}}{\text{moles totales}} = \frac{\text{PRESIÓN GAS 1}}{\text{PRESIÓN TOTAL}}$$

El tanto por ciento en volumen es en realidad el tanto por ciento molar, es decir, las fracciones molares por cien. Para determinar el % en peso, habrá que determinar la masa de cada gas (1 mol = MM g) y expresar el % correspondiente.

☺ 1.13.- Un recipiente de 20 cc contiene nitrógeno a 25 °C y 0,8 atm. En otro recipiente de 50 cc hay helio a 25 °C y 0,4 atm.

a) Calcula el número de moles, moléculas y átomos de cada recipiente.

b) Si se unen los dos recipientes mediante un tubo capilar, ¿cuáles serán las presiones parciales de cada gas y la presión total del sistema?.

c) calcula la concentración de cada gas en la mezcla expresándola como fracción molar y % en peso.

☺ 1.14.- a) ¿Cuántos moles de oxígeno están contenidos en 25 l de este gas medidos en C.N. de presión y temperatura?. b) ¿Cuántos gramos pesarán?. c) ¿Cuántos átomos de oxígeno contendrán?. Masa atómica del O = 16,0

☺ 1.15.- Se dispone de una mezcla gaseosa formada por nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono que se encuentra a la presión de 700 mm Hg y a la temperatura de 27 °C. Un análisis sobre la composición de la misma señaló que su contenido en peso era del 49% de nitrógeno y el 40% de oxígeno. Calcula:

a) Presión parcial de cada uno de los gases.

b) El volumen ocupado por 100 g de la mezcla.

c) La composición en volumen de la mezcla. Masas atómicas: C = 12; O = 16; N = 14

☺ 1.16.- Calcula la densidad de los siguientes gases, en condiciones normales de presión y temperatura:

a) oxígeno b) argón

COMENTARIO: la densidad de un gas es  $m/V$ . Este cociente puede deducirse de la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{MM} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{m}{V} = \frac{P \cdot MM}{R \cdot T}$$

En unas condiciones de P y T, la densidad de un gas es directamente proporcional a su masa molecular (una manera de averiguar MM)

## PREPARACIÓN DISOLUCIONES. MOLARIDAD

☺ 1.17.- 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 molal de sulfato de cobre,

partiendo, en ambos casos, de sulfato de cobre pentahidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).

COMENTARIO: La molaridad de una disolución es

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Volumen disolución (litros)}}$$

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  $\text{CuSO}_4$  y posteriormente (haciendo uso de factores de conversión) calcular la masa de sal pentahidratada.

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

Para preparar la primera disolución habría que pesar (balanza) 31,2 g de la sal pentahidratada, echarlos en un matraz aforado de 250 cc, 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 cc del matraz.

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:

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{masa disolvente (kg)}}$$

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

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

☺ 1.18.- 200 ml de una disolución acuosa al 35% de cloruro de hidrógeno, densidad 1,180 g/cc, se diluyen hasta un volumen de un litro. Calcula la molaridad y la molalidad de la disolución resultante, sabiendo que su densidad es de 1,040 g/cc.

COMENTARIO: Se parte de 200 cc de HCl comercial (c), por lo que haciendo uso de varios factores de conversión se puede calcular el número de moles de HCl puro que se diluyen en 1 litro (por tanto la molaridad es inmediata):

- 1 cc HCl (c) contiene 1,18 g de HCl (c)
- 100 g HCl (c) contienen 35 g de HCl
- 1 mol de HCl son 36,5 g de HCl

Para determinar la molalidad habrá que determinar la masa de agua contenida en la disolución final:

$$\text{masa agua} = \text{masa disolución total (densidad} \times \text{volumen)} - \text{masa soluto puro (HCl)}$$

☺ 1.19.- Se prepara una disolución disolviendo 180 g de hidróxido de sodio en 400 g de agua. La densidad de la disolución resultante es de 1,340 g/cc. Calcula:

a) molaridad de la disolución.

b) gramos de hidróxido de sodio necesarios para preparar 1 l de disolución 0,1 M.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1

☺ 1.20.- Se dispone de una disolución HNO<sub>3</sub> cuya riqueza es del 70% y su densidad 1,42 g/cc.

a) ¿Cuál es la molaridad de dicha disolución y la fracción molar de HNO<sub>3</sub> en ella?

b) ¿¿Cuántos gramos de esta disolución serán necesarios para preparar 300 ml de ácido nítrico 2,5 M? Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14

COMENTARIO: Dado que no se especifica volumen (y se desea calcular una concentración) se toma como base de cálculo 1 l de ácido nítrico comercial:

$$1000 \text{ cc HNO}_3(\text{c}) \times \frac{1,42 \text{ g HNO}_3(\text{c})}{1 \text{ cc HNO}_3(\text{c})} \times \frac{70 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3(\text{c})} \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 15,78 \text{ moles HNO}_3$$

### CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN REACCIONES QUÍMICAS:

☺ 1.21 ¿Qué volumen mínimo de una disolución de HCl de 35% de riqueza en peso y 1,18 g/ml de densidad se deberá tomar para reaccionar totalmente con una muestra de 2 g de cinc?. ¿Qué volumen de hidrógeno se desprende medido a 25 °C y 1 atm de presión?.

Pesos atómicos Cl = 35,5; H = 1; Zn = 65,5

COMENTARIOS: El problema se puede resolver haciendo uso de dos conceptos:

- EL MOL: Cálculos de acuerdo con los coeficientes estequiométricos de la reacción. Es necesario, por tanto, conocer todos los reactivos y productos que intervienen en la reacción y ajustarla correctamente. El siguiente planteamiento general permite resolver el problema:

	2 HCl	+	Zn	→	ZnCl <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub>	
moles iniciales	a		b		c		d	(c y d pueden valer 0)
REACCIÓN	2x		x		x		x	(en función de coef.esteq.)
Final	a - 2x		b - x		c + x		d + x	(moles que quedan)

**En caso de no existir equilibrio químico** (reacción irreversible), la reacción finaliza cuando alguno de los reactivos se acaba, es decir cuando  $a - 2x = 0$  ó  $b - x = 0$  (a veces se conoce el reactivo que se consume totalmente y no es necesario realizar este planteamiento general, como ocurre en este ejercicio donde se dice que reaccionan completamente 2 g de Zn).

En caso de no conocer el REACTIVO LIMITANTE es mejor plantear el cuadro anterior y calcular el reactivo limitante que será el que proporcione el menor valor de  $x$  (el mayor valor de  $x$  hará que una cantidad de moles final sea negativa, lo que es absurdo). En otros casos el valor de  $x$  puede calcularse por conocer el valor de cualquier cantidad de las reflejadas en el cuadro anterior que contengan el valor  $x$ : lo que se forma de cierto producto, lo que queda de un reactivo, etc.

En este problema  $b = 2/65,5$  (moles iniciales de Zinc que reaccionan completamente), por tanto  $b - x = 0$ , por lo que  $x = 2/65,5$  moles, valor que permite calcular cualquier otra cantidad de las reflejadas en el cuadro.

Como la pregunta se centra en el volumen de ácido clorhídrico mínimo necesario, el resto del proceso de cálculo sería:

$a - 2x = 0$  (mínimo, es decir no sobra nada), por lo que  $a = 2x = 4/65,5$  moles de HCl

$$4/65,5 \text{ moles HCl} \times \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \times \frac{100 \text{ g HCl (c)}}{35 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ cc HCl (c)}}{1,18 \text{ g HCl (c)}} = 5,40 \text{ cc HCl (c)}$$

(A)                      (B)                      (C)

donde HCl (c) es el ácido clorhídrico comercial con riqueza y densidad dadas.

