

## TEMA 0: REPASO DE CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE QUÍMICA

1	La materia y las reacciones químicas.....	2
1.1	Propiedades físicas y químicas.- .....	2
2	La materia: clasificación.....	3
3	Leyes ponderales.....	3
4	Teoría atómica de Dalton. ....	5
4.1	Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac. ....	6
4.2	Discordancia entre la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Dalton: .....	6
4.3	Hipótesis de Avogadro.- .....	7
5	Escala de masas atómicas.....	7
6	Conceptos de mol, número de Avogadro y constante de Avogadro.- .....	9
7	Composición centesimal de un compuesto. ....	10
8	Formula empírica y molecular:.....	11
9	Mezclas. mezclas homogéneas: mezclas de gases; disoluciones líquidas.....	13
10	Formas de expresar la concentración de las disoluciones. ....	13
10.1	Concentración en g/L.....	13
10.2	Tanto por ciento en masa.....	13
10.3	Tanto por ciento en volumen .....	13
10.4	Fracción molar .....	14
10.5	Molaridad o concentración molar .....	14
10.6	Molalidad o concentración molal.....	14
10.7	Partes por millón (ppm).....	14
11	Comportamiento de los gases en condiciones ideales. ecuación de estado. ley de Dalton de las presiones parciales. ....	15
11.1	Ley de Avogadro. ....	15
11.2	Ley de Boyle.....	16
11.3	Ley de Charles y Gay-Lussac: .....	16
11.4	Ecuación de estado de los gases:.....	16
11.5	Ley de Dalton. ....	16
11.6	Determinación de la masa molecular de un gas a partir de los valores de magnitudes relacionadas con la ecuación de estado. ....	17
12	Reacción química. Ecuación química. ....	18
13	Tipos de reacciones químicas: .....	19
13.1	Síntesis o combinación: .....	19
13.2	Descomposición:.....	19

13.3	Desplazamiento o sustitución:.....	19
13.4	Doble descomposición o intercambio:.....	19
14	Cálculos estequiométricos:.....	19
14.1	Cálculos con masas.....	19
14.2	Caso de reacciones en las que participan gases y/o sustancias en disolución:.....	20
14.3	Caso de reactivos con un determinado grado de pureza:.....	22
14.4	Concepto y reconocimiento del reactivo limitante:.....	23
14.5	Concepto de rendimiento de una reacción:.....	24
15	EJERCICIOS DE LA PAU CYL TEMA 0 2007-14.....	25
15.1	DISOLUCIONES:.....	25
15.2	ESTEQUIOMETRIA.....	26

---

## 1 La materia y las reacciones químicas.

---

Se denomina química (del árabe kēme (kem, كيمياء), que significa "tierra") a la ciencia que estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, como los cambios que ésta experimenta durante las reacciones químicas y su relación con la energía. El "padre" de la química moderna es Robert Boyle, con su libro "El químico escéptico" (1661), en el que presenta la hipótesis de que la materia está formada por átomos y agrupaciones de átomos y la importancia de la experimentación. Ver <http://goo.gl/dl4DfL>.

Por **materia** entendemos todo aquello que tiene masa y ocupa espacio. La materia no incluye la luz o conceptos abstractos como la belleza porque no ocupan espacio y no tienen masa. Observamos que la materia es distinta y decimos que hay distintos tipos de materia o que hay distintos tipos de sustancias. El agua pura es un tipo de sustancia. Reconocemos los distintos tipos de sustancias por sus propiedades distintas o características.

### 1.1 Propiedades físicas y químicas.-

Una **propiedad física** de una sustancia es una característica que observamos o **medimos sin cambiar** la identidad de la sustancia. Por ejemplo, son tres propiedades físicas del oro el color amarillo, conducir la electricidad y fundir a 1063°C.

Una **propiedad química** de una sustancia es una característica que observamos o medimos **sólo cambiando la identidad de la sustancia**. Por ejemplo, se observa que el gas natural –que es metano principalmente- arde para producir dióxido de carbono y agua, esto es una propiedad química del metano porque se forman nuevas sustancias.

**Ejemplos de propiedades físicas:** estado físico (sólido, líquido, gas y vapor que es mezcla de líquido y gas), cambio de estado (fusión y solidificación, vaporización y condensación, sublimación y sublimación inversa)

**Ejemplos de propiedades químicas:** cambios químicos, la reacción química (formación de una sustancia a partir de otra).

---

## 2 La materia: clasificación.

---

La materia la podemos considerar formada por dos tipos:

- **Sustancia pura:** es un tipo sencillo de materia (ejemplos: H<sub>2</sub>O, NaCl, Zn y todos los elementos).
- **Mezcla:** está constituida por más de una sustancia que se pueden separar haciendo uso de sus diferentes propiedades físicas (aire, agua de mar y latón)

Las mezclas son de composición variable, pueden separarse por técnicas físicas (filtración, destilación, cristalización, centrifugación y cromatografía) y tienen temperatura variable durante el cambio de estado. Se clasifican en:

- **Mezclas heterogéneas:** Compuestas de dos o más componentes y de dos o más fases (mezcla de sal-arena, la leche bajo el **microscopio** es una mezcla de agregados de moléculas grasas flotando en el líquido).
- **Mezclas homogéneas:** Compuestas de dos o más componentes en la misma fase o estado (disoluciones).

Las sustancias puras son de composición fija, no pueden separarse por técnicas físicas sino por técnicas químicas (electrólisis, oxidación, reducción) y durante el cambio de estado tienen la temperatura constante. Se clasifican en:

- **Elementos:** son las sustancias puras más sencillas y no pueden descomponerse usando técnicas químicas.
- **Compuestos:** son combinaciones específicas de elementos que pueden descomponerse o separarse en elementos usando técnicas químicas.

Como ya sabemos, todas las sustancias están formadas, en realidad, por unas pequeñas partículas denominadas **átomos**, de tal forma que todos los átomos de un mismo elemento son iguales (salvo posibles ligeras variaciones en la masa, pero contienen idéntico nº de protones). Todos los elementos están formados por el mismo tipo de átomos o por moléculas de átomos iguales (**homoatómicas**), por eso no podemos descomponerlos. Los compuestos están formados por iones o moléculas de átomos de elementos distintos (moléculas **heteroatómicas**).

---

## 3 Leyes ponderales.

---

**Ley de Conservación de la masa:** (Lavoisier, 1774) "En toda reacción o cambio químico la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción".

**Ley de las proporciones definidas:** (Proust<sup>1</sup>, 1799) "En un compuesto químico las proporciones entre las masas de los elementos que lo constituyen son siempre constantes, independiente del origen del compuesto o de su modo de preparación".

Por ejemplo, si combinamos hidrógeno con oxígeno para dar agua, siempre lo hacen en la misma proporción  $\frac{1 \text{ g de Hidrógeno}}{8 \text{ g de oxígeno}}$ . Si usamos 1 g de hidrógeno con 8 g de oxígeno se consumirán íntegramente y se formaran 9 g de agua (en atención a la ley de la conservación de la masa). Si usamos 2 g de hidrógeno y 16 de oxígeno

---

<sup>1</sup> Proust (1754-1826) fue un químico francés que desarrollo parte de su actividad en España, como profesor de química y metalurgia en el Real Colegio de Artillería de Segovia, situado en el Alcázar de la ciudad.

estarán en la misma proporción y por tanto se consumirán íntegramente y se formarán 18 g de agua, pero si usamos 3 g de hidrógeno y los mismos 16 g de oxígeno, el gas extra sobrará y se formará la misma cantidad que en el caso anterior de agua. Lo mismo ocurre si combinamos 2 g de hidrógeno con 17 de oxígeno, que sobra uno de oxígeno y se forman 18 de agua. El reactivo que se gasta completamente se denomina **limitante** ya que *limita* la producción del producto de la reacción. Para descubrir el reactivo limitante entre 2 cantidades de hidrógeno y oxígeno dadas podemos usar como método (luego veremos otros) el siguiente: dividimos la masa de hidrógeno entre la de oxígeno. La proporción exacta o estequiométrica es  $1/8=0,125$ . Si nuestro cociente es mayor, sobrará del numerador, hidrógeno, siendo el limitante el denominador, el oxígeno, y al revés si nuestro cociente es inferior a 0,125.

**Ley de las proporciones múltiples:** (Dalton, 1808) "Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las diferentes masas de uno de ellos que se combina con una masa fija del otro se encuentran siempre en la relación de números enteros sencillos".

Por ejemplo, Dalton sabía que el carbono forma dos óxidos mediante la combinación con oxígeno en diferentes proporciones. Una masa fija de carbono, por ejemplo 100 gramos, puede reaccionar con 133 gramos de oxígeno para producir el primero de los óxidos, o con 266 gramos de oxígeno para producir el otro. La proporción de las masas de oxígeno que puede reaccionar con 100 gramos de carbono es 266:133  $\approx$  2:1, una relación de números enteros pequeños. Dalton interpretó este resultado en su teoría atómica proponiendo que los dos óxidos tienen uno o dos átomos de oxígeno respectivamente para cada átomo de carbono. En notación moderna, la primera es CO (monóxido de carbono) y el segundo es el CO<sub>2</sub> (dióxido de carbono).

**Ley de las proporciones recíprocas:** (Richter, 1792) "Las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de un tercer elemento son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas".

Por ejemplo, se sabe que un óxido de cloro tiene un 18,41% de O, un óxido de zinc tiene un 80,34% de Zn y un cloruro de zinc tiene un 52,03% de Cl. Luego para los óxidos:

- Óxido de cloro:  $\frac{100-18,41 \text{ g de cloro}}{18,41 \text{ g de oxígeno}} = \frac{81,59 \text{ g de Cloro}}{18,41 \text{ g de Oxígeno}} = 4,432 \text{ g Cl/g O}$
- Óxido de zinc:  $\frac{80,34 \text{ g de zinc}}{100-80,34 \text{ g de oxígeno}} = \frac{80,34 \text{ g de zinc}}{19,66 \text{ g de oxígeno}} = 4,086 \text{ g Zn/g O}$
- Relación entre el Cl y el Zn por gramo de O:  $\frac{\frac{4,432 \text{ g de cloro}}{\text{g de oxígeno}}}{\frac{4,086 \text{ g de zinc}}{\text{g de oxígeno}}} = \frac{4,432 \text{ g de cloro}}{4,086 \text{ g de zinc}} = 1,085 \text{ g Cl/g Zn}$
- Compuesto cloruro de zinc:  $\frac{52,03 \text{ g de cloro}}{100-52,03 \text{ g de zinc}} = \frac{52,03 \text{ g de cloro}}{47,97 \text{ g de zinc}} = 1,085 \text{ g Cl/g Zn}$



1. Cuando 1,00 g de hierro reacciona con 1,00 g de azufre se produce 1,57 g de sulfuro de hierro, quedando azufre sin reaccionar. Si ahora hacemos reaccionar 1,31 g de hierro con 0,63 g de azufre: a) ¿quién quedará en exceso?; b) ¿qué cantidad de sulfuro de hierro se formará?; c) ¿cuál es la composición centesimal (% de cada elemento) de dicho compuesto?

