

TEMA 0: REPASO DE CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE QUÍMICA

1	Leyes ponderales.....	1
2	Teoría atómica de Dalton.....	3
3	Escala de masas atómicas.....	5
4	Conceptos de mol, número de Avogadro y constante de Avogadro.-	7
5	Composición centesimal de un compuesto.	9
6	Formula empírica y molecular:.....	10
7	Mezclas. Mezclas homogéneas: disoluciones líquidas.	11
8	Formas de expresar la concentración de las disoluciones.....	11
9	Gases ideales. Ecuación de estado. Ley de Dalton.....	13
10	Reacción química. Ecuación química.....	16
11	Tipos de reacciones químicas:.....	16
12	Cálculos estequiométricos:.....	17
13	EJERCICIOS PARA CLASE.....	23
14	RESTO DE EJERCICIOS DE LA PAU CYL 2007-15.....	29
15	PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES	31

1 Leyes ponderales.

Se llaman así a un conjunto de leyes experimentales descubiertas por químicos a finales del s XVIII/principios del s XIX, todas ellas referidas a masas de elementos o compuestos (de ahí el nombre de ponderales) y cuya explicación se justificó mediante la teoría atómica de Dalton.

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 o de la composición constante: (Proust¹, 1799) Igual que tiene 2 nombres suele tener 2 enunciados equivalentes: *“Cuando 2 o más elementos se unen para formar el mismo compuesto lo hacen siempre en una proporción de masa fija”* o bien *“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 formarán 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 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 gramos de hidrógeno extra sobrarán y se formará la misma cantidad que en el caso anterior de agua, 18 g. Lo mismo ocurre si combinamos 2 g de hidrógeno con 17 de oxígeno, que sobra uno de oxígeno y se forman 18 g de agua. El reactivo que se gasta completamente se

¹ 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.

denomina **limitante** ya que *limita* la producción del producto de la reacción (si hubiese más cantidad de él la reacción proseguiría pues del otro reactivo sobra). El otro reactivo es el **sobrante**. 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 m_H de que disponemos entre la que tenemos de oxígeno m_O . **La proporción exacta o estequiométrica es 1 g H/8 g O=0,125 g H/g O**. Si nuestro cociente m_H/m_O es mayor que 0,125 sobraría del numerador, hidrógeno, siendo el limitante el denominador, el oxígeno, y al revés si nuestro cociente es inferior a 0,125. Si nuestro cociente m_H/m_O es exactamente 0,125 se gastarán completamente los 2 y decimos que están en proporción estequiométrica (no habría sobrante y los 2 serán limitantes)

A partir de esta ley queda claro que podemos hablar de compuestos, de sustancias que tienen una composición fija, constante (Eso implicará que su fórmula es fija también). Desde el punto de vista del análisis esta ley supone que cuando descomponga cualquier cantidad de agua, por ejemplo 18 g, 16 g serán de O y 2 g de H, con lo que su composición en masa será inmutable, $\frac{2}{18} \cdot 100 = 11,11\% H$ y $\frac{16}{18} \cdot 100 = 88,89\% O$. Estos porcentajes serán **la composición centesimal de la sustancia**, en la que luego profundizaremos.

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 CO₂ (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 81,59% de Cl (el resto, O) y un óxido de cinc tiene un 80,34% de Zn (el resto, O). Luego para los óxidos:

- Óxido de cloro: $\frac{81,59 \text{ g de cloro}}{100-81,59 \text{ g de oxígeno}} = \frac{81,59 \text{ g de Cloro}}{18,41 \text{ g de Oxígeno}} = 4,432 \frac{\text{g Cl}}{\text{g Zn}}$
- Óxido de cinc: $\frac{80,34 \text{ g de zinc}}{100-80,34 \text{ g de oxígeno}} = \frac{80,34 \text{ g de zinc}}{19,66 \text{ g de oxígeno}} = 4,086 \frac{\text{g Zn}}{\text{g O}}$

La relación entre el Cl y el Zn por gramo de O: $\frac{4,432 \text{ g de Cl}}{\text{g de O}} = \frac{4,432 \text{ g de cloro}}{4,086 \text{ g de zinc}} = 1,085 \frac{\text{g Cl}}{\text{g Zn}}$

Cuando se analiza la composición del cloruro de cinc resulta tener un 52,03% de Cl (y el resto, Zn)

- Compuesto cloruro de cinc: $\frac{52,03 \text{ g de cloro}}{100-52,03 \text{ g de zinc}} = \frac{52,03 \text{ g de cloro}}{47,97 \text{ g de zinc}} = 1,085 \frac{\text{g Cl}}{\text{g Zn}}$

Vemos que la proporción en la que se combinan entre ellos es la misma que usaban para combinarse los 2 con el oxígeno. Del análisis cuidadoso de esta ley, que no haremos, se dedujo el concepto de valencia.