(A), (B) y (C): factores de conversión en función de la definición de mol y de los datos del ácido comercial tratado.

El volumen de hidrógeno desprendido a 25 °C y 1 atm se determina por la ecuación general de los gases ideales, donde el número de moles desprendido de  $H_2$  es igual a  $x$  (ver cuadro general de la reacción).

$$V = n \cdot R \cdot T / P = 2/65,5 \cdot 0,082 \cdot 298 / 1 = 0,735 \text{ l} = 735 \text{ cc}$$

#### SEGUNDO MÉTODO DE CÁLCULO:

- **EQUIVALENTE QUÍMICO:** En una reacción química UNA DETERMINADA CANTIDAD DE UNA SUSTANCIA REACCIONA O PRODUCE OTRA CANTIDAD DETERMINADA DE OTRA SUSTANCIA. Esas determinadas cantidades se dicen equivalentes químicamente. En general, el equivalente químico de una sustancia depende del tipo de transformación química que sufra la sustancia, así se habla de equivalente ácido-base, equivalente red-ox., etc.

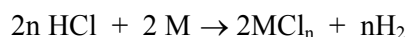
**EN UNA REACCIÓN SIEMPRE SE CUMPLE QUE:  
Nº EQUIVALENTES SUSTANCIA A = Nº EQUIVALENTES B = Nº EQUIVALENTES C**

El número de equivalentes de una sustancia será  $n^\circ \text{ equiv.} = m / 1 \text{ eq}$ , por tanto en una reacción se cumple que  $m_A / 1 \text{ eq}_A = m_B / 1 \text{ eq}_B = m_C / 1 \text{ eq}_C = m_D / 1 \text{ eq}_D = \dots$  sin necesidad de conocer los coeficientes estequiométricos (y por tanto sin necesidad de conocer la reacción completa)

El primer equivalente químico definido se basó en reacciones donde intervienen el oxígeno o el hidrógeno (como reactivos o como productos). Así se definió el equivalente químico de un elemento como la masa del mismo que se combina (o que produce) 1,008 g de hidrógeno u 8 g de oxígeno, en otras palabras 1 eq de hidrógeno son 1,008 g del mismo y 1 eq de oxígeno corresponden a 8 g de dicho gas. Por tanto si se conoce la masa de oxígeno o hidrógeno que reaccionan/producen y se conoce la masa del

elemento que reacciona/desplaza, se puede determinar fácilmente el equivalente químico del elemento en estas reacciones.

En una reacción de desplazamiento metal M con un ácido:



$$\text{masa metal} / 1 \text{ eq}_M = \text{masa hidrógeno} / 1 \text{ eq}_H$$

M representa el metal y n su número de oxidación en la sal formada.

$$2 \text{ M} / 1 \text{ eq}_M = 2,016n / 1,008 \Rightarrow$$

$$1 \text{ eq}_M = M / n$$

Por tanto en el ejercicio tratado reaccionan 2 g de Zn ( 1 eq para el Zn será en este caso  $65,5/2 = 32,75$  g de cinc), o lo que es igual  $2 / 32,75$  equivalentes de cinc, lo que requiere el mismo número de equivalentes de HCl y producirá el mismo número de equivalentes de sal y el mismo número de equivalentes de gas hidrógeno.

Es decir, se obtienen  $2 / 32,75$  equivalentes de hidrógeno. Expresados en gramos ( 1 eq, de hidrógeno son 1,008 g de hidrógeno) resultan 0,0616 g de hidrógeno que (de acuerdo con el principio de conservación del nº de átomos presentes) deben provenir del hidrógeno presente en el ácido clorhídrico. Por tanto serán necesarios:

$$0,0616 \text{ g H} \times [ 36,508 \text{ g HCl} / 1,008 \text{ g H} ] = 2,23 \text{ g HCl.}$$

Y se producirán:

$$0,0616 \text{ g H} \times [ 1 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ g H} ] = 0,0308 \text{ moles H}_2$$

lo que permitirá responder a las preguntas del ejercicio SIN NECESIDAD DE USAR LA REACCIÓN QUÍMICA.

**IMPORTANTE: CADA TIPO DE REACCIÓN QUÍMICA REQUIERE DEFINIR SU PROPIO CONCEPTO DE EQUIVALENTE, DE AHÍ QUE ESTE MÉTODO DE CÁLCULO SÓLO DEBE USARSE SI SE TIENEN SÓLIDOS CONOCIMIENTOS DE REACCIONES QUÍMICAS**

☺ 1.22.- A 400 °C el nitrato amónico se descompone en óxido de dinitrógeno y vapor de agua.

a) escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.

b) calcula los gramos de agua que se formarán en la descomposición de 8,00 g de nitrato amónico. Masas atómicas: N = 14,01; H = 1,01; O = 16,00

☺ 1.23.- Una muestra impura de 50 g de zinc metal reacciona con 129 cc de un ácido clorhídrico, de densidad 1,19 g/cc y que contiene 35% en peso de ácido clorhídrico. Calcula la pureza en zinc de la muestra. Las impurezas de la muestra no reaccionan con el ácido clorhídrico. Pesos atómicos: Zn = 65,4; H = 1,0; Cl = 35,5 g/átomo-gramo **(SOL. 96%)**

☺ 1.24.- El cinc metal reacciona con el ácido clorhídrico, formando cloruro de cinc (II) e hidrógeno gas. Iguala la reacción descrita. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico de riqueza 35% en peso y densidad 1,18 g/ml debe reaccionar con el cinc para liberar 10,92 g de hidrógeno gas?.

☺ 1.25.- ¿Qué volumen mínimo de una disolución de HCl de 35% de riqueza en peso y 1,18 g/ml de densidad se deberá tomar para reaccionar totalmente con una muestra de 2 g de cinc?. ¿Qué volumen de hidrógeno se desprende medido a 25 °C y 1 atm de presión?.

☺ 1.26.- La reacción de solubilización del carbonato cálcico mediante el ácido clorhídrico es la siguiente:



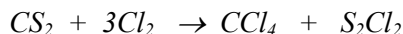
Calcula:

- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1 N son necesarios para disolver 10 mg de carbonato cálcico?
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 20 °C y 700 mm Hg de presión se desprenderá en la reacción?

☺ 1.27.- El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico, dando cloruro de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 90 g de una muestra de aluminio de 80% de pureza con ácido clorhídrico. Calcula:

- volumen de disolución de ácido 5 M necesario para la reacción.
- volumen de hidrógeno gaseoso obtenido medido a 20 °C y 700 mm Hg.

☺ 1.28.- Una mezcla de 100 kg de CS<sub>2</sub> y 200 kg de Cl<sub>2</sub> se pasa a través de un tubo de reacción y calentado se produce la reacción:



Indica:

- El reactivo que no reacciona completamente.
- La cantidad de este reactivo que no reacciona.
- El peso de S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> que se obtiene.

☺ 1.29.- En la reacción completa de 1 g de un determinado metal, con un exceso de ácido sulfúrico diluido, se desprendieron 390 ml de hidrógeno, medidos sobre agua, a la temperatura de 25 °C y 745 mm Hg de presión. Sabiendo que el ácido sulfúrico diluido se preparó a partir de un ácido comercial concentrado de densidad 1,83 g/ml y riqueza en peso del 91%, calcula:

- molaridad del ácido concentrado de partida
- volumen del ácido comercial que sería preciso para preparar un litro de ácido sulfúrico 0,5 M.
- peso equivalente del metal.