2. Completa la tabla siguiente en la que aparecen las masas en gramos de hierro y azufre que reaccionan totalmente para producir sulfuro de hierro (II):

Hierro	55,8 g	100 g			50 g	50 g
Azufre	32,1 g		20 g		34 g	25 g
Sulfuro de hierro (II)	87,9 g			200 g		

3. Tenemos 2 muestras de óxido de cromo. El análisis señala que en 12,4 g de la primera hay 9,6 g del metal y en 16,9 g de la segunda, 11,7 g. Demuestra: a) que no se trata del mismo compuesto; b) que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

4. Un yoduro de mercurio, color verdoso, está constituido por 0,63 g de iodo por cada gramo de mercurio. En otra muestra, color rojizo, por gramo de mercurio podremos encontrar de iodo:  
a) 1,00 g; b) 1,16 g, c) 1,26 g; d) 0,63 g

#### 4 Teoría atómica de Dalton.

Enunciada en 1808, en su obra "A New System of Chemical Philosophy" y fue la primera hipótesis sobre la existencia de los átomos como últimas partículas de la materia. Hasta finales del siglo XIX no se pudo comprobar la existencia real de los átomos y pasó a ser una teoría. **Postulados:**

- 1) Todos los elementos están constituidos por pequeñas partículas llamadas átomos que son indivisibles e indestructibles.
- 2) Los átomos de un mismo elemento son todos iguales en masa y en todas las demás propiedades.
- 3) Los átomos de los distintos elementos tienen su masa distinta y sus propiedades.
- 4) Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla para formar moléculas todas iguales.

Esta teoría fue aceptada porque permitía explicar de una manera sencilla las leyes experimentales conocidas en esa época y ya expuestas anteriormente.

- La afirmación de que los átomos eran indestructibles justificaba la conservación de la masa, ya que estos ni se creaban ni se destruían en una reacción química. Lo que ocurría en ella es la reordenación de los átomos.
- La segunda y la tercera parecen muy razonables. La masa era la única magnitud medible de la época y parece razonable suponer que todos los átomos de un elemento eran idénticos. Si suponemos eso podemos justificar fácilmente la ley de Proust. Cuando combinamos un elemento X, con masa de cada átomo  $M_x$ , con el elemento Y, de masa atómica  $M_y$ , para dar lugar a otro compuesto, pongamos  $X_2Y_3$ , debemos coger cantidades macroscópicas de masa de X e Y de tal forma que la proporción entre los átomos de cada cantidad sea 2 de X por cada 3 de Y. Si cogemos una masa  $m_x$  que contiene  $2N$  átomos de X, la masa de Y que reacciona exactamente con ella contendrá  $3N$  átomos de Y. Sea esa masa  $m_y$ . El cociente  $m_x/m_y$  será:

$$\frac{m_x}{m_y} = \frac{2NM_x}{3NM_y} = \frac{2M_x}{3M_y} = \text{constante para el compuesto } X_2Y_3$$

Esa proporción constante (lo será ya que la fórmula de todas las moléculas es idéntica y la masa de los átomos siempre es la misma) nos permitiría incluso, definiendo como unidad la masa de un átomo que se combine con muchos elementos y conociendo la fórmula de éstos compuestos conocer las masas relativas de los átomos. Así, si tomamos como referencia el H,  $M_H=1$  y sabemos que la fórmula del agua es  $H_2O$  y que la proporción estequiométrica es 1 g H/8 g O =  $2 \cdot 1/M_O$ . De ahí, la  $M_O$  será 16 veces la del H. Eso permitió la construcción de escalas de masa atómica.

También podemos justificar con facilidad la propia ley de Dalton. Si tenemos una masa fija de carbono, por ejemplo, las masas de oxígeno que se combinarán con ella para dar CO y  $CO_2$  deben estar en proporción 2 a 1, puesto que para dar  $CO_2$  hacen falta el doble de átomos de O que para dar CO (a igualdad de átomos de C, claro está).

En cuanto a la ley de las proporciones recíprocas, supongamos que de dos elementos X e Y, sus óxidos están formados por dos átomos de X y uno de oxígeno,  $X_2O$ , y por uno de Y y uno de oxígeno, YO. Cuando X e Y se combinen entre sí, parece lógico que lo hagan en la misma relación anterior, 2 de X por cada uno de Y,  $X_2Y$ . Esto traducido a masas indica que las cantidades de X e Y que reaccionan entre sí están en igual relación que las que reaccionaron con una cantidad fija de oxígeno.

Sin embargo, Dalton no dispuso de evidencias experimentales para establecer la relación entre los átomos en las moléculas de los compuestos. Para resolverlo utilizó la más sencilla que es la 1:1 con lo que la fórmula del agua sería, según Dalton, HO y la fórmula del amoníaco NH. Eso le llevo a calcular de manera errónea algunas masas atómicas.

Nuevos descubrimientos han llevado a modificar casi todos los postulados de la teoría original de Dalton. Se descubrieron los electrones en 1897, se estableció el átomo nuclear en 1905, se descubrieron los isótopos que son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente masa atómica y se descubrieron los nucleones (protones y neutrones), siendo el número atómico Z el número de protones y el número másico A que es el número total de nucleones  $A=Z+N$ . Los isótopos de los elementos se representan  ${}^A_ZX$ , siendo X el elemento químico. Por ejemplo, el elemento químico oxígeno tiene tres isótopos:  ${}^{16}_8O$ ,  ${}^{17}_8O$ ,  ${}^{18}_8O$

La abundancia natural de un isótopo es su abundancia en una muestra de un material existente en la naturaleza. Hasta 1980 la comprobación de la existencia de los átomos se ha realizado por métodos indirectos. En este año dos científicos suizos Binnig y Rohrer desarrollaron el microscopio de efecto túnel con el que se consiguió visualizar los átomos, determinando su tamaño y la distancia entre ellos, por lo que recibieron el premio Nobel en 1986.

#### 4.1 Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.

Enunciada por Gay-Lussac a principios del siglo XIX y al poco tiempo de que Dalton publicase su hipótesis atómica. Históricamente tuvo mucha importancia ya que puso en cuestión la hipótesis atómica de Dalton, pero el problema fue resuelto satisfactoriamente por Avogadro en 1811.

Enunciado: "Cuando dos gases reaccionan químicamente, a presión y temperatura constantes, los volúmenes de los reactivos y de los productos de la reacción están en una relación de números enteros sencillos".

Por ejemplo, a una presión y temperatura constantes, superior a 100°C, se observan experimentalmente los siguientes procesos:

2 cm<sup>3</sup> de hidrógeno + 1 cm<sup>3</sup> de oxígeno → 2 cm<sup>3</sup> de vapor de agua

1 cm<sup>3</sup> de nitrógeno + 3 cm<sup>3</sup> hidrógeno → 2 cm<sup>3</sup> de amoníaco

#### 4.2 Discordancia entre la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Dalton.

Según la hipótesis de Dalton las últimas partículas con existencia independiente en los gases serían los átomos. Si los volúmenes de los gases se combinan, al igual que los átomos, en proporciones numéricas sencillas, parece razonable suponer que volúmenes iguales de todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen igual número de átomos. Es decir, 2 volúmenes de hidrógeno tendrán el doble número de átomos que 1 volumen de oxígeno. Por tanto, las reacciones de formación de agua y de amoníaco se podrían expresar desde la hipótesis atómica de Dalton como:

2 átomos de H + 1 átomo de O = 2 moléculas de vapor de agua HO

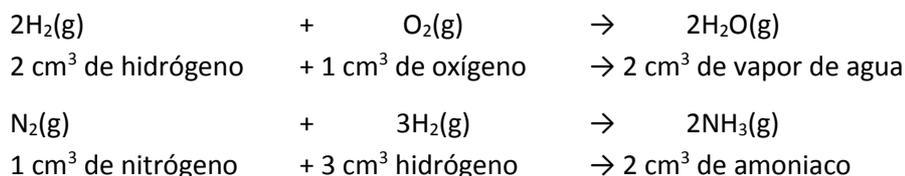
1 átomo de N + 3 átomos de H = 2 moléculas de amoníaco NH

Esta explicación, tomando como base la hipótesis de Dalton para los experimentos de la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación, no cumple la ley de conservación de la masa ya que no coinciden el nº de átomos en cada miembro.

### 4.3 Hipótesis de Avogadro.

Amadeo Avogadro, para resolver la contradicción existente entre la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis atómica de Dalton, en 1811 postuló que "volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas".

Si suponemos que el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno, en estado gaseoso, no están formados por átomos aislados como se creía anteriormente, sino por moléculas diatómicas,  $H_2$ ,  $N_2$  y  $O_2$ , y asumimos que volúmenes iguales, en idénticas condiciones de  $p$  y  $T$ , contiene idéntico número de **moléculas** (he aquí la palabra clave), entonces justificaremos perfectamente la ley de los volúmenes de combinación:



De hecho, fue esta idea de Avogadro la que llevó a descubrir el error de Dalton de pensar que el agua era HO. Ahora se veía claramente que la fórmula más lógica era  $H_2O$ .

---

## 5 Escala de masas atómicas.

---

En el siglo XIX no era posible experimentalmente determinar los pesos atómicos. Como consecuencia de la ley de las proporciones definidas se podía determinar el valor de los pesos atómicos relativos entre los átomos que se combinasen.

En **1801 Dalton** eligió como patrón de referencia el H, por ser el elemento más ligero, y le dio el valor de 1. A partir de él se estableció la escala de pesos atómicos relativos al H tomado como 1. Por ejemplo, para el compuesto cloruro de hidrógeno, se conoce experimentalmente que la relación entre las masas de los elementos cloro y hidrógeno que se combinan para formar el compuesto tiene un valor de 35,453 luego la relación entre las masas o pesos de sus átomos respectivos estará en la misma relación:

Masa de Cl/masa de H = 35,453 = peso atómico de Cl/peso atómico de H. Si tomamos el peso atómico del H como 1 tendremos que el peso atómico del Cl es 35,453 veces mayor que el del H.

En **1903** una Comisión Internacional tomó como patrón el O, ya que éste se combina con todos los elementos y forma compuestos más estables y para no alterar los valores de la tabla se le dio al patrón O el valor 16.

Con el descubrimiento de los isótopos en **1919 por Aston**, mediante el espectrómetro de masas, se determinó que el oxígeno natural está constituido por tres isótopos. Siendo la abundancia isotópica, es decir, el porcentaje en número de átomos de un isótopo en una muestra natural, del 99,762% en Oxígeno-16, del 0,038% en Oxígeno-17 y del 0,200% en Oxígeno-18. En la nomenclatura de isótopos el número de protones de un átomo se denomina por  $Z$ , el de neutrones por  $N$  y el número másico por  $A$ , donde  $A=Z+N$ , siendo un isótopo  ${}^A_ZX$ . Por lo que en realidad *el peso atómico de un elemento no expresa el peso de todos los átomos de ese elemento, ya que todos no son iguales en masa.*

En **1961** se acordó tomar como patrón un isótopo y se eligió el más abundante del carbono que es el llamado carbono-12, lo que supuso un cambio del 0,004% respecto de la tabla anterior. *El carbono-12* ( ${}^{12}C$ ) se tomó como patrón o isótopo de referencia y se le asignó el valor exacto de 12 veces la unidad de masa atómica. Por tanto, la unidad de masa atómica es un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12 ( $1,9926 \times 10^{-23}$  g).