2 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 sean 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 $1 \text{ g H}/8 \text{ g O}=2 \cdot 1/M_O$. De ahí, la M_O será 16 veces la del H. Eso permitió la construcción de escalas de masa atómica con una balanza en gramos.

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 llevó 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: ${}^{16}_8O$, ${}^{17}_8O$, ${}^{18}_8O$

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 (de IBM Zurich), desarrollaron el microscopio de efecto túnel (<https://goo.gl/iQMv1o>) 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.

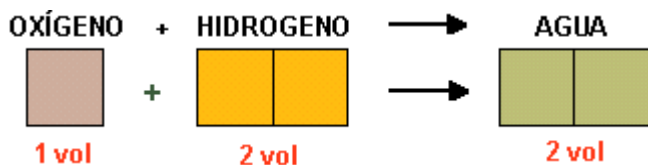
2.1 Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.

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:

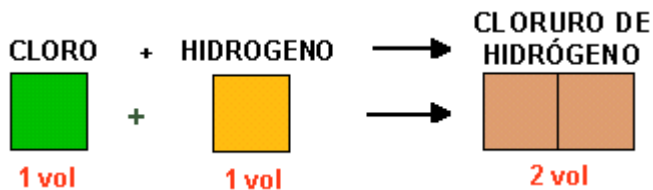
1 cm³ de oxígeno + 2 cm³ de hidrógeno → 2 cm³ de vapor de agua



1 cm³ de nitrógeno + 3 cm³ hidrógeno → 2 cm³ de amoníaco



1 cm³ de cloro + 1 cm³ de hidrógeno → 2 cm³ de cloruro de hidrógeno



2.2 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 amoniaco NH

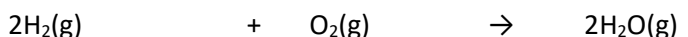
1 átomo de H + 1 átomo de Cl = 2 moléculas de HCl

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 coincide el nº de átomos en cada miembro.

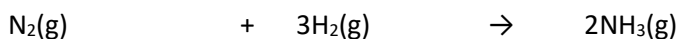
2.3 Hipótesis de Avogadro.

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**, H₂, N₂ y O₂, 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:

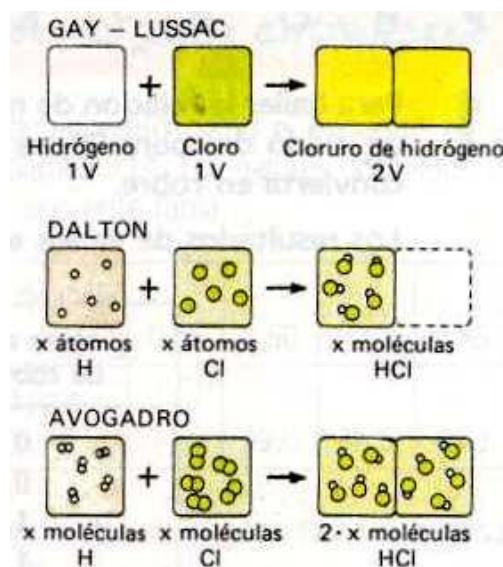


2 cm³ de hidrógeno + 1 cm³ de oxígeno → 2 cm³ de agua



1 cm³ de nitrógeno + 3 cm³ hidrógeno → 2 cm³ de amoniaco

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 H₂O.



EJERCICIOS AL FINAL DEL TEMA (Apartado 13.2 de la página 2323)

3 Escala de masas atómicas.

En el siglo XIX no era posible experimentalmente determinar las masas atómicas absolutas, en gramos. Como hemos visto, aplicando las ideas de la ley de las proporciones definidas se podía determinar el valor de las masas atómicas relativas entre los átomos que se combinasen. Si tomásemos la masa de uno de ellos, preferiblemente el más ligero, como unidad, podríamos tener una escala de masas atómicas relativa (ya que no se conocería su valor en gramos, sino sólo la relación entre la masa de ese átomo y el átomo tomado como unidad)

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 masas atómicas relativas 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 e hidrógeno que se combinan para formar el compuesto tiene un valor de 35,453 luego la relación entre las masas de sus átomos respectivos estará en la misma relación:

Masa de Cl/masa de H = 35,453 = masa atómica de Cl/masa atómica de H. Si tomamos la masa atómica del H como 1 tendremos que la masa atómica del Cl es 35,453 veces mayor que el del H y diremos que la M(Cl)=35,453.

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 sustancialmente los valores de la tabla se le dio al patrón O el valor 16 en vez de 1.