P de vapor del agua a 25 °C = 23,8 mm Hg

☺ 1.30.- 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/cc ¿cuántos ml de este ácido serán necesarios?

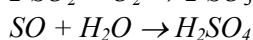
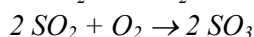
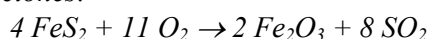
☺ 1.31.- El método Leblanc permite obtener cloruro de hidrógeno por reacción en caliente entre el cloruro de sodio y el ácido sulfúrico. Para obtener 50 g de cloruro de hidrógeno comercial con el 35% de riqueza:

- ¿qué cantidad de ácido sulfúrico del 90% y densidad 1,81 necesitarías?
- si el cloruro de hidrógeno obtenido se disuelve en 250 cc de agua, ¿cual sería la molalidad de la disolución?

☺ 1.32.- Un recipiente de 10 l contiene exclusivamente propano y oxígeno a 25 °C. Las presiones parciales de los dos gases son respectivamente 0,25 y 1,00 atmósferas.

- Calcula la composición de la mezcla expresada en porcentaje en peso.
- Se inicia la combustión y, una vez finalizada, se enfría a 298 °K. Calcula la presión total final (considera despreciable la presión del vapor de agua).

☺ 1.33.- La producción del ácido sulfúrico a partir de la pirita ( $\text{FeS}_2$ ) tiene lugar según la siguiente serie de reacciones:



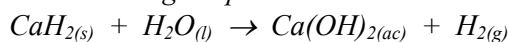
A partir de 100 kg de pirita, ¿cuál es la cantidad máxima (en kg) de ácido sulfúrico que se podrá obtener?

☺ 1.34. 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  $\text{CaCO}_3$ . Cuando cesa el desprendimiento de  $\text{CO}_2$ , se observa que quedan 2 g de carbonato de calcio sin reaccionar.

a) Haz un análisis del problema, indicando la estrategia que vas a seguir para su resolución, así como los principios teóricos, leyes o conceptos en que te has basado para decidirte por ese método de resolución.

b) Calcula la pureza del ácido acético comercial en tanto por ciento en peso.

☺ 1.35.- Un globo se llena con hidrógeno procedente de la reacción siguiente:



a) Ajusta la reacción.

b) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 ml de hidrógeno, medidos en C.N., para llenar el globo?

c) ¿Qué volumen de  $\text{HCl}$  0,1 M será necesario para que reaccione con todo el hidróxido de calcio formado?

d) ¿Qué volumen adquirirá el globo si asciende hasta una zona donde la presión es de 0,5 atm y la temperatura  $-73^\circ\text{C}$ ?

## 6. – EJERCICIOS RESUELTOS

6.1 - Ordena los siguientes compuestos por orden creciente de contenido en calcio:



Para comparar el contenido de un elemento en varios compuestos, debe utilizarse una base común: en general, se expresa en % en peso (gramos del elemento por cada 100 g de compuesto). La proporción entre la masa del compuesto y la masa del elemento presente se determina calculando la masa molecular de cada compuesto. Por tanto:

$$100 \text{ g CaO} \times \frac{40,08 \text{ g Ca}}{56,08 \text{ g CaO}} = 71,47 \text{ g Ca (por 100 g de este compuesto)}$$

$$100 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{40,08 \text{ g de calcio}}{164,10 \text{ g compuesto}} = 24,42 \text{ g Ca (por 100 g de este compuesto)}$$

$$100 \text{ g Ca}_2\text{C} \times \frac{80,16 \text{ g de calcio}}{92,17 \text{ g de compuesto}} = 86,97 \text{ g Ca (por 100 g de este compuesto)}$$

$$100 \text{ g CaCl}_2 \times \frac{40,08 \text{ g de calcio}}{111,00 \text{ g compuesto}} = 36,11 \text{ g Ca (por 100 g de este compuesto)}$$

Luego el compuesto más pobre en Ca es el nitrato de calcio y el más rico el carburo de calcio.

**6. 2 - Determina el número de moléculas existentes en 40 g de amoníaco (NH<sub>3</sub>). ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay?. ¿Qué masa corresponde al nitrógeno?.**

Un mol es la cantidad de moléculas contenidas en una masa igual a la masa molecular expresada en gramos. Este número es constante y se denomina número de Avogadro ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas). Un mol de átomos recibe el nombre particular de átomogramo. Por tanto, el número de moléculas es el número de moles multiplicado por  $N_A$ .

***En una molécula de NH<sub>3</sub> hay un átomo de nitrógeno (N) y tres átomos de hidrógeno (H). Por lo mismo, en un mol de NH<sub>3</sub> hay un átomogramo de N y tres átomogramos de H***

$$40 \text{ g de NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} = 2,35 \text{ moles NH}_3 = 2,35 \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3$$

$$2,35 \text{ moles NH}_3 \times \frac{3 \text{ átomogramos H}}{1 \text{ mol NH}_3} = 7,05 \text{ átomogramos H} = 7,05 \times N_A \text{ átomos de H}$$

$$2,35 \text{ moles NH}_3 \times \frac{14 \text{ g de N}}{1 \text{ mol NH}_3} = 32,9 \text{ g de N}$$

**6. 3 - Calcula la masa de manganeso existente en 1 tonelada de pirolusita con un contenido del 82,6% en MnO<sub>2</sub>.**

Un mineral no es un compuesto químico. Es una mezcla que contiene cierta cantidad (riqueza) de un compuesto químico, en este caso un 82,6% del compuesto dióxido de manganeso (MnO<sub>2</sub>).

$$1000 \text{ kg pirolusita} \times \frac{82,6 \text{ kg MnO}_2}{100 \text{ kg pirolusita}} \times \frac{54,94 \text{ kg Mn}}{86,94 \text{ kg MnO}_2} = 521,97 \text{ kg Mn}$$

**6. 4. - 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 átomogramos) 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.

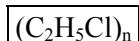
$$1,364 \text{ g CO}_2 \times \frac{12,01 \text{ g C}}{44,01 \text{ g CO}_2} = 0,372 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ atg C}}{12,01 \text{ g C}} = 0,0310 \text{ atg C}$$

$$0,698 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2,02 \text{ g H}}{18,02 \text{ g agua}} = 0,078 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ atg H}}{1,01 \text{ g H}} = 0,0772 \text{ atg H}$$

$$\text{masa Cl} = 1,000 - 0,372 - 0,078 = 0,55 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ atg Cl}}{35,46 \text{ g Cl}} = 0,0155 \text{ atg Cl}$$

La proporción de cada átomo es de 0,0310 atg de C por cada 0,0772 atg de H y 0,0155 atg de 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 atg de C por cada 4,981 atg de H y 1 atg 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 (la fórmula anterior, llamada empírica, es una proporción entre átomos en la molécula), habrá que conocer la masa molecular.