Definición de **unidad de masa atómica (u)**: "La unidad de masa atómica es la doceava 1/12 parte de la masa de un átomo de Carbono-12"

$$1 u = \frac{1}{12} m({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{12 \text{ g}}{N_A} = \frac{1}{N_A} \text{ gramos} = 1,660\,538\,921\,(73) \times 10^{-24} \text{ gramos} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Según eso, se define:

- **masa atómica de un isótopo:** Es la masa de un átomo de ese isótopo, tomando como unidad masa de la doceava parte del átomo de C-12. Se expresa en u (antiguamente u.m.a, unidad de masa atómica)
- **masa atómica relativa de un isótopo:** Es el cociente entre la masa de un átomo de ese isótopo y la doceava parte de la masa del átomo de C-12. Es adimensional y coincide en valor numérico con la masa atómica.

Es decir, la masa atómica del C-12 es 12 u y su masa atómica relativa 12

Ahora bien, como una muestra de un determinado elemento químico, tomado desde una fuente natural, está formado por una mezcla de sus isótopos que tienen masas distintas, se necesita conocer la masa atómica media "ponderada" de todos los isótopos presentes y no las masas de los isótopos individuales.

*Definición de **media ponderada**: "es el resultado de multiplicar cada uno de los números de un conjunto por un valor particular llamado su peso, sumar las cantidades así obtenidas, y dividir esa suma por la suma de todos los pesos".*

El oxígeno natural está constituido por tres isótopos cuyas características se determinaron en el espectrómetro de masas:

- <sup>16</sup>O de masa atómica 15,99491u y abundancia isotópica 99,762%.
- <sup>17</sup>O de masa atómica 16,99913u y abundancia isotópica 0,038%.
- <sup>18</sup>O de masa atómica 17,99916u y abundancia isotópica 0,200%.

La masa atómica media ponderada de los isótopos del oxígeno <sup>16</sup>O, <sup>17</sup>O y <sup>18</sup>O:

$$\frac{15,99491u \times 99,762 + 16,99913u \times 0,038 + 17,99916u \times 0,200}{100} = 15,9993u$$

El cloro natural está constituido por dos isótopos:

- <sup>35</sup>Cl de masa atómica 34,968852·u y porcentaje de abundancia 75,77%.
- <sup>37</sup>Cl de masa atómica 36,965903·u y abundancia isotópica 24,23%.

Por lo que la masa atómica media ponderada de los isótopos del cloro <sup>35</sup>Cl y <sup>37</sup>Cl:

$$\frac{34,968852u \times 75,77 + 36,965903u \times 24,23}{100} = 35,452737u$$

La **masa atómica de un elemento químico**, que tiene dos o más isótopos, es igual a la suma de los productos de la masa atómica de cada isótopo por su abundancia natural. Por tanto, **la masa atómica de un elemento químico es la media ponderada de las masas atómicas de sus isótopos basadas en la combinación isotópica natural**.

**Masa atómica relativa** (a veces mal conocido por **peso atómico**. Ya sabemos que peso y masa no son lo mismo): La masa atómica relativa de un elemento químico es la relación entre su masa atómica -la media ponderada de las masas atómicas de sus isótopos- y la unidad de masa atómica. Es decir, la masa atómica sin unidades (adimensional)

$M_{atómica} = \frac{M_{atómica}}{1 u}$ ; ejemplo:  $M_{atómica}$  (Oxígeno)=15,9993 (sin unidades)

La **masa molecular** es la masa de una molécula de compuesto y se halla sumando las masas atómicas de los elementos de la fórmula, multiplicados cada uno por el número de veces en que está presente el elemento.

---

## 6 Conceptos de mol, número de Avogadro y constante de Avogadro.-

---

Ahora que ya sabemos las masas de los átomos, aunque sea relativa a uno de ellos, necesitamos poder averiguar de una manera sencilla qué cantidad de átomos o moléculas contiene una masa determinada de un elemento o un compuesto. Para ello se introduce la idea del mol, que se basa en un principio muy sencillo. Si sabemos, por ejemplo, que un átomo de oxígeno es unas 16 veces más pesado que uno de hidrógeno, siempre que tomemos masas de oxígeno e hidrógeno cualesquiera pero que estén en proporción 16/1 contendrán el mismo nº de átomos. No tenemos porqué saber cuál es el nº de átomos exactos, pero podemos afirmar que hay los mismos. Como el único requisito es que las cantidades sean proporcionales entre sí, podemos tomar como cantidades 16 g de oxígeno, 1 g de hidrógeno, 35,5 g de cloro, etc. Todas esas cantidades, cuya masa en g es numéricamente igual a la masa atómica del elemento, contienen cantidades idénticas de átomos y se denomina un mol de átomos. El nº de átomos que hay en esas cantidades de sustancias ha sido determinado modernamente y se denomina número de Avogadro en honor al químico del s. XIX. Su valor es  $N_A=6,02205 \times 10^{23}$ . Su uso se ha ampliado a contar cualquier tipo de partículas (electrones, iones, núcleos, etc) y ello ha hecho que el mol se use como unidad de cantidad de sustancia, el número de entidades elementales de un sistema.

El **mol** es una unidad fundamental del sistema internacional de unidades (S.I.) y **es la unidad de la magnitud fundamental llamada "cantidad de sustancia"**.

En el SI de unidades, las unidades kg y m se usan para expresar propiedades como la masa y la longitud. Las recomendaciones oficiales nos dicen que el mol expresa la "cantidad" de sustancia presente en una muestra. La "cantidad" de sustancia de un sistema es una magnitud ligada al número de entidades elementales del sistema. Es decir, es una magnitud propia de una visión atómico-molecular de la materia. Así, dos muestras de materia tienen igual "cantidad" de sustancia cuando tienen igual número de átomos o de moléculas, aunque las masas sean distintas. Los químicos se han opuesto a adoptar el término "cantidad" de sustancia y prefieren hablar del "número de moles" de sustancia.

**Definición de mol en el SI:** "Un mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales, es decir, átomos, moléculas, iones, etc., como átomos hay en 0,012 kg del isótopo de *Carbono-12*". Es decir, un mol es el número de átomos que hay en 0,012 kg de carbono-12.

**Número de Avogadro:** Es el número de entidades elementales que contiene 1 mol. Las determinaciones más recientes le dan el valor de  $N_A=6,02205 \times 10^{23}$ . El número es adimensional.

También podemos definir mol, por tanto, como la cantidad de sustancia que contiene el nº de Avogadro de entidades elementales.

Es importante señalar que como el concepto de mol se puede usar para contar cualquier entidad elemental, debemos aclarar a cual nos estamos refiriendo (mol de electrones, mol de átomos...), salvo cuando se puede deducir por el contexto. Así, si hablamos de 1 mol de agua sólo podemos referirnos a un mol de **moléculas** de agua, pero si hablamos de un mol de oxígeno debemos aclarar si es un mol de átomos o un mol de moléculas (independientemente de que el oxígeno se presente como O<sub>2</sub>, yo puedo "contar" átomos o moléculas de oxígeno).

Según lo anterior, **se define masa molar**: "Es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc de un elemento, compuesto o especie química". Por tanto, equivale a la masa atómica del elemento o la masa molecular del compuesto, en unidades g/mol:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$



5. (16-S07) Calcule la masa de cada uno de los elementos presentes en:

- a) 2,5 moles de Ca. (0,6 puntos)
- b)  $2,0 \cdot 10^{23}$  átomos de Al. (0,7 puntos)
- c)  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2$ . (0,7 puntos)

**S: 100 g, 8,97 g y 2 g**

6. (33-S08) Calcule razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe. (0,6 puntos)
- b) La masa de plata presente en  $2,01 \cdot 10^{22}$  átomos de Ag. (0,7 puntos)
- c) La masa de un átomo de aluminio, sabiendo que su masa atómica es 27,0 uma. (0,7 puntos)

**S: 2,09 Fe; 3,60 g Ag y  $4,48 \cdot 10^{-23}$  g de Al**

7. (38-S08) El azufre monoclinico sólido es una variedad alotrópica que está constituida por asociación de moléculas de octoazufre,  $\text{S}_8$ . Si la densidad del azufre monoclinico, a 20 °C, es de 1,95 g/cm<sup>3</sup>, determine:

- a) El número de moles que hay en un cristal de 0,5 mm<sup>3</sup> de volumen. (0,7 puntos)
- b) El número de átomos que existen en dicho cristal. (0,7 puntos)
- c) El número de moles de oxígeno que se necesitarían para quemar el cristal y obtener dióxido de azufre. (0,6 puntos)

**S:  $3,81 \cdot 10^{-6}$  mol  $\text{S}_8$ ;  $1,83 \cdot 10^{19}$  átomos de S;  $3,05 \cdot 10^{-5}$  moles  $\text{O}_2$**

## 7 Composición centesimal de un compuesto.

Para representar las distintas especies de átomos se emplean **símbolos**. Así, C es el símbolo del carbono; N, el del nitrógeno; F, el del flúor, etc.

Para representar las moléculas se usan las fórmulas. Una fórmula es un conjunto de símbolos y números en forma de subíndices. Como por ejemplo,  $\text{H}_2\text{O}_2$  es la fórmula del agua oxigenada;  $\text{Na}_2\text{S}$ , la del sulfuro de sodio,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  la del nitrato de bario;  $\text{Cl}_2$ , la del cloro, etc.

Es decir, el símbolo representa a un átomo, mientras que la fórmula representa a una molécula.

La gran utilidad del empleo de las fórmulas, además de la simplicidad que suponen, radica en que nos expresan la composición cualitativa y cuantitativa de las moléculas. Así,  $\text{H}_2\text{O}_2$  indica: 1º que el agua oxigenada está compuesta por dos elementos, hidrógeno y oxígeno, y 2º que cada una de sus moléculas está formada por 4 átomos: 2 de hidrógeno y 2 de oxígeno.

Un compuesto químico puro presenta la característica general de que los distintos elementos que lo forman se encuentran en proporción fija y definida, que viene dada por su fórmula. (Hay unos pocos compuestos a los que no se les puede asignar una fórmula química definida; son los compuestos "no estequiométricos"). A partir de la fórmula del compuesto y con ayuda de una tabla de masas atómicas, se puede calcular la proporción, en masa, de los distintos elementos presentes en un compuesto. Pero resulta más interesante efectuar este cálculo a través del concepto de mol.

**Ejemplo:** Calcula la composición centesimal, en peso, de cada uno de los siguientes compuestos: (a)  $\text{H}_2\text{O}$ , (b)  $\text{HNO}_3$ .