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 de oxígeno, 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 *la masa atómica 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 (${}^{12}\text{C}$) 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 la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12 ($1,66054 \times 10^{-24}$ g).* A esta unidad del S.I. se la denomina habitualmente u, u.m.a. (unidad de masa atómica, en desuso) o Da, Dalton, en honor a John Dalton.

Unidad de masa atómica (u): la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo, neutro y no enlazado, de carbono-12, en su estado fundamental eléctrico y nuclear, y equivale a $1,660\,538\,921 \cdot 10^{-27}$ kg. Luego veremos que la masa de 1 mol de unidades (N_A) de masa atómica equivale a 1 g. (1 mol de $u=1$ g)

Según esto, se define **masa atómica de un isótopo**: Es la masa de un átomo de ese isótopo, tomando como unidad la masa de la doceava parte del átomo de C-12. Se expresa en u. Es decir, la masa atómica del C-12 es 12 u. A veces se indica la masa atómica de un átomo sin unidades, la llamada masa atómica relativa de un isótopo, que 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. Así, la masa atómica relativa del C es 12, sin unidades.

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. Como recordarás de cursos anteriores para hallar la masa atómica media de un elemento, que es la que figura en la tabla periódica, no haremos la media aritmética de las masas atómicas de sus isótopos, pues eso no reflejaría el hecho de que hay isótopos muy abundantes en la naturaleza y otros casi inexistentes. Recordarás los isótopos del H, el protio (${}^1_1\text{H}$), el deuterio (${}^2_1\text{H}$) y el tritio (${}^3_1\text{H}$). La media nos daría 2 u, pero eso no reflejaría que el 99,98% de los átomos de H de la naturaleza son protio.

Lo que haremos será la media ponderada. Hallaremos la masa de una muestra de 100 átomos multiplicando la masa de cada isótopo por su abundancia isotópica (en %) y luego dividiremos entre 100 para hallar la masa media de la muestra de 100 átomos.

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

- ${}^{16}\text{O}$ de masa atómica 15,99491 u y abundancia isotópica 99,762%.²
- ${}^{17}\text{O}$ de masa atómica 16,99913 u y abundancia isotópica 0,038%.
- ${}^{18}\text{O}$ de masa atómica 17,99916 u y abundancia isotópica 0,200%.

² Quizás te hayas percatado que la masa del isótopo O-16 no llega exactamente a 16 u, cuando cuenta con 16 nucleones y 8 electrones. En física estudiaras (o lo puedes buscar en internet) el curioso efecto denominado defecto de masa.

La masa atómica media ponderada de los isótopos del oxígeno ^{16}O , ^{17}O y ^{18}O :

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

El cloro natural está constituido por dos isótopos:

- ^{35}Cl de masa atómica $34,968852 \cdot u$ y porcentaje de abundancia 75,77%.
- ^{37}Cl de masa atómica $36,965903 \cdot u$ y abundancia isotópica 24,23%.

Por lo que la masa atómica media ponderada de los isótopos del cloro ^{35}Cl y ^{37}Cl :

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

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**.

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.

4 Conceptos de mol, número de Avogadro y constante de Avogadro.-

El concepto de mol surge de la necesidad de poder contar las partículas (átomos, moléculas, electrones...) presentes en una cierta cantidad de sustancia. Cuando realizamos una reacción química entre el C y el O_2 , por ejemplo, en un laboratorio, no tomamos 1 átomo de C y una molécula de O_2 . Las cantidades que se usan en el laboratorio son **macroscópicas**, del orden de gramos, pero debemos estar seguros de que el número de átomos que hay en la cantidad de C que usemos para dicha reacción deben coincidir con el número de moléculas en la cantidad de O_2 que empleemos. (recuerda $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$)

Lo primero que se hizo para definir el mol es tomar una cantidad fija pero suficientemente grande de átomos. Como ya se había decidido en el S.I. que la u era la 1/12 parte de la masa de un átomo de C-12, es decir, que la masa de un átomo de C-12 es 12 u, se tomó como referencia para definir el mol una cantidad en gramos fija de ese mismo elemento, el C-12. Y qué mejor cantidad en gramos que el mismo número, el 12.

Tomaremos como cantidad de referencia, como número de partículas fijo, la de átomos de C-12 que hay en 12 gramos de C-12. Como te puedes imaginar este número es muy grande pero lo importante es que 12 g de C-12 contiene un nº de átomos de C y ese nº va a ser nuestra unidad de contar, igual que los objetos pequeños los contamos por docenas.

Ese número de átomos de C-12 en 12 gramos de C-12 se ha determinado modernamente y se denomina Número de Avogadro