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:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{MM} \cdot R \cdot T \Rightarrow MM = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{2,549 \cdot 0,082 \cdot 314}{\frac{771}{760} \cdot 1} \quad MM = 64,70 \text{ g/mol}$$

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

**6. 5. - Una mezcla gaseosa formada por  $NH_3$ ,  $H_2$  y  $N_2$  y cuya composición en volumen es 20 % de  $NH_3$  y 50% de  $H_2$  tiene una presión de 800 mm Hg a 200 °C. Determina:**

- a) Presión parcial de cada gas.
- b) Porcentaje en peso de la mezcla expresada en forma atómica.
- c) Porcentaje en peso de la mezcla expresada en forma molecular.

a) El porcentaje en volumen para los gases de una mezcla no señala el volumen ocupado por cada gas en la mezcla, ya que **TODOS LOS GASES DE LA MEZCLA OCUPAN EL MISMO VOLUMEN**. Este porcentaje hace referencia al volumen que OCUPARÍA EL GAS SEÑALADO si se encontrase solo en las mismas condiciones de P y T.

Para la mezcla se cumple la ecuación  $P \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T$ . Si el gas estuviese solo (a la misma presión y temperatura que la mezcla) ocuparía un volumen  $V_1$  de forma que  $P \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T$ . Dividiendo ésta entre aquella se tiene la relación  $V_1 / V_T = n_1 / n_T$ . En otras palabras, la **composición volumétrica de los gases** representa el tanto por ciento de moléculas presentes, esto es, por cada 100 moles hay 20 moles de  $NH_3$ , 50 moles de  $H_2$  y 30 moles de nitrógeno (el tanto por uno es la fracción molar de cada gas). Como la presión total es debida al choque de todas las moléculas, la presión parcial de cada gas será el porcentaje de la presión total de acuerdo con el porcentaje molecular. Es decir:

$$\begin{aligned} P_{NH_3} &= 20\% \text{ de } 800 \text{ mm Hg} = 160 \text{ mm Hg} \\ P_{H_2} &= 50\% \text{ de } 800 \text{ mm Hg} = 400 \text{ mm Hg} \\ P_{N_2} &= 30\% \text{ de } 800 \text{ mm Hg} = 240 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

**Otra forma de resolver el problema es aplicar la ecuación general de los gases ideales a toda la mezcla ( $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$ ) y a cada uno de los gases ( $P_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$ ). No es necesario calcular el volumen ocupado por la mezcla, ya que si se divide la ecuación parcial por la total se obtiene la relación  $P_i / P_T = n_i / n_T$  (cociente llamado fracción molar  $x_i$ , equivalente al tanto por uno molecular). En otras palabras,  $P_i = x_i \cdot P_T$ .**

b) y c) El porcentaje en peso se determina a partir de la composición molecular, partiendo de una base de cálculo de 100 moles totales:

- 20 moles  $\text{NH}_3 = 20 \times 17 \text{ g NH}_3$  que tienen  $20 \times 14 \text{ g N} + 20 \times 3 \text{ g H}$
- 50 moles  $\text{H}_2 = 50 \times 2 \text{ g H}_2$  que tienen  $50 \times 2 \times 1 \text{ g H}$
- 30 moles  $\text{N}_2 = 30 \times 28 \text{ g N}_2$  que tienen  $30 \times 2 \times 14 \text{ g N}$

Por tanto, la masa total de los 100 moles es 1280 g, de los cuales 340 g son de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), 100 g de hidrógeno molecular ( $\text{H}_2$ ) y 840 g de nitrógeno molecular ( $\text{N}_2$ ). También se puede afirmar que de los 1280 g de la mezcla, 1120 g corresponden a átomos de nitrógeno (N) y 160 g a átomos de hidrógeno (H), sin que ello suponga decir que existan átomos aislados, sino señalar la proporción másica de átomos existente en la mezcla. Conocidas las masas parciales y la total es fácil expresarla en % en peso:

26,56% de  $\text{NH}_3$ 7,81% de  $\text{H}_2$ 65,63% de  $\text{N}_2$ 

87,5% de N

12,5% de H

En una mezcla de gases elementales el % en peso referido a moléculas coincide con el % en peso referido a átomos (es evidente), pero si existe algún otro gas con átomos comunes dicho porcentaje puede variar (como en este caso), por lo que debe quedar claro si el porcentaje en peso es referido a átomos o moléculas.

**6. 6. - Una disolución de ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de densidad 1,066 g/cc contiene un 10% en peso del ácido. Calcula:**

**a) Molaridad de la disolución.**

**b) Volumen que se necesita de la misma para preparar 500 cc de disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,5 M.**

Para resolver este tipo de problemas basta con hacer uso de los factores de conversión apropiados. *Hay que conocer el significado de las magnitudes para entender la resolución:*

- 1,066 g/cc : 1 cc de disolución inicial tiene una masa de 1,066 g
- 10% : en 100 g de disolución inicial hay 10 g de ácido sulfúrico (puro)
- Molaridad: número de moles de ácido sulfúrico (puro) por litro de disolución

a)

$$1000 \text{ cc disol. inicial} \times \frac{1,066 \text{ g disol. inicial}}{1 \text{ cc disol. inicial}} \times \frac{10 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol. inicial}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 1,09 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Por tanto, la molaridad de la disolución inicial es 1,09 mol/litro = 1,09 M

b) Para preparar 500 cc de disolución 0,5 M (disolución final) serán necesarios:

$$n^\circ \text{ moles} = M \times V = 0,5 \text{ mol/l} \times 0,5 \text{ l} = 0,25 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

$$0,25 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1000 \text{ cc disol. inicial}}{1,09 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 229,4 \text{ cc disol. inicial}$$

**6. 7. - El dióxido de manganeso reacciona con el cloruro de hidrógeno de acuerdo a la ecuación:**



**A) Ajusta la ecuación química**

**B) Calcula el volumen desprendido de cloro medido a 20 °C y 754 mm Hg que se forma al reaccionar el dióxido de manganeso contenido en 30 g de pirolusita del 83,8% de riqueza con exceso de ácido.**

A) El ajuste de una reacción química implica dos principios fundamentales de conservación:

- **CONSERVACIÓN DE LA MASA:** la reacción supone la rotura de unos enlaces para formación de otros nuevos, por ello el número de átomos de cada elemento presente en la reacción debe mantenerse. Los coeficientes estequiométricos (números delante de las fórmulas en las ecuaciones químicas) deben ser los adecuados para que se cumpla este principio de conservación.
- **CONSERVACIÓN DE LA CARGA:** en algunas reacciones químicas (las llamadas reacciones red-ox) tiene lugar la transferencia de electrones entre unas especies y otras. En este caso el ajuste debe asegurar que el número de electrones que cede una especie sea igual al que capte otra. Debe tenerse en cuenta que, en ocasiones, el ajuste de la masa no supone el ajuste de la carga, por ello este tipo de reacciones se ajusta con unos métodos que se estudiarán más adelante.

Para ajustar reacciones químicas se acostumbra a utilizar el método matemático de plantear las incógnitas (los coeficientes estequiométricos a, b, c, ...) y desarrollar una ecuación para cada elemento presente en la reacción. En ocasiones, la solución matemática obtenida no asegura la conservación de la carga en reacciones red-ox (para las que existen otros métodos químicos de ajuste), por lo que este método matemático no es muy aconsejado por algunos (entre ellos el autor).

Si se siguen unos lógicos consejos, el ajuste de una ecuación química se realiza por tanteo con mucha facilidad y rapidez:

- Los elementos de sustancias simples deben ajustarse al final (es lógico, ya que cualquier valor que se coloque no afectará a más elementos).
- El ajuste del hidrógeno y oxígeno se deja para el final (ambos están presentes en el agua, producto muy frecuente en reacciones químicas).
- Los coeficientes estequiométricos suelen expresarse en forma de enteros.