Se entiende por "composición centesimal" la relación entre la masa de cada elemento y la masa total del compuesto, expresada en porcentaje. Si se toma como punto de partida un mol de compuesto, se obtiene que

en 1 mol de  $H_2O$ , que tendrá una masa de 18 g, habrá un mol de átomos de O, que tendrán una masa de 16 g, y 2 moles de átomos de H (o un mol de moléculas de  $H_2$ , si se prefiere, ya que cada molécula contiene 2 átomos. Es otra forma de contar, seguramente menos afortunada. Lo ideal es contar moléculas cuando ellas existen, tienen entidad), que tienen una masa de 2 g. Es decir:

$$18 \text{ g de } H_2O \begin{cases} 2 \text{ g de H} \\ 16 \text{ g de O} \end{cases}$$

Si lo hacemos por proporciones sería:

$$\frac{16 \text{ g de O}}{18 \text{ g de agua}} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de agua}}; x = \frac{16}{18} \cdot 100 = 88,89\% \text{ y el resto } 12,11\% \text{ de H}$$

$$\text{La fórmula sería: } \% \text{ de elemento X} = \frac{\text{masa de X en un mol de compuesto}}{\text{masa molar}} \cdot 100$$

El ácido nítrico tiene una masa molar de 63 g/mol y en un mol hay

$$\text{En } 63 \text{ g de } HNO_3 \begin{cases} 1 \text{ mol de H} = 1 \text{ g}; \% H = \frac{1}{63} \cdot 100 = \mathbf{1,59\% \text{ de H}} \\ 1 \text{ mol de N} = 14 \text{ g}; \% N = \frac{14}{63} \cdot 100 = \mathbf{22,22\% \text{ de N}} \\ 3 \text{ moles de O} = 3 \cdot 16 = 48 \text{ g de O}; \% O = \frac{48}{63} \cdot 100 = \mathbf{76,19\% \text{ de O}} \end{cases}$$

## 8 Fórmula empírica y molecular:

La **fórmula empírica** de un compuesto químico nos expresa las proporciones en la que se encuentran los átomos de los elementos químicos que lo forman.

La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos de cada clase que forman la molécula de un compuesto.

- Por análisis empíricos se determinan las fórmulas empíricas. La molecular sólo puede conocerse sabiendo la fórmula empírica y la masa molecular. Será un múltiplo o la misma que la empírica.
- Como veremos más adelante, la fórmula molecular sólo tiene sentido en compuestos covalentes, con verdaderas moléculas. En los compuestos iónicos, al no existir moléculas, sólo tiene sentido la fórmula empírica.

A fin de determinar los números relativos de los átomos de dos o más elementos que forman un compuesto, hace falta:

1. Sintetizar una muestra pura del compuesto;
2. Analizar el porcentaje en peso de cada elemento presente que contiene el compuesto;
3. Dividir cada porcentaje por la masa molar de cada elemento que lo constituye. El resultado es el número de moles de átomos del elemento correspondiente, que será proporcional ( $1 \text{ mol} = N_A$ ) al número de átomos de ese elemento;
4. Dividiendo estos valores del número de moles, por el valor más pequeño obtenemos la proporción en que participan los átomos de los elementos en la fórmula del compuesto.

**Ejemplo:** Para cierto compuesto se encuentra la siguiente composición: 87,5% de nitrógeno y 12,5% de hidrógeno. ¿Qué fórmulas son posibles para este compuesto?

Primero se comprueba que los contenidos de nitrógeno e hidrógeno suman 100%, confirmando que sólo hay estos dos elementos.

En 100 g de compuesto hay 87,5 g de N y 12,5 g de H. Para transformar estas cantidades en moles, se divide cada una de ellas por la masa molar:

$$n_N = \frac{87,5 \text{ g de nitrógeno}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 6,25 \text{ moles de Nitrógeno (} 6,25 \cdot N_A \text{ átomos de H en 100 g)}$$

$$n_H = \frac{12,5 \text{ g de hidrógeno}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 12,5 \text{ moles de Hidrógeno (} 12,5 \cdot N_A \text{ átomos de H en 100 g)}$$

Vemos que el cociente entre el nº de moles de H y N es de 2:1, lo que implica que hay doble número de átomos de H que de N en la molécula de nuestro compuesto. No sabemos si será NH<sub>2</sub> o N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> o N<sub>3</sub>H<sub>6</sub> (ya que no sabemos cuántas moléculas hay) y por eso decimos que su fórmula empírica es (NH<sub>2</sub>)<sub>n</sub> o NH<sub>2</sub>.

La fórmula más sencilla o fórmula empírica de este compuesto será: NH<sub>2</sub>; pero cualquiera de sus múltiplos tendrá la misma composición, como por ejemplo, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, N<sub>3</sub>H<sub>6</sub>, etc., o en general, (NH<sub>2</sub>)<sub>n</sub>, siendo n un número natural. Para encontrar la fórmula completa y correcta del compuesto falta un dato complementario, la masa molecular o el número de moléculas en la muestra.

**Ejemplo:** Para el compuesto anterior se encuentra una masa molecular de 32 u ¿Cuál es su fórmula molecular?

La fórmula es un múltiplo de la más sencilla (NH<sub>2</sub>)<sub>n</sub>. Entonces su masa molecular será: (14 + 2) n = 16 n = 32 de donde n = 2

La fórmula molecular del compuesto es (NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> o N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>.



8. Calcula la composición centesimal del nitrato de sodio, NaNO<sub>3</sub>, y del sulfato de amonio, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.  
**S: 27,05%, 16,48%, 56,47%; 21,20%, 6,10%, 24,27%, 48,43%.**
9. Calcula la fórmula empírica de un compuesto que tiene la composición centesimal siguiente: 38,71% Ca, 20% P y 41,29% O.  
**S: Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>**
10. **(91-SE10)** Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 24,74 de K; 34,76 de Mn y 40,50 de O.  
a. Deduzca la fórmula empírica y nombre el compuesto. (1,5 puntos).  
b. Determine el estado de oxidación formal de cada elemento. (0,5 puntos).  
**S: a) KMnO<sub>4</sub> Permanganato de potasio; b) Mn (+7), O (-2), K (+1).**
11. **(41-J09)** La glucosa es un azúcar de fórmula molecular C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>. Si se disponen de 90 g de glucosa, determine:  
a. La cantidad de carbono y de hidrógeno que contiene, expresándolas como número de moles de carbono y volumen de hidrógeno medido en condiciones normales. (1,0 punto)  
b. Los gramos de agua que se obtienen cuando tiene lugar, en exceso de aire, la combustión completa, sabiendo que el otro producto de la reacción de combustión es el dióxido de carbono. (1,0 punto)  
**S: a) 3 moles de C y 3 moles de H<sub>2</sub>, que ocupa 67,2 L en c.n. ; b) 54 g de agua**
12. **(10-J07)** En la combustión de 5,132 g de un hidrocarburo de masa molecular aproximada 78 g, se producen 17,347 g de dióxido de carbono y 3,556 g de agua.  
a) Formule y nombre el hidrocarburo. (1 punto)  
b) Indique qué productos se obtienen en la oxidación de los aldehídos y en la de los alcoholes secundarios. Ponga un ejemplo de cada uno. (1 punto)  
**S: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>. Puede ser el benceno**
13. La descomposición térmica de 10,0 g de un compuesto formado por C, O y Ca genera 4,4 g de CO<sub>2</sub> y 5,6 g de CaO. Calcula la fórmula del compuesto.  
**S: CaCO<sub>3</sub>**

## 9 Mezclas. Mezclas homogéneas: mezclas de gases; disoluciones líquidas.

Llamaremos **mezcla** a la combinación de dos o más sustancias (elementos o compuestos). Prácticamente todas las sustancias que nos rodean son mezclas. Podemos dividir las mezclas en mezclas heterogéneas y mezclas homogéneas. Serán **heterogéneas** cuando se puedan observar los componentes a simple vista o mediante el microscopio, serán **homogéneas** cuando sea imposible distinguir sus componentes.

Las mezclas homogéneas serán las que más nos interesen en este curso. Pueden presentarse en los tres estados de agregación: sólido, líquido y gas. Un ejemplo de mezcla homogénea sólida son las aleaciones de metales [Cu+Sn=bronce, Cu+Zn=latón, Fe+C+(otros metales)=aceros]. Como ejemplo de mezcla homogénea gaseosa está el aire que respiramos. Las mezclas homogéneas líquidas las denominamos **disoluciones**, donde distinguimos entre **disolvente** (o componente que está en mayor proporción) y **soluto** (componente minoritario). Las disoluciones las diferenciamos segundo la proporción soluto/disolvente en :disoluciones **diluidas**, cuando hay poco soluto para una cierta cantidad de disolvente; **concentradas**, cuando la cantidad de soluto es grande en proporción al disolvente; y **saturadas**, si el disolvente ya no admite más soluto.

## 10 Formas de expresar la concentración de las disoluciones.

Cuando trabajemos con disoluciones es imprescindible conocer o expresar la concentración de la misma. Entendemos por **concentración** de una disolución la **relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente o de disolución**.

La concentración la podemos expresar de las siguientes formas:

### 10.1 Concentración en g/L

Nos da los gramos de soluto disueltos en cada litro de disolución.

$$C\left(\frac{g}{L}\right) = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}} = \frac{m_s}{V_D}$$

Aunque seguro que lo sabes, no está de más recordar que la medida de la concentración de una disolución en g/L puede tener las mismas unidades que la densidad (al ser ésta  $d=m/V$ ), pero que son magnitudes muy distintas. La densidad refleja la proporción entre la masa y el volumen de una sustancia, sea pura o disolución, y es la proporción entre masa de una sustancia y su volumen. La concentración sólo se aplica a disoluciones, a mezclas homogéneas, y es la masa de soluto (sólo del soluto) entre el volumen de la disolución.

### 10.2 Tanto por ciento en masa

Nos da los gramos de soluto disueltos en cada 100 gramos de disolución.

$$C(\% \text{ en masa}) = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \cdot 100 = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

### 10.3 Tanto por ciento en volumen

Nos da los ml de soluto disueltos en cada 100 ml de disolución.

$$C(\% \text{ en volumen}) = \frac{\text{volumen de soluto (L)}}{\text{volumen de disolución (L)}} \cdot 100 = \frac{V_s}{V_D} \cdot 100$$

### 10.4 Fracción molar

La fracción molar del componente  $i$  de una disolución es la relación entre el número de moles de  $i$  y el número de moles totales de la disolución.

$$\text{Fracción molar de } i = X_i = \frac{\text{número de moles de } i}{\text{número de moles total}} = \frac{n_i}{n_T}$$

Para 2 componentes de disolución, soluto (s) y disolvente (d):

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}; X_d = \frac{n_d}{n_s + n_d}; X_s + X_d = 1$$

### 10.5 Molaridad o concentración molar

Es la forma más frecuente de expresar la concentración de las disoluciones. La molaridad es la relación entre el número de moles de soluto y los litros de disolución. Se representa por  $M$  y sus unidades son mol/L.

$$M \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) = \frac{\text{numero de moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (L)}} = \frac{\frac{m_s}{M_{\text{molar}}}}{V(L)} = \frac{m_s}{M_{\text{molar}} \cdot V(L)}$$

### 10.6 Molalidad o concentración molar

Es la relación entre el número de moles de soluto y los kilogramos de disolvente. Se representa por  $m$  y sus unidades son mol/kg.

$$m \left( \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right) = \frac{\text{numero de moles de soluto}}{\text{Masa de disolución (kg)}} = \frac{\frac{m_s}{M_{\text{molar}}}}{M_D(\text{kg})} = \frac{m_s}{M_{\text{molar}} \cdot M_D(\text{kg})}$$

### 10.7 Partes por millón (ppm)

Como su propio nombre indica, se refiere al número de partes (en masa o volumen) de soluto que hay en un millón de partes (en masa o volumen) de disolución. Si lo usamos como masa, como suele ser habitual en disoluciones acuosas muy diluidas, 1 ppm sería 1 mg de soluto en 1000 g de disolución. Como la disolución es muy diluida podemos tomar a veces 1000 g de disolución por 1 L disolución (tomamos 1 L agua=1 kg) y entonces

$$1 \text{ ppm} \approx \frac{1 \text{ mg soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{1 \mu\text{g soluto}}{1 \text{ mL disolución}}$$

Se debe aclarar si el porcentaje, lo que en el fondo es ppm, se refiere a masa o a volumen. Su fórmula sería:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 10^6 \text{ o } \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 10^6$$



14. (125-J12) Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Calcule la molalidad de una disolución que contiene 2,5 g de ácido acético en 400 mL de disolución y cuya densidad es 1,01 g/mL. (0,7 puntos)
- Calcule los gramos de cloruro de bario que se necesitan para preparar 250 mL de una disolución 0,15 M. (0,7 puntos)
- Calcule los gramos de una disolución de nitrato de plata al 9% en masa que contienen 5,3 gramos de nitrato de plata. (0,6 puntos)

**S: a)  $m = 0,104$  molal; b) 7,81 g  $\text{BaCl}_2$ ; c) 58,89 g.**

15. (55-S09) Una disolución de hidróxido potásico contiene 22,4 g de la base en 400 cm<sup>3</sup> de disolución. Se toman 100 cm<sup>3</sup> de dicha disolución, cuya densidad es 1,01 g/cm<sup>3</sup> a los que se añaden 200 cm<sup>3</sup> de otra disolución 1,2 M de la misma sustancia, y 100 cm<sup>3</sup> de agua.
- ¿Cuál será la molaridad, molalidad, fracción molar y tanto por ciento en peso de la disolución inicial de KOH? (1,2 puntos)
  - ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 20 cm<sup>3</sup> de la nueva disolución, suponiendo que los volúmenes son aditivos? (0,8 puntos)
- S: a)  $M=1\text{ M}$ ,  $m=1,05\text{ m}$ ,  $X_{\text{solute}}=0,0185$  y % en masa de soluto=5,54%; b) 0,952g KOH**
16. (19-S07) Una disolución 0,650 M de ácido sulfúrico en agua tiene una densidad de 1,036 g/mL a 20°C. Calcule la concentración de esta disolución expresada en:
- Fracción molar. (0,7 puntos)
  - Tanto por ciento en peso. (0,6 puntos)
  - Molalidad. (0,7 puntos)
- S: a)  $X_{\text{ácido}}=0,012$  y  $X_{\text{agua}}=0,988$ ; b) 6,15% ácido; c)  $m=0,67\text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$**
17. (162-J14) En la etiqueta de una botella de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> figura una densidad de 1,84 g/cm<sup>3</sup> y una pureza del 96,0%. Calcule:
- La molaridad y la fracción molar de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en la disolución. (1,0 puntos)
  - El volumen de NaOH 2,0 M necesario para neutralizar 10 cm<sup>3</sup> de ese ácido. (1,0 puntos)
- S: 18,0 M,  $X(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,82$ ;  $X(\text{H}_2\text{O})=0,18$ ; 180 cm<sup>3</sup>**
18. (5-J07) Se dispone de 100 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M y se desea preparar 100 ml de otra disolución del mismo ácido pero de concentración 0,05 M.
- ¿Cómo se procedería? (1,5 puntos)
  - Señale y dibuje el material más adecuado para hacerlo en el laboratorio. (0,5 puntos)
- S: 10 mL de disolución concentrada y agua destilada hasta 100 mL**
19. (65-J10) En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36% en masa de HCl, densidad 1,18 g/cm<sup>3</sup>. Calcule:
- La molaridad, molalidad y la fracción molar del ácido. (1,2 puntos).
  - El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M. (0,6 puntos).
  - Detalle como llevaría a cabo el apartado b) y el material a emplear necesario para dicho fin. (0,2 puntos).
- S: a)  $M=11,64\text{ M}$ ,  $m=15,41\text{ m}$  y  $X_{\text{HCl}}=0,217$ ; b) 171,8 mL.**
20. (45-J09) Se quiere preparar una disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> del 20% y densidad 1,14 g/cm<sup>3</sup> a partir de una disolución concentrada del 98 % y densidad 1,84 g/cm<sup>3</sup>.
- Determine la molaridad de la disolución concentrada. (0,8 puntos)
  - Calcule la cantidad, en volumen, de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado que hay que tomar para preparar 100 ml de la disolución diluida. (0,8 puntos)
  - Escriba como procedería en la preparación de la disolución diluida, citando el material de laboratorio que usaría. (0,4 puntos)
- S: a) 18,4 M; b) 12,64 mL de disol. Concentrada**

## 11 Comportamiento de los gases en condiciones ideales. ecuación de estado. ley de dalton de las presiones parciales.

Todos los gases, independientemente de su naturaleza química o del tamaño de sus moléculas, responden a unas leyes muy sencillas.

### 11.1 Ley de Avogadro.

En volúmenes iguales de gases diferentes hay el mismo número de moléculas cuando la temperatura y la presión son constantes. Por lo tanto el número de moléculas, y el número de moles, es proporcional al volumen, V, del gas:

$$V = k n \quad (P, T \text{ ctes})$$

### 11.2 Ley de Boyle.

A temperatura constante, los volúmenes que ocupa una misma masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta:

$$P V = k' \quad (T, n \text{ ctes})$$

### 11.3 Ley de Charles y Gay-Lussac:

Todos los gases poseen igual coeficiente de dilatación, es decir, al producirse un mismo aumento de temperatura, el incremento del volumen es lo mismo para todos.

La gráfica V-T es una recta, lo que confirma la relación lineal entre ambas magnitudes. El volumen del gas se va contrayendo a medida que la temperatura disminuye. Si esta es lo suficientemente baja el gas licúa (la recta se corta). Si prolongamos la recta obtenemos por extrapolación que la temperatura a la cual el volumen de cualquier gas debería ser nulo es  $-273^{\circ}\text{C}$ . Esta temperatura se toma como cero de una nueva escala llamada absoluta o Kelvin,  $-273,15^{\circ}\text{C}=0\text{K}$ . Si T es la temperatura absoluta y t la centígrada, se cumple que

$$T = t + 273,15$$

Expresando la temperatura en grados Kelvin, la ley de Charles y Gay-Lussac queda en una forma muy sencilla: a presión constante, el volumen de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$V = k'' T \quad (P, n \text{ ctes})$$

### 11.4 Ecuación de estado de los gases:

Esta ecuación abarca a las tres leyes anteriores:

$$\left. \begin{array}{l} V = k \cdot n \\ V = k' \frac{1}{p} \\ V = k'' T \end{array} \right\} V = R \frac{nT}{p}$$

O también:

$$pV=nRT$$

llamada **ecuación de estado del gas ideal**, válida para el estudio de los gases a presiones bajas. Las presiones elevadas las interacciones entre las moléculas y el propio tamaño de las mismas hace preciso introducir parámetros correctores en esta ecuación.

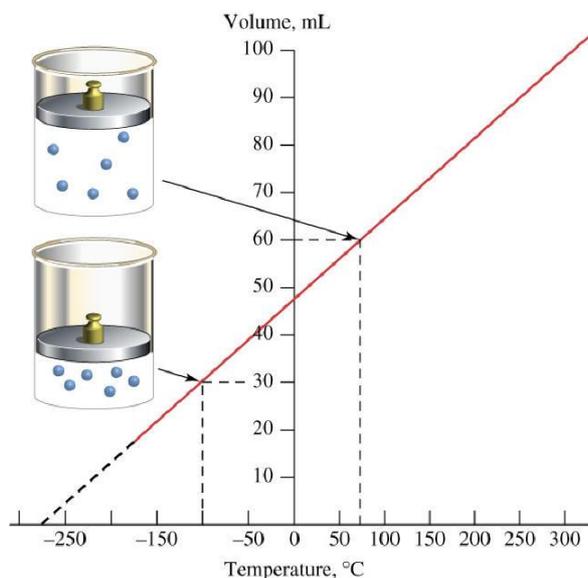
Las tres ecuaciones se pueden reunir en una sola, donde R es la constante de proporcionalidad que engloba las anteriores k, k', k''.

El valor de R se halla sabiendo que un mol de gas ocupa 22,4 L a 1 atmósfera y 273 K:

$$R = \frac{pV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

### 11.5 Ley de Dalton.

Bajo el supuesto de que las moléculas de los gases ideales no interaccionan ni ocupan volumen, las moléculas de un gas no ejercerán ningún efecto sobre las de otro gas. Por tanto si vamos inyectando varios gases A, B, C,... en un recipiente de volumen V a la temperatura T, cada gas de la disolución ejercerá la misma presión que si



estuviera él sólo en el recipiente. La **ley de Dalton** nos dice que en una mezcla gaseosa, **la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los gases que la forman.**

$$p_A V = n_A RT, \quad p_B V = n_B RT, \quad p_C V = n_C RT \dots$$

siendo  $p_A, p_B, p_C \dots$  las presiones parciales de cada gas en la disolución. Sumando estas presiones parciales:

$$(p_A + p_B + p_C \dots) V = (n_A + n_B + n_C \dots) RT$$

Y como el segundo paréntesis es el número total de moles de la mezcla,  $n_T$ , el primero será la presión total,  $p_T$ , ejercida por la mezcla, es decir

$p_T = p_A + p_B + p_C + \dots$  Para las mezclas de gases ideales vimos

$$\begin{cases} p_A V = n_A RT \\ p_T V = n_T RT \end{cases}$$

y dividiendo:

$$\frac{p_A}{p_T} = \frac{n_A}{n_T} = X_A; \quad p_A = X_A p_T$$

### 11.6 Determinación de la masa molecular de un gas a partir de los valores de magnitudes relacionadas con la ecuación de estado.

La densidad de un gas se define cómo la relación, o cociente, entre una masa de gas y el volumen que ocupa:

$$d = \frac{m}{V}$$

Lo más frecuente es expresar la densidad del gas en gramos por litro, en c.n. Si se elige el volumen de 22,4 litros, entonces la densidad del gas es la masa en gramos de 22,4 l del mismo, pero como la masa en gramos de 22,4 l de un gas en c.n. es la masa molar del mismo, resulta que la densidad de un gas en c.n. en gramos por 22,4 l tiene el mismo valor que la masa molar. De esto se deduce que la densidad de un gas en g/l y c.n. se obtendrá simplemente por división de la masa molar por 22,4 l. O viceversa, la masa molecular de un gas se puede obtener por multiplicación de su densidad en g/l en c.n. por 22,4 l.

$$pV = nRT = \frac{m}{M_m} RT; \quad M_m = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{p} = d \frac{RT}{p};$$

$$M_m = d \frac{0,082 \cdot 273,15}{1} = d \cdot 22,4$$

**Ejercicio:** Calcula la masa molecular del butano sabiendo que su densidad es de 2,589 g/l en c.n.

Se puede hacer básicamente de 2 formas. La primera es usando la fórmula vista en el ejercicio anterior:

$$M_m = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{p} = d \frac{RT}{p} = 2,589 \frac{0,082 \cdot 273,15}{1} = 58 \text{ g}$$

Esa será la masa de un mol y numéricamente coincide con la Masa molecular, en u.