Si después de seguir estos consejos no se ajusta la ecuación, es muy probable que sea una reacción red-ox que haya que ajustar por los métodos que se estudiarán más adelante (y cuyo ajuste por métodos matemáticos puede dar lugar a errores en el balance de carga). En este caso:

- El Mn se encuentra ajustado.
- Hay que colocar un 4 delante del HCl para ajuste del cloro.
- Hay que colocar un 2 delante del agua para ajuste del hidrógeno.
- El oxígeno resulta ajustado con los números colocados.



B) Cuando se conoce cuál es la sustancia que reacciona completamente o la cantidad de algún producto que se obtiene, los cálculos se efectúan rápidamente haciendo uso de los factores de conversión adecuados (debe tenerse en cuenta que los coeficientes estequiométricos representan proporciones equivalentes entre reactivos y productos).

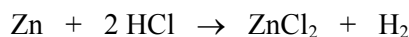
$$30 \text{ g pirolusita} \times \frac{83,8 \text{ g MnO}_2}{100 \text{ g pirolusita}} \times \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{86,9 \text{ g MnO}_2} \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 0,289 \text{ moles Cl}_2$$

que ocuparan en las condiciones dadas (20 °C y 754 mm Hg)

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,289 \cdot 0,082 \cdot 293}{754/760} = 7 \text{ litros Cl}_2$$

**6. 8. - Una muestra impura de 60 g de zinc metal reacciona con 140 cc de un ácido clorhídrico, de densidad 1,19 g/cc 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 cc de disolución y a partir de ellos, los átomogramos (moles) de Zn presentes en los 60 g de muestra impura:

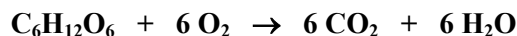
$$140 \text{ cc disol.} \times \frac{1,19 \text{ g disol.}}{1 \text{ cc disol.}} \times \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 52,24 \text{ g Zn}$$

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

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

**6. 9. - Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a la combustión de la glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>). Calcula la masa de agua que se obtiene por combustión de 10 g de glucosa. ¿Qué volumen de oxígeno medido en C.N. se consume en la combustión?.**

La combustión de un compuesto orgánico supone la reacción del mismo con oxígeno y la formación de los óxidos correspondientes: dióxido de carbono, agua. En caso de existir otros elementos (S, N, Cl, etc.) se formarían óxidos de estos elementos. La ecuación química ajustada es:



$$10 \text{ g glucosa} \times \frac{1 \text{ mol glucosa}}{180 \text{ g glucosa}} \times \frac{6 \text{ mol agua}}{1 \text{ mol glucosa}} \times \frac{18 \text{ g agua}}{1 \text{ mol agua}} = 6 \text{ g agua}$$

$$10 \text{ g glucosa} \times \frac{1 \text{ mol glucosa}}{180 \text{ g glucosa}} \times \frac{6 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol glucosa}} = 0,333 \text{ moles O}_2$$

El volumen ocupado por 0,333 moles de O<sub>2</sub> en C.N. (1 atm y 0 °C) puede calcularse por la ecuación general de los gases ideales o utilizando la relación de equivalencia **“un mol de cualquier gas en CN ocupa un volumen de 22,4 litros” (principio de Avogadro):**

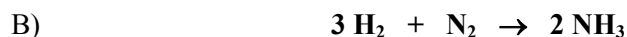
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,333 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 7,462 \text{ litros}$$

**6. 10. - Un recipiente contiene una mezcla de hidrógeno y nitrógeno con el 70% en volumen del primero de ellos y presión total de 1 atm.**

- A) ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?  
 B) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a la síntesis del amoníaco.  
 C) ¿Están en proporciones correctas para que todo el hidrógeno del recipiente reaccione con todo el nitrógeno para formar amoníaco?. ¿Cuál es el reactivo limitante?.

A) La presión parcial de cada gas depende de la fracción molecular de cada uno. Por tanto la presión parcial del  $H_2$  es el 70% de la presión total. Es decir:

$$P_{H_2} = 0,70 \text{ atm} \quad P_{N_2} = 0,30 \text{ atm}$$



C) De acuerdo a la ecuación anterior, reaccionan tres moles de hidrógeno por cada mol de nitrógeno, es decir:

$$\text{Relación estequiométrica} = 3 \text{ mol } H_2 / 1 \text{ mol } N_2 = 3 \text{ mol } H_2/\text{mol } N_2$$

En el recipiente hay 70 moléculas de  $H_2$  por cada 30 moléculas de  $N_2$ , es decir:

$$\text{Relación en recipiente} = 70 \text{ moles } H_2/30 \text{ moles } N_2 = 2,33 \text{ mol } H_2/\text{mol } N_2$$

Por tanto, el hidrógeno no se encuentra en proporción suficiente y es el reactivo limitante (el que reacciona completamente). Al terminar la reacción quedará parte del  $N_2$  que no habrá reaccionado.

**6. 11. - Una mezcla gaseosa tiene la siguiente composición en peso: 20% de oxígeno molecular y 80% de metano ( $CH_4$ ). 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.

BASE CÁLCULO: 100 g mezcla (porcentaje en peso):

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

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

$$P_{O_2} = x_{O_2} \cdot P_T = 0,111 \cdot 2 = 0,22 \text{ atm} \quad P_{CH_4} = 1,78 \text{ atm}$$

**6. 12. - 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%:

$$0,125 \text{ mol KOH} \times \frac{56,1 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \times \frac{100 \text{ KOH (c)}}{95 \text{ g KOH}} = 7,38 \text{ g KOH comercial}$$

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:

$$0,125 \text{ mol KHO} \times \frac{1 \text{ l disol(2)}}{1,25 \text{ mol KOH}} = 0,1 \text{ l disol(2)} = 100 \text{ cc disol(2)}$$

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 cc, el cual se completa con agua destilada hasta la señal de enrase. Sólo queda medir los 220 cc necesarios de disolución.

**6. 13 - El fosgeno (COCl<sub>2</sub>) es un producto gaseoso que se descompone en monóxido de carbono y cloro según el proceso:**



En un recipiente de 250 ml de capacidad se introducen 0,213 g de fosgeno a 27 °C.

- Calcula la presión final a 27 °C si se supone que todo el fosgeno se descompone.
- Calcula el porcentaje de fosgeno que se ha descompuesto cuando la presión total sea 230 mm Hg.
- Calcula la presión parcial de cada gas presente en este último caso.

MM del fosgeno:  $12 + 16 + 35,5 \times 2 = 99 \text{ g/mol (uma)}$

	$\text{COCl}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$\text{CO}_{(g)}$	+	$\text{Cl}_{2(g)}$
moles iniciales	0,213/99		----		-----
Proporción reacción	x		x		x
Quedan:	0,00215 - x		x		x

- a) Si reacciona todo el fosgeno  $\Rightarrow x = 0,00215$  moles y por tanto el número de moles gaseosos totales será  $0,00215 - x + x + x = 0,00215 + x = 0,0043$  (el doble de los moles iniciales como bien puede comprobarse en la reacción). Por tanto, la presión final será el doble de la inicial.

$$P = \frac{0,0043 \cdot 0,082 \cdot 300}{0,25} = 0,423 \text{ atm}$$

**A MEDIDA QUE TRANSCURRE ESTA REACCION LA PRESIÓN TOTAL VA AUMENTADO (SE FORMAN MÁS MOLES EN FASE GASEOSA)**

- b) Cuando la presión total es 230 mm Hg (0.303 atm) el número total de moles en fase gaseosa es:

$$n = \frac{0,303 \cdot 0,25}{0,082 \cdot 300} = 0,0031 \text{ moles}$$

El número de moles que va quedando (según el cuadro anterior) es  $0,00215 + x$ , por lo que:

$$0,00215 + x = 0,0031 \Rightarrow x = 0,00095$$

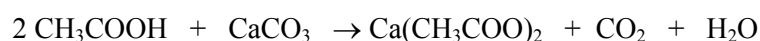
por lo que la fracción descompuesta de fosgeno es  $0,00095/0,00215$ , es decir el **44,2%**

**6. 14. - 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  $\text{CaCO}_3$  produciéndose la reacción:**



**Cuando cesa el desprendimiento de  $\text{CO}_2$ , 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  $\text{CaCO}_3$  por lo que:

$$48 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{2 \text{ mol AH}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{60 \text{ g AH}}{1 \text{ mol AH}} = 57,6 \text{ g AH}$$

siendo AH el ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (A es el grupo  $\text{CH}_3\text{COO}$ )

por tanto 60 g de acético comercial contienen 57,6 g de ácido puro  $\Rightarrow$  **96% de riqueza**

**6. 15. - En reacciones entre el oxígeno y el cloro en fase gaseosa y en condiciones constantes de presión y temperatura, se obtienen los siguientes datos, referidos al volumen que reacciona de cada gas y al volumen del óxido correspondiente obtenido:**

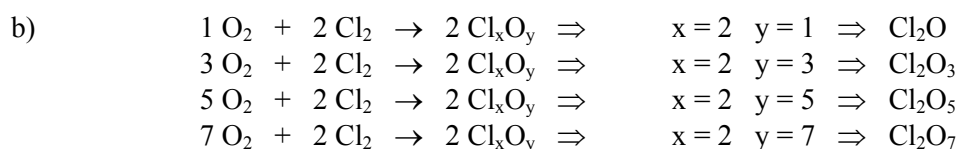
EXPER.	VOLUMEN OXÍGENO	VOLUMEN CLORO	VOLUMEN OBTENIDO COMPUESTO
A	1 litro	2 litros	2 litros
B	3 litros	2 litros	2 litros
C	5 litros	2 litros	2 litros
D	7 litros	2 litros	2 litros

a) ¿Cómo es posible que 7 litros de oxígeno reaccionen con 2 litros de cloro y produzcan dos litros del compuesto?.

b) Escribe las fórmulas de los cuatro compuestos obtenidos en cada caso?.

c) Expresa la proporción másica de cada compuesto.

a) La proporción volumétrica a presión y temperatura constante representa la proporción de moléculas que reaccionan y se forman. En esta cuestión, la proporción es: **“7 moléculas de oxígeno reaccionan con 2 moléculas de cloro y producen 2 moléculas del óxido de cloro correspondiente”**.



- c) A:  $2 \times 35,5 \text{ g de cloro} / 1 \times 16 \text{ g de oxígeno} = 4,437 \text{ g Cl} / \text{g O}$   
 B:  $2 \times 35,5 \text{ g de cloro} / 3 \times 16 \text{ g de oxígeno} = 1,479 \text{ g Cl} / \text{g O}$   
 C:  $2 \times 35,5 \text{ g de cloro} / 5 \times 16 \text{ g de oxígeno} = 0,887 \text{ g Cl} / \text{g O}$   
 D:  $2 \times 35,5 \text{ g de cloro} / 7 \times 16 \text{ g de oxígeno} = 0,634 \text{ g Cl} / \text{g O}$

6. 16. - Se preparan 500 cc de disolución de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) 0,25 M a partir de ácido comercial cuya riqueza es del 70% y densidad 1,42 g/cc.

- a) Determina el volumen de ácido comercial que hay que utilizar para preparar la disolución deseada.  
 b) En una reacción se utilizan 30 cc de la disolución 0,25 M ¿que masa de ácido nítrico ha reaccionado?.

$$500 \text{ cc disol}(0,25) \times \frac{0,25 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ cc disol}(0,25)} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{100 \text{ g comercial}}{70 \text{ g HNO}_3} \times \frac{1 \text{ cc disol. comer.}}{1,42 \text{ g comercial}} =$$

$$= 7,9 \text{ cc disol. comercial}$$

$$30 \text{ cc disol}(0,25) \times \frac{0,25 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ cc disol}(0,25)} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 0,47 \text{ g HNO}_3$$

6. 17.- 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).

$$11,88 \text{ g CO}_2 \times \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 3,24 \text{ g C (en 5,40 g del compuesto)} \times \frac{1 \text{ atg C}}{12 \text{ g C}} = 0,27 \text{ atg C}$$

$$2,16 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g agua}} = 0,24 \text{ g H (en 5,40 g del compuesto)} \times \frac{1 \text{ atg H}}{1 \text{ g H}} = 0,24 \text{ atg H}$$

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

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

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



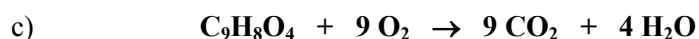
dividiendo por 0,12

multiplicando por 4

La fórmula empírica es (C<sub>9</sub>H<sub>8</sub>O)<sub>n</sub>, cuya masa molecular es

$$(9 \times 12 + 8 \times 1 + 4 \times 16).n = 180 \quad \Rightarrow \quad n = 1$$

por tanto, la fórmula molecular es C<sub>9</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>.



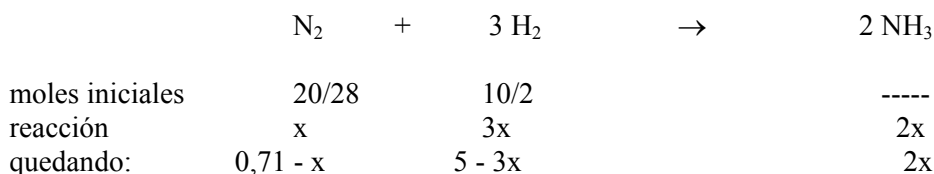
d) 
$$100 \text{ g ACIDO} \times \frac{1 \text{ mol ACIDO}}{180 \text{ g ACIDO}} \times \frac{9 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol ACIDO}} = 5 \text{ moles O}_2$$

Hay que tomar un volumen de aire V a 1 atm y 0 °C (CN) que contenga 5 moles de O<sub>2</sub>, siendo la presión parcial de este gas el 21% de 1 atm, es decir, 0,21 atm. Por ello:

$$P_{\text{O}_2} \cdot V_T = n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow 0,21 \cdot V_T = 5 \cdot 0,082 \cdot 273 \Rightarrow V_T = 533 \text{ litros}$$

**6. 18. - 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.



Si se consume totalmente uno de los reactivos:  $0,71 - x = 0$  ó  $5 - 3x = 0$ . La menor de las soluciones es  $x = 0,71$  y el reactivo limitante es el nitrógeno.

Por tanto, quedan  $5 - 3 \cdot 0,71 = 2,86$  moles de H<sub>2</sub> sin reaccionar

$$2,86 \text{ moles H}_2 \times \frac{100 \%}{5 \text{ moles H}_2} = 57\% \text{ del H}_2 \text{ inicial}$$

- b) Cuando ha reaccionado el 40% del reactivo limitante (N<sub>2</sub>)  $x = 40\%$  de  $20/28 = 0,29$  moles, por lo que el número de moles totales que queda en ese momento es:

$$0,71 - x + 5 - 3x + 2x = 0,71 + 5 - 2x = 0,71 + 5 - 2 \cdot 0,29 = 5,13 \text{ moles por lo que}$$

$$P_T = (5,13 \cdot 0,082 \cdot 300) / 5 = 25,2 \text{ atm}$$

- c) la masa de amoníaco formada al final de la reacción (cuando se ha consumido todo el reactivo limitante) es  $2x$ , siendo  $x = 0,71$ , por lo que se forman 1,42 moles de NH<sub>3</sub> (24,1 g).