La otra posibilidad es elegir una cantidad arbitraria de masa o volumen, por ejemplo, 1 L. Podremos calcular su masa mediante la densidad y su número de moles mediante la ecuación de los gases ideales.

$$m = d \cdot V = 2,589 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 2,589 \text{ g}; \quad n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \cdot 1}{0,082 \cdot 273,15} = 0,0446 \text{ moles}$$

Si sabemos que 2,589 g son 0,0446 moles, una relación nos indica que 1 mol = 2,589/0,0446 = 58 g/mol.

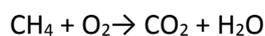


21. Cierta cloruro de mercurio contiene un 84,97% de mercurio, y la densidad del vapor que se obtiene cuando se sublima a 42°C y 1 atm es 18,28 g/L. Calcula la fórmula molecular.  
*S: Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>*
22. **(8-J07)** Conteste razonadamente a los siguientes apartados:  
a) Señale qué se entiende por ecuación de los gases ideales. (0,7 puntos)  
b) Defina qué es presión parcial. (0,7 puntos)  
c) Enuncie la ley de Dalton o de las presiones parciales. (0,6 puntos)
23. **(113-S11)** En relación con los gases ideales:  
a. Calcule el volumen que ocupará 1 L de gas cuando la presión se reduce a la mitad y la temperatura es constante. (0,7 puntos)  
b. Calcule los volúmenes de 1 L de gas cuando se calienta desde 0 °C hasta 100 °C y cuando se enfría desde 0 °C a -100 °C si se mantiene constante la presión. (0,7 puntos)  
c. Calcule el volumen molar en condiciones normales. (0,6 puntos)  
*S: 2 L; 1,37 L; 0,63 L; 22,4 L/mol*
24. **(139-S12)** Se introducen 4 L de dióxido de carbono medidos a 720 mmHg y 30 °C en un recipiente de 5 L de capacidad que contiene nitrógeno en condiciones normales.  
a) ¿Cuál será la masa en gramos de dióxido de carbono introducida? (0,5 puntos)  
b) Calcule la presión final de la mezcla gaseosa cuando alcance una temperatura de 20 °C y la fracción molar de cada uno de los componentes en la misma. (1,5 puntos)  
*S: a) 6,71 g; b) p = 1,78 atm; X(N<sub>2</sub>) = 0,59; X(CO<sub>2</sub>) = 0,41.*
25. Calcula las presiones parciales y la presión total de una mezcla de gases formada por 9 g de helio, He, 12 g de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, y 20 g de nitrógeno, N<sub>2</sub>, confinada en un recipiente de 25 L a 40°C.  
*S: 2,31 atm; 0,28 atm; 0,73 atm; 3,32 atm.*
26. A través de agua a 25°C se hacen burbujear 500 L de aire seco a 25°C y 760 mm de presión. Calcula el volumen de gas recogido si su presión final, una vez saturado de agua, es de 750 mm. La presión del vapor de agua a 25°C es 23,8 mm.  
*S: 524,0 L*

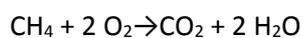
## 12 Reacción química. Ecuación química.

Las ecuaciones químicas son la representación de las reacciones químicas o transformaciones químicas, y constan de dos miembros; en el primero se indican las fórmulas de las sustancias iniciales, que se denominan reactivos, y en el segundo las de las sustancias que se obtienen, y se denominan productos. Los miembros se separan por una flecha (→) para señalar el sentido de una reacción o dos flechas con los sentidos contrarios (↔) para indicar que la reacción está en equilibrio, es decir, que coexisten sustancias reaccionantes y productos.

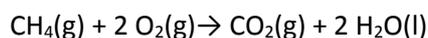
Por ejemplo, en la combustión del metano se produce dióxido de carbono y agua. La ecuación que representa esta reacción es:



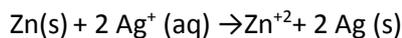
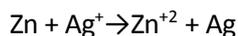
Para que la ecuación cumpla con la ley de conservación de la masa es imprescindible que esté **ajustada** o igualada, es decir, que haya el mismo número de átomos en cada miembro de la ecuación. Se utilizan entonces unos números, los **coeficientes estequiométricos**, que se colocan delante de las fórmulas e indican el número relativo de moléculas.



En determinados casos hace falta especificar el estado físico: sólido (s), líquido (l), gas (g), o disolución acuosa (aq), en que se encuentran las sustancias en las condiciones de la reacción.



Si en la reacción intervienen iones, hay que igualar las cargas, para que cumpla la ley de conservación de la carga. Como por ejemplo:

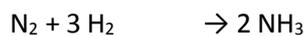


---

## 13 Tipos de reacciones químicas:

---

### 13.1 Síntesis o combinación:



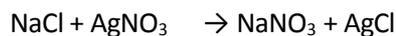
### 13.2 Descomposición:



### 13.3 Desplazamiento o sustitución:



### 13.4 Doble descomposición o intercambio:



---

## 14 Cálculos estequiométricos:

---

Las ecuaciones químicas suministran la información necesaria para calcular las cantidades de sustancias consumidas o producidas en las reacciones químicas.

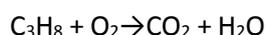
Para efectuar los cálculos sobre una reacción, además de tener la correspondiente reacción ajustada, hace falta conocer por lo menos la cantidad de una de las sustancias que intervienen en la reacción, pudiéndose calcular las cantidades de las demás sustancias.

### 14.1 Cálculos con masas.

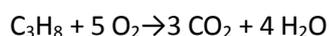
Una vez que tenemos la ecuación química ajustada podemos establecer proporciones entre los reactivos y productos a través del concepto de mol. En estos problemas tendremos un dato y una incógnita que calcular. Se supone que de los demás reactivos tenemos exceso para que la reacción pueda ser completa.

**Ejemplo:** Calcula los gramos de propano que tenemos que quemar en presencia de oxígeno para obtener 500 g de dióxido de carbono.

1º) Escribimos la ecuación química de la reacción:



2º) Ajustamos la ecuación:



3º) la reacción ajustada anterior tiene varias lecturas. Se puede leer a nivel atómico-molecular (1 molécula de propano se combina con 5 moléculas de oxígeno, para dar 3 de CO<sub>2</sub> y 4 de agua), o bien, multiplicando por el número de Avogadro, N<sub>A</sub>, lo convertimos en moles, cantidad macroscópica medible en un laboratorio y que nos permitirá realizar nuestros cálculos.

C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	+	5 O <sub>2</sub>	→	3 CO <sub>2</sub>	+	4 H <sub>2</sub> O
1 molécula propano	+	5 moléculas O <sub>2</sub>	→	3 moléculas CO <sub>2</sub>	+	4 moléculas H <sub>2</sub> O
N <sub>A</sub> moléculas propano	+	5·N <sub>A</sub> moléculas O <sub>2</sub>	→	3·N <sub>A</sub> moléculas CO <sub>2</sub>	+	4·N <sub>A</sub> moléculas H <sub>2</sub> O
1 mol propano	+	5 moles O <sub>2</sub>	→	3 moles CO <sub>2</sub>	+	4 moles H <sub>2</sub> O
<b>44 g de propano</b>	+	<b>5·32 g O<sub>2</sub></b>	→	<b>3·44 g CO<sub>2</sub></b>	+	<b>4·18 g de H<sub>2</sub>O</b>
44 g de propano	+	160 g O <sub>2</sub>	→	132 g CO <sub>2</sub>	+	72 g de H <sub>2</sub> O
		204 g de reactivos	→			204 g de productos

4º) Partiendo del dato conocido y de las relaciones en moles de las sustancias llegamos a la incógnita mediante factores de conversión:

$$\frac{44 \text{ g de propano}}{132 \text{ g de CO}_2} = \frac{x \text{ g de propano}}{500 \text{ g de CO}_2}; x = \frac{500 \cdot 44}{132} = 166,7 \text{ g de propano}$$



27. (21-J08) La combustión completa del etanol genera dióxido de carbono y agua.
- a) Calcule el número de moléculas de agua que se producirán si quemamos 1 kg de dicho alcohol. (1,2 puntos)
- b) ¿Cuántos moles de etanol reaccionarán con 1 m<sup>3</sup> de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales? (0,8 puntos)

**S: a) 3,93·10<sup>25</sup> moléculas de agua ; b) 14,9 moles etanol**

## 14.2 Caso de reacciones en las que participan gases y/o sustancias en disolución:

Si intervienen gases en una reacción, su cantidad puede darse también en volumen, recordando que un mol de gas en condiciones normales (P=1 atm y T=273K) ocupa 22,4 l. Si las condiciones del laboratorio fueran otras usaremos la ecuación de estado de los gases ideales:

**pV= nRT**

**Ejemplo:** Calcula los litros de CO<sub>2</sub>, a 10 °C y 735 mm de presión, que se obtienen al quemar 100 g de propano.

Partiendo de los datos anteriores y de las relaciones adecuadas (sabemos los g de propano y nos piden el volumen, V, de CO<sub>2</sub> producido, fácilmente calculable si sabemos el nº de moles de CO<sub>2</sub> producidos, n, mediante V=nRT/p):

$$\frac{44 \text{ g de propano}}{3 \text{ moles de CO}_2} = \frac{100 \text{ g de propano}}{x \text{ moles de CO}_2}; x = \frac{3 \cdot 100}{44} = 6,82 \text{ moles CO}_2$$

$$T = 273,15 + t = 283,15 \text{ K}$$

$$p = 735 \text{ mm Hg} \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,97 \text{ atm}$$

$$pV = nRT; V = \frac{nRT}{p} = \frac{6,82 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 283,15 \text{ K}}{0,97 \text{ atm}} = 165,64 \text{ L de CO}_2$$

**Ejemplo:** Calcula los litros de CO<sub>2</sub> en c.n.. que se obtienen al quemar 100 g de propano.

Este caso es el mismo que el anterior y se puede hacer igual (sabiendo que las condiciones normales, c.n., se refieren a 273,15 K de temperatura y 1 atm de presión). Pero se puede hacer directamente sabiendo que 1 mol de cualquier gas ocupa, en c.n., 22,4 L

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 22,4 \text{ L de gas en c. n.}$$

La relación que se puede usar en este caso es directa:

$$\frac{44 \text{ g de propano}}{3 \cdot 22,4 \text{ L de CO}_2} = \frac{100 \text{ g de propano}}{x \text{ L de CO}_2}; x = \frac{3 \cdot 100}{44} \cdot 22,4 = 155,77 \text{ L de CO}_2 \text{ en c. n.}$$

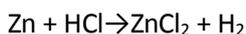
En los laboratorios, la mayor parte de los reactivos se encuentran en disolución. Entre sus ventajas podemos señalar:

1º.- Una reacción entre sólidos tiene lugar lentamente pues sólo puede producirse en la superficie de contacto. Sin embargo, si se disuelven, se dispersan como iones o moléculas y el contacto será más íntimo, y la reacción más rápida.

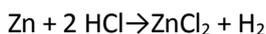
2º.- Utilizando disoluciones diluidas de concentración conocida se pueden manejar cantidades ínfimas de sustancia.

**Ejemplo:** Calcula la masa de Zn que reacciona con 250 ml de HCl 0,5M para obtener cloruro de cinc, ZnCl<sub>2</sub> e hidrógeno, H<sub>2</sub>.

1º) Escribimos la ecuación química de la reacción:



2º) Ajustamos la ecuación:



3º) Hallamos la cantidad de HCl que tenemos para hacer la reacción. Sabiendo que la concentración, la molaridad, es:

$$c = \frac{\text{numero de moles de soluto}}{\text{volumen en L de disolución}} = \frac{n}{V}; n = c \cdot V = 0,5 \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L (!)} = 0,125 \text{ moles HCl}$$

4º) La estequiometría de la reacción nos dice lo siguiente:

Zn	+	2HCl	→	ZnCl <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub>
1 átomo	+	2 moléculas HCl	→	1 molécula ZnCl <sub>2</sub>	+	1 molécula H <sub>2</sub>
N <sub>A</sub> átomos Zn	+	2·N <sub>A</sub> moléculas HCl	→	N <sub>A</sub> moléculas ZnCl <sub>2</sub>	+	N <sub>A</sub> moléculas H <sub>2</sub>
1 mol Zn	+	2 moles HCl	→	1 mol ZnCl <sub>2</sub>	+	1 mol H <sub>2</sub>
<b>65,4 g Zn</b>	+	<b>2·36,5 g HCl</b>	→	<b>136,4 g ZnCl<sub>2</sub></b>	+	<b>2 g de H<sub>2</sub></b>
65,4 g Zn	+	73 g HCl	→	136,4 g ZnCl <sub>2</sub>	+	2 g de H <sub>2</sub>
		138,4 g de reactivos	→			138,4 g de productos

La proporción que debemos usar es la siguiente:

$$\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{2 \text{ moles de HCl}} = \frac{x \text{ g de Zn}}{0,125 \text{ moles de HCl}}; x = \frac{0,125 \cdot 65,4}{2} = 4,1 \text{ g de Zn}$$



**28. (31-S08)** El amoníaco arde con el oxígeno del aire en condiciones adecuadas y en presencia de catalizadores para dar monóxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste la reacción de combustión. (0,7 puntos)

b) Determine el peso de oxígeno, en gramos, que se necesita para quemar 1 kg de amoníaco. (0,7 puntos)

c) Calcule el volumen de monóxido de nitrógeno obtenido a partir de las cantidades de reactivo del apartado b, medido en condiciones normales. (0,6 puntos)

**S: 2353 g oxígeno; 1317,6 L NO**

29. (104-J11) Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno, siendo su composición centesimal 68,85 %, 4,92 % y 26,23 %, respectivamente. Su masa molecular es 122,13 g/mol. Calcule:
- La fórmula molecular del compuesto. (1,0 puntos)
  - La reacción química de combustión ajustada. (0,4 puntos)
  - El volumen de CO<sub>2</sub> que se obtiene, medido en condiciones normales, al quemar de forma completa 61,06 gramos del compuesto orgánico. (0,6 puntos)

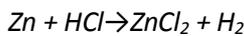
S: a) C<sub>7</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>; b) 2 C<sub>7</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> + 15 O<sub>2</sub> → 14 CO<sub>2</sub> + 6 H<sub>2</sub>O ; c) V = 78,47 L.

### 14.3 Caso de reactivos con un determinado grado de pureza:

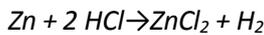
Si hay alguna sustancia impura, sólo la parte pura intervendrá en la reacción. De ahí la necesidad de conocer el grado de pureza de los reactivos.

**Ejemplo:** Calcula el volumen de H<sub>2</sub> en c.n. Que se obtiene tratando 20,0 g de Zn de 85% de pureza con ácido clorhídrico, HCl, sabiendo que también se obtiene ZnCl<sub>2</sub>.

1º) Escribimos la ecuación química de la reacción:



2º) Ajustamos la ecuación:



3º) Calculamos primero la masa real de Zn que reacciona y luego realizar los cálculos con ese valor:

$$\text{Masa real de Zn} = \frac{85}{100} 20 \text{ g} = 17 \text{ g de Zn puro}$$

4º) La estequiometría de la reacción nos dice lo siguiente:

Zn	+	2HCl	→	ZnCl <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub>
1 átomo	+	2 moléculas HCl	→	1 molécula ZnCl <sub>2</sub>	+	1 molécula H <sub>2</sub>
N <sub>A</sub> átomos Zn	+	2·N <sub>A</sub> moléculas HCl	→	N <sub>A</sub> moléculas ZnCl <sub>2</sub>	+	N <sub>A</sub> moléculas H <sub>2</sub>
1 mol Zn	+	2 moles HCl	→	1 mol ZnCl <sub>2</sub>	+	1 mol H <sub>2</sub>
<b>65,4 g Zn</b>	+	<b>2·36,5 g HCl</b>	→	<b>136,4 g ZnCl<sub>2</sub></b>	+	<b>2 g de H<sub>2</sub></b>
65,4 g Zn	+	73 g HCl	→	136,4 g ZnCl <sub>2</sub>	+	2 g de H <sub>2</sub>
		138,4 g de reactivos	→			138,4 g de productos

Por tanto podemos hallar el volumen de H<sub>2</sub> en c.n. , sabiendo que 1 mol de cualquier gas (supuesto ideal) en esas condiciones ocupa 22,4 l. La proporción sería:

$$\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{22,4 \text{ L de H}_2 \text{ en c.n.}} = \frac{17 \text{ g de Zn}}{x \text{ L de H}_2 \text{ en c.n.}}; x = \frac{17 \cdot 22,4}{65,4} = 5,82 \text{ L de H}_2 \text{ en c.n.}$$



30. (81-S10) El clorato potásico, KClO<sub>3</sub>, de pureza 95 %, cuando se calienta se descompone con formación de cloruro potásico, KCl y desprendimiento de oxígeno. Si se toman 5 g de KClO<sub>3</sub>:

- Escriba y ajuste la reacción de descomposición que tiene lugar y calcule la masa de KCl, expresada en gramos. (1,2 puntos).
- Determine el volumen de oxígeno medido a la presión de 720 mm Hg y temperatura de 20 °C. (0,8 puntos).

S: a) 2,89 g de KCl; b) V = 1,48 L O<sub>2</sub>.

31. (96-SE10) El mármol está constituido por CaCO<sub>3</sub> y cuando reacciona con ácido clorhídrico, HCl, se produce cloruro cálcico, CaCl<sub>2</sub>, dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, y agua, H<sub>2</sub>O.

- Calcule la cantidad de mármol necesario para producir 10 L de CO<sub>2</sub> medidos a 10 °C y 700 mmHg de presión, si la pureza del mismo es del 80 % en CaCO<sub>3</sub>. (1,0 puntos).
- Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes al ácido clorhídrico, calcule el volumen de ácido de densidad 1,1 g/cm<sup>3</sup> y 20,39 % en masa que se necesitaría para que reaccione el carbonato cálcico calculado en el apartado anterior. (1,0 puntos).

S: a) 49,625 g de mármol; b) V = 127,6 mL.

32. (138-S12) Se dispone de 500 kg de mineral con una riqueza del 20 % de  $\text{CuCO}_3$ . Se hace reaccionar este mineral con 100 litros de una disolución acuosa de ácido nítrico de densidad  $1,39 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  y riqueza del 65 %, formándose  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Calcule:
- La concentración molar del ácido nítrico. (0,5 puntos)
  - ¿Qué reactivo queda sin reaccionar? (0,5 puntos)
  - ¿Qué cantidad de nitrato de cobre (II), expresada en kg, se ha formado si el rendimiento del proceso es del 86 %? (1,0 puntos)

S: a) 14,34 M; b) El  $\text{CuCO}_3$ ; c) 115,3 Kg.

33. (26-J08) Resuelva:
- ¿Qué volumen de hidrógeno (gas ideal), medido a  $27^\circ\text{C}$  y presión de 740 mmHg es posible obtener al añadir ácido clorhídrico en exceso sobre 75 g de cinc con un 7 % de impurezas inertes? (1,5 puntos)
  - ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá? (0,5 puntos)

S: a) 27,03 L

#### 14.4 Concepto y reconocimiento del reactivo limitante:

La cantidad de un determinado reactivo puede limitar la cantidad de producto que puede formarse.

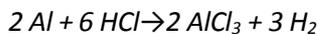
Denominaremos reactivo limitante a tal reactivo. Para reconocerlo observaremos el cociente entre el número de moles y el coeficiente estequiométrico para cada reactivo, el que presente menor valor será lo reactivo limitante.

**Ejemplo:** Disponemos de 100 g de Al y 200 g de HCl en forma de ácido clorhídrico, ¿qué volumen de hidrógeno, en condiciones normales, podemos obtener?

1º) Escribimos la ecuación química de la reacción:



2º) Ajustamos la ecuación:



3º) La reacción ajustada anterior nos indica que 2 átomos de aluminio reaccionan con 6 moléculas de ácido clorhídrico, o, multiplicando por el  $N_A$ , 2 moles de aluminio reaccionan con 6 moles de ácido clorhídrico. La proporción de masa será:

2Al	+	6HCl	→	2AlCl <sub>3</sub>	+	3H <sub>2</sub>
2 átomos Al	+	6 moléculas HCl	→	2 moléculas AlCl <sub>3</sub>	+	3 moléculas H <sub>2</sub>
$2 \cdot N_A$ átomos Al	+	$6 \cdot N_A$ moléculas HCl	→	$2 \cdot N_A$ moléculas AlCl <sub>3</sub>	+	$3 \cdot N_A$ moléculas H <sub>2</sub>
2 moles Al	+	6 moles HCl	→	2 moles AlCl <sub>3</sub>	+	3 moles H <sub>2</sub>
<b>2·27 g Al</b>	+	<b>6·36,5 g HCl</b>	→	<b>2·133,5 g AlCl<sub>3</sub></b>	+	<b>3·2 g H<sub>2</sub></b>
54 g Al	+	219 g HCl	→	267 g AlCl <sub>3</sub>	+	6 g H <sub>2</sub>
273 g de sustancias			→	273 g de sustancias		

4º) En este caso tenemos dos datos de los que partir, los 100 g de Al y los 200 g de HCl, que es evidente no están en la proporción adecuada. La adecuada es  $54 \text{ g Al} / 219 \text{ g HCl} = 0,247$  y la proporción de los reactivos que nos dan es  $100 \text{ g Al} / 200 \text{ g HCl} = 0,5$ . Quien marca la proporción correcta es la estequiometría de la reacción, la reacción ajustada, por lo que podemos pensar que no se gastarán los 2 reactivos. Uno de ellos se consumirá totalmente (y ahí acabará la reacción, pues sólo quedará del otro reactivo). Este es el reactivo limitante. Del otro reactivo sobrará. Para averiguar cuál es el reactivo limitante se puede observar que en la proporción Al/HCl que tenemos (0,5) es mayor que la estequiométrica (0,247), por lo que sobrará del reactivo del numerador, Al, y el limitante, el que se gastará entero, será el HCl. Ahora podemos hacer los cálculos usando la proporción estequiométrica:

$$\frac{54 \text{ g de Al}}{219 \text{ g de HCl}} = \frac{x \text{ g de Al}}{200 \text{ g de HCl}}; x = \frac{200 \cdot 54}{219} = 49,32 \text{ g de Al que han reaccionado}$$

Si cometemos un error y asumimos que reacciona todo el aluminio nos saldría una cantidad de HCl necesaria que no tendríamos.

$$\frac{54 \text{ g de Al}}{219 \text{ g de HCl}} = \frac{100 \text{ g de Al}}{x \text{ g de HCl}}; x = \frac{100 \cdot 219}{54} = 405,6 \text{ g de HCl, más lo que hay. IMPOSIBLE}$$

Para hallar la cantidad de hidrógeno, ahora que sabemos que se consume todo el HCl, podemos hacerlo de manera directa, usando el hecho de que 3 moles de H<sub>2</sub> ocupan, en c.n., 3·22,4 L de H<sub>2</sub>, o sea, 67,2 L de H<sub>2</sub>.

$$\frac{219 \text{ g de HCl}}{67,2 \text{ L de H}_2 \text{ en c.n.}} = \frac{200 \text{ g de HCl}}{x \text{ L de H}_2 \text{ en c.n.}}; x = \frac{200 \cdot 67,2}{219} = \mathbf{61,4 \text{ L de H}_2 \text{ que se producen}}$$



- 34. (87-S10)** El agua puede obtenerse por síntesis a partir de hidrógeno y de oxígeno.
- Calcule la masa de agua que se obtiene cuando reaccionan 20 g de hidrógeno con 96 g de oxígeno. (1,0 punto).
  - Determine cuál es el reactivo que se encuentra en exceso y en qué cantidad. (0,5 puntos).
  - Si el agua formada se encuentra a 200 °C y a la presión de 1 atmósfera ¿Qué volumen ocupará? (0,5 puntos).