## 7.- SELECTIVIDAD QUÍMICA LOGSE Y AUTOEVALUACIÓN

7.1 Tenemos en un recipiente 27 g de agua.

- Calcula la cantidad de moles de agua.
- Calcula el número de moléculas de agua.
- Calcula el número de átomos de oxígeno e hidrógeno.

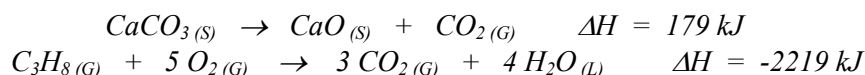
Masas atómicas:  $H = 1$ ;  $O = 16$  (1998-Sep.B)

7.2 Un compuesto orgánico de masa molecular 204 contiene un 58,8% de carbono, un 9,8% de hidrógeno y un 31,4% de oxígeno..

- a) Determina la fórmula molecular del compuesto. **(SOL.  $C_{10}H_{20}O_4$ )**  
 b) ¿Qué volumen de oxígeno medido en condiciones normales será necesario para producir la combustión completa de 102 g del compuesto?. **(SOL. 11'2 l)**

Masas atómicas:  $H = 1$ ;  $C = 12$ ;  $O = 16$  (1998-Sep.B)

7.3 En un horno de preparación del cal,  $CaO$ , que utiliza propano como combustible, se producen las siguientes reacciones:



¿Qué masa de propano se debe quemar para descomponer 100 kg de carbonato de calcio, si sólo se aprovecha el 40% del calor desprendido?. **(SOL. 8'87 kg)**

Masas atómicas:  $H = 1$ ;  $C = 12$ ;  $O = 16$ ;  $Ca = 40$  (1998-Sep.A)

7.4 Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1'50 g/cc y 33'6% de pureza en peso.

- a) ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial?. **(SOL. 25 cc)**  
 b) Explica el procedimiento que seguirías para su preparación y nombra el material necesario para ello?

Datos masa atómicas (1998-Jun.A)

7.5 Sabiendo que la masa molecular del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?  
 b) ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?:  
 c) ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?.

(1998-Jun.B)

7.6 En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.

- a) Calcula la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 92%, que se necesita para obtener 2,50 kg de cloruro de calcio. **(SOL. 2'45 kg)**  
 b) ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 25 °C y a una presión de 770 mm Hg?. **(SOL. 543 l)**

Datos: masas atómicas y el valor de R (1998-Jun.B)

7.7 Se dispone de tres recipientes que contienen 1 litro de  $CH_4$  gas, 2 litros de  $N_2$  gas y 1'5 litros de  $O_3$  gas, respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indica razonadamente:

- a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?.  
 b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?.  
 c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

Datos: masas atómicas (1999-Jun.A)

7.8 a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?.

b) Una persona bebe al día 1 litro de agua. Suponiendo que la densidad del agua es 1 g/mL. ¿Cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por ese procedimiento?.

(1999- Sep B)

7.9 Dada la reacción:



Calcula:

- La cantidad de mineral cuya riqueza en  $\text{CaCO}_3$  es del 92% en peso, que se necesitaría para obtener 250 kg de  $\text{CaCl}_2$  **(SOL. 245 kg mineral)**
- El volumen de ácido clorhídrico comercial del 36% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL, necesario para obtener la cantidad de cloruro de calcio a la que se refiere el apartado anterior. **(SOL. 387 L)**

(1999-Sep B)

7.10 Razona qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

- 0'5 moles de  $\text{SO}_2$
- 14 gramos de nitrógeno molecular
- 67'2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

Datos: masas atómicas (2000- Jun A)

7.11 Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcula:

- El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27 °C y 740 mm de mercurio de presión.
- La masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

**(SOL. 3'9 L y 20 g)** (2000-Jun A)

7.12 Un recipiente de 20 litros contiene una mezcla gaseosa, a la temperatura de 20 °C y presión 2 atm, con la siguiente composición volumétrica:

- 20% de amoníaco ( $\text{NH}_3$ )
- 50% de hidrógeno
- 30% de nitrógeno

- ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en la mezcla?
- Expresa la composición de la mezcla en % en peso.
- Calcula la presión parcial de cada gas.

**(SOL. 1'33N<sub>A</sub>)**

**(SOL. 87'4% en N)**

**(SOL. P<sub>N<sub>2</sub></sub> = 30% de 2 atm)**

7.13 El análisis revela que el ácido butírico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. 2 g de dicho compuesto ocupan, a 200 °C y 1 atm, un volumen de 881 cc y su combustión produce 4 g de dióxido de carbono y 1,64 g de agua. Determina la fórmula molecular del ácido butírico. **(SOL. C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>)**

7.14 Se mezclan 50 cc de etanol puro ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  densidad a 20 °C = 0,789 g/cc) con 50 cc de agua destilada y se obtienen 96 cc de mezcla. Posteriormente se diluyen 20 cc de esta mezcla hasta 250 cc. Determina la molaridad de esta última disolución. **(SOL. 0'71 M)**

7.15 a) ¿Cómo se prepara 250 cc de disolución de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) 0,5 M a partir de ácido comercial de riqueza 30% y densidad 1,18 g/cc.?. Haz los cálculos necesarios y nombra el material necesario. **(SOL. diluyendo 22'2 cc ácido comercial)**

b) Calcula la molaridad de la disolución obtenida al diluir 5 cc de ácido comercial hasta completar 500 cc de disolución. **(SOL. 0'056 M)**

7.16 a) Expresa la composición centesimal (% en peso de cada elemento) del  $\text{KMnO}_4$ . **(36,9% en Mn)**

b) ¿Qué sustancia es más rica en sodio, el cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) o el sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ). **(SOL. NaCl, 39'3% en Na)**

7.17 El tricloruro de boro se obtiene por reacción entre el óxido de boro ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ), el carbono y el cloro gaseoso, obteniéndose, además, monóxido de carbono.

a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.

- b) ¿Qué masa de tricloruro de boro se obtiene a partir de 2,4 kg de un mineral que contiene el 80% de óxido de boro?. (SOL. 6'5 kg)
- c) ¿Qué volumen ocupa el monóxido de carbono obtenido en C.N.? (SOL. 1854 l)

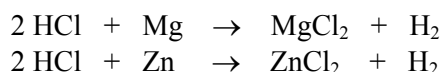
7.18 Un recipiente de 5 litros contiene una mezcla de hidrógeno y nitrógeno a 200 °C y 5 atm de presión y con un 40% (en volumen) de nitrógeno. Se hace reaccionar la mezcla para obtener amoníaco.

- a) ¿Cuál es la mayor cantidad de amoníaco que se puede obtener?. (SOL. 0'213 moles)
- b) Calcula la presión final del recipiente. (SOL. 3 atm)
- c) Expresa la composición volumétrica después de la reacción. (SOL. 66'6% NH<sub>3</sub> resto N<sub>2</sub>)

## **ACTIVIDAD PRÁCTICA: EQUIVALENTE GRAMO DE UN METAL**

### **A) UN POCO DE HISTORIA**

Cuando hoy se plantea un problema referente a la reacción entre un ácido y un metal, se resuelve mediante cálculos estequiométricos basados en el concepto de mol y masa molar.



Pero no siempre fue de esa manera. El concepto de mol se introduce en Química a partir del Primer Congreso Internacional de Química, celebrado el año 1860 en la ciudad alemana de Karlsruhe. En dicho congreso, el químico italiano Stanislao Cannizzaro dio a conocer la hipótesis molecular que Amadeo Avogadro elaboró en 1811 (este genial, pero modesto científico, murió el 9 de julio de 1856).

ACTIVIDAD BIBLIOGRÁFICA: *Problemática Dalton - Gay Lussac acerca de las medidas efectuadas en reacciones en fase gaseosa y solución planteada por Avogadro*

La Química nace como Ciencia con Antoine Laurent Lavoisier (1743 - 1794). En 1797 J. L. Proust descubre la ley de las proporciones definidas y John Dalton publica la teoría atómica en 1808. A partir de este momento surge el problema de la determinación de masas atómicas.

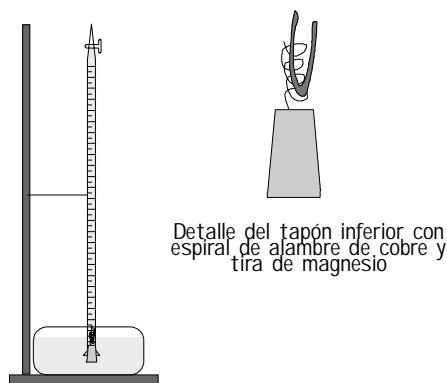
Si se conoce la proporción másica de dos elementos en un compuesto y la proporción atómica de los mismos, la asignación de masas atómicas es simple: basta con elegir la unidad de masa atómica conveniente y resolver un simple problema de proporcionalidad directa. Pero la proporción atómica no se pudo determinar hasta después del Primer Congreso. Por ello, hasta esa fecha no se podía hablar de masa atómica o masa molecular. En su lugar se utilizaba el concepto de equivalente gramo:

"Un equivalente gramo de un elemento es la cantidad de dicho elemento que se combina con UN GRAMO DE HIDRÓGENO (o que libera dicha masa)"

El concepto de equivalente se aplicó a otros procesos químicos: equivalente ácido - base, equivalente red - ox, etc. A partir de la celebración del Primer Congreso el uso del equivalente se hizo innecesario,

recomendándose su sustitución por el concepto de mol y ajuste de la ecuación química correspondiente, aunque el uso del concepto de equivalente en reacciones químicas simplifica los cálculos a realizar.

## B) PLANTEAMIENTO GENERAL DE LA PRÁCTICA



Se hará reaccionar una masa  $M_1$  de un metal (por ejemplo, magnesio) con una disolución de ácido clorhídrico. Esta reacción debe efectuarse de forma que el hidrógeno obtenido se recoja sobre agua. La determinación de la presión, volumen y temperatura del gas recogido permitirá determinar la masa de hidrógeno recogido y, por un simple factor de conversión, el equivalente gramo del metal utilizado.

Para recoger el hidrógeno puede utilizarse una bureta de 50 ml invertida (también un tubo graduado). En la parte inferior de la bureta se coloca un tapón con orificio al cual se le acopla una espiral de alambre de cobre que servirá para sostener la tira de magnesio.

- **DETERMINACIÓN DE LA MASA DE METAL:** Hay que utilizar una cantidad adecuada para que no se produzcan más de 50 cc de gas (es la capacidad de la bureta). Por otro lado, utilizar una tira de magnesio de unos 4 cm proporciona una masa aproximada de 0'06 g, es decir, una medida con una cifra significativa. Una manera de mejorar la medida consiste en medir la masa de una tira de unos 20 cm lo que nos dará dos cifras significativas; al cortar un quinto de la tira total la masa de ésta se determina por división por un número entero: el número de cifras significativas no varía por ello.
- **LLENADO DE LA BURETA:** Dada la pequeña masa de magnesio que se utiliza no será necesario usar gran cantidad de ácido. Para controlar el proceso se empezará por echar en la probeta unos 10 cc de disolución ácido 5 M. A continuación se llena la probeta con agua destilada, operando con cuidado para procurar que la disolución ácida, por su mayor densidad, quede abajo. El siguiente paso será colocar el tapón agujereado con la tira de magnesio; esta operación ha de hacerse de forma que no quede ninguna burbuja de aire.

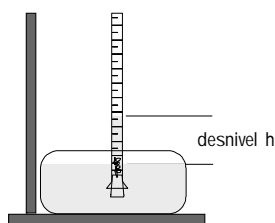
*ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA: Preparar 100 cc de disolución HCl 5 M a partir del ácido comercial disponible en el Laboratorio (riqueza del 35% y densidad 1,180 g/cc) (EN VITRINA)*

- **COMIENZO DE LA REACCIÓN:** Sólo queda tapar el orificio del tapón con el dedo, invertir la bureta y sumergirla en un recipiente con agua. El ácido se mezclará con el agua y se producirá la reacción entre el HCl y el Mg, cuyo producto gaseoso,  $H_2$ , ocupará la parte superior de la bureta. Una vez consumido todo el magnesio cesará el desprendimiento gaseoso. Es el momento de determinar el valor de las magnitudes que nos permitirán calcular la masa de  $H_2$  obtenido.

### C) TRABAJANDO CON GASES

En primer lugar habrá que determinar el valor de dos magnitudes de fácil medida: la temperatura y el volumen. Un termómetro y una mirada a la bureta nos suministran dichos valores.

Pero para determinar la presión del hidrógeno habrá que tener en cuenta los siguientes aspectos:



- Presión del gas encerrado = Presión atmosférica - Desnivel líquido

Habrà que medir el desnivel  $h$  y expresarlo en mm Hg (recordar que 1 mm de Hg equivale a 13,6 mm de Hg)

- No todo el gas encerrado es hidrógeno. También hay vapor de agua por lo que debe tenerse en cuenta la presión de vapor del agua a la temperatura de trabajo

$$P_{\text{HIDRÓGENO}} = P_{\text{GAS}} - P_{\text{VAPOR AGUA}}$$

- Un tercer factor, aunque de menor importancia en este caso, es el hidrógeno disuelto en el agua. La concentración del gas en disolución puede determinarse por la ley de Henry:  $C = k \cdot P$ , siendo  $C$  la concentración del gas disuelto,  $P$  la presión parcial del gas y  $k$  es una constante de proporcionalidad que, lógicamente, depende de la temperatura. El hecho de que la constante  $k$  sea muy pequeña nos permite no tener en cuenta este tercer factor en esta práctica.

*ACTIVIDAD DE CÁLCULO: Teniendo en cuenta estos factores, calcular la presión del hidrógeno obtenido y, aplicando la ecuación general de los gases, determinar la masa de hidrógeno. A partir de esta dato, y de la masa de magnesio que ha reaccionado, calcular el equivalente gramo del magnesio*

### D) ANALIZANDO LOS RESULTADOS

Responde a las siguientes cuestiones:

- Utiliza la ecuación química correspondiente y los cálculos estequiométricos adecuados para determinar el equivalente gramo del magnesio. ¿Qué error relativo se ha cometido en la práctica?
- Analiza los factores que pueden contribuir al error.
- ¿Qué puede ocurrir si se utiliza un tapón sin orificio?
- ¿Cómo varía la constante  $k$  de la ley de Henry con la temperatura?
- ¿Qué ocurre al destapar una bebida gaseosa?. Explica el fenómeno en base a la ley de Henry.