**S: a) 108 g H<sub>2</sub>O; b) 8 g de H<sub>2</sub>; c) V = 232,72 L.**

- 35. (11-S07)** El carburo cálcico CaC<sub>2</sub> es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable (acetileno) y el sólido hidróxido cálcico. Calcule:
- El volumen de gas medido en condiciones normales que se obtendrá cuando 80 g de CaC<sub>2</sub> reaccionan con 80 g de agua. (1,5 puntos)
  - La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar. (0,5 puntos)

**S: a) 28 L acetileno en c.n.; b) 35 g de agua**

- 36. (36-S08)** El hidrógeno y el oxígeno gaseosos reaccionan, en condiciones adecuadas, dando agua líquida. Si se hacen reaccionar 10 litros de H<sub>2</sub> con 3,5 litros de O<sub>2</sub> medidos en condiciones normales:
- Escriba la reacción ajustada y determine que gas y en qué cantidad, expresada en gramos, queda en exceso después de la reacción. (1,2 puntos)
  - ¿Qué volumen de agua medido en mL se obtiene? (0,8 puntos)

**S: a) 0,27 g de H<sub>2</sub> en exceso; b) 5,63 mL de agua**

#### 14.5 Concepto de rendimiento de una reacción:

Rara vez las reacciones dan un rendimiento del 100%, es decir, los reactivos no acostumbran a convertirse enteramente en productos. Unas veces es consecuencia de que la reacción alcanza un estado de equilibrio, y otras porque ocurren reacciones secundarias en las que los mismos reactivos originan algunos productos secundarios paralelamente a los principales.

Entendemos por rendimiento de una reacción el cociente entre la cantidad de producto obtenido y la cantidad de producto que se debería obtener teóricamente, dándose el resultado en tanto por cien.

Mientras no se diga el contrario se supone que el rendimiento es del 100%.



- 37. (142-J13)** En la combustión de azufre se produce dióxido de azufre con un rendimiento del 80%.
- Escriba la reacción ajustada. (0,5 puntos)
  - Si se desean quemar 300 g de azufre. ¿Qué volumen de dióxido de azufre se produce, medido en condiciones normales? (0,8 puntos)
  - Calcule los gramos de azufre que se precisan para obtener 5 g de dióxido de azufre. (0,7 puntos)

**S: a) S + O<sub>2</sub> → SO<sub>2</sub>; b) 168,0 L.; c) 3,125 g de S**

38. (46-J09) El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.
- Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad  $1,16 \text{ g/cm}^3$  y 32 % en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio. (1,0 punto)
  - Si en el proceso anterior se obtienen 7,6 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y  $27^\circ\text{C}$ , ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción? (1,0 punto)
- S: a)  $70,83 \text{ cm}^3$  disolución; b)  $r_{\text{to}}=86,1\%$**
39. (177-S14) En una fábrica se producen 2000 toneladas diarias de cemento con un contenido del 65 % en masa de óxido de calcio que procede de la descomposición del carbonato de calcio según la siguiente reacción:  $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- Calcule el volumen de dióxido de carbono, expresado en  $\text{m}^3$ , que se emitiría diariamente a la atmósfera si la emisión se realiza a  $250^\circ\text{C}$  y a una presión de 1,5 atmósferas. (1,0 puntos)
  - Si el rendimiento del proceso fuese del 90 %, ¿cuál sería el consumo diario de piedra caliza, si la misma tiene una riqueza del 95 % en carbonato de calcio? (Hasta 1,0 puntos)
- S:  $6,64 \cdot 10^5 \text{ m}^3$  de  $\text{CO}_2$ ; 2715 Tm de caliza**

---

## 15 EJERCICIOS DE LA PAU CYL TEMA 0 2007-14

---

### 15.1 DISOLUCIONES:

40. (25-J08) Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad  $1,84 \text{ g/cm}^3$  y riqueza en peso 96 %.
- Calcule e indique cómo prepararía 100 ml de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial? (1,2 puntos)
  - Describa y dibuje el material necesario para preparar dicha disolución. (0,8 puntos)
- S: 38,9 mL de disol. concentrada. Precaución: exotérmica. El ácido sobre el agua.**
41. (98-SE10) Se preparan 250 mL de disolución 1 M de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , a partir de un ácido nítrico comercial del 67 % en masa y densidad  $1,40 \text{ g/mL}$ .
- Calcular la molaridad del ácido comercial y el volumen del mismo que se necesita para preparar los 250 mL de disolución de  $\text{HNO}_3$  1 M. (1,0 puntos).
  - Describa como procedería para preparar la disolución de ácido nítrico y describa y dibuje el material que utilizaría. (1,0 puntos).
- S:  $[\text{HNO}_3] = 14,89 \text{ M}$ . 16,8 mL de disolución comercial y agua hasta 250 mL**
42. (120-S11) Se desea preparar dos litros de disolución 0,5 M de cada uno de los siguientes compuestos:
- $\text{HNO}_3$  a partir de ácido nítrico concentrado de concentración 61 % en masa y densidad  $1,38 \text{ g/mL}$ . Comente el procedimiento que seguiría y el material de laboratorio utilizado. (1,0 puntos)
  - $\text{NaCl}$  a partir de cloruro sódico sólido puro. Comente el procedimiento que seguiría y el material de laboratorio utilizado. (1,0 puntos)
- S: a) 75 mL de disolución concentrada de  $\text{HNO}_3$  y agua hasta completar 2 L; b) 58,5 g de sal y agua hasta 2 L.**
43. (147-J13) Se quieren preparar 250 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,2 M. Para ello se utiliza un reactivo de laboratorio donde en su etiqueta, entre otros datos, se encuentra lo siguiente: Ácido clorhídrico 35 % en masa;  $1 \text{ L} \approx 1,19 \text{ kg}$
- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
- ¿Qué volumen es necesario tomar del reactivo de laboratorio? (1,5 puntos)
  - Describa cómo procedería para preparar la disolución pedida. (0,5 puntos)
- S: 4,38 mL**

44. (35-S08) Se dispone de una botella de un litro de disolución acuosa de ácido nítrico de composición desconocida y densidad, a 20 °C, igual a 1,36 g/cm<sup>3</sup>. Se toman 5 mL de la disolución de HNO<sub>3</sub> y se diluyen en un matraz aforado hasta un litro y la disolución resultante se valora con NaOH 0,1 M.
- a) Determine la concentración, en % en peso, de la disolución de HNO<sub>3</sub> de la botella si en la valoración de 25 cm<sup>3</sup> de la disolución diluida se gastan 15,7 cm<sup>3</sup> de NaOH. (0,8 puntos)
- b) Determine los gramos de NaOH que hay que pesar para preparar 100 cm<sup>3</sup> de disolución 0,1 M y explique cómo procedería en su preparación y el material de laboratorio que utilizaría. (1,2 puntos)

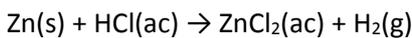
**S: a) 58,2%; b) 0,4 g NaOH**

## 15.2 ESTEQUIOMETRIA

45. (107-J11) El cloruro de hidrógeno se obtiene en la industria mediante la reacción de cloruro sódico sólido (NaCl) con ácido sulfúrico concentrado, obteniéndose en la reacción global, sulfato de sodio sólido (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) y cloruro de hidrógeno gas. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
- a) Escriba la reacción química ajustada. (0,5 puntos)
- b) Calcule la cantidad de cloruro de hidrógeno que se obtiene cuando se tratan 1000 kg de NaCl con 700 L de ácido sulfúrico del 96% de riqueza y densidad 1,84 kg/L. (1,0 puntos)
- c) La molaridad de la solución resultante al disolver todo el gas HCl obtenido en 35000 L de agua, suponiendo que al disolverse no hay variación de volumen. (0,5 puntos)

**S: b) 623,93 Kg; c) 0,49 M.**

46. (51-S09) Después de poner 180 g de Zn en un vaso de precipitados con ácido clorhídrico 5 M y de que haya cesado la reacción, quedaron 35 g de Zn sin reaccionar. El proceso que tiene lugar es:



Calcule:

- a. El volumen de hidrógeno medido en condiciones normales que se ha obtenido. (1,0 punto)
- b. El volumen de la disolución ácida que se empleó. (1,0 punto)

**S: 49,67 L H<sub>2</sub> en c.n.; b) 0,44 L de HCl 5 M**

47. (85-S10) Se disuelven 10,0 g de carbonato de sodio, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, en 150 cm<sup>3</sup> de ácido clorhídrico cuya densidad es 1,1 g/cm<sup>3</sup>. Los productos de reacción son CO<sub>2</sub> y una disolución compuesta por ácido clorhídrico y por cloruro sódico (HCl y NaCl) cuya masa es igual a 170,85 g. ¿Cuál es el volumen de CO<sub>2</sub> que se produce si la densidad del gas que se desprende, en las condiciones de reacción, es 1,8 g/L? (2,0 puntos).

**S: 2,306 L CO<sub>2</sub>.**

48. (174-S14) Se quiere preparar un litro de una disolución 0,3 M de FeSO<sub>4</sub> de densidad 1,02 g/cm<sup>3</sup>. En el laboratorio se dispone de sulfato de hierro (II) con una riqueza del 75 %. Calcule:
- a. ¿Cuántos gramos del sulfato de hierro (II) del 75 % de riqueza necesitaremos para obtener la disolución deseada? (0,7 puntos)
- b. ¿Cómo prepararía la disolución? Nombre el material que utilizaría. (0,6 puntos)
- c. Calcule la concentración molal de dicha disolución. (0,7 puntos)

**S: 60,4 g de FeSO<sub>4</sub> impuro; 0,31 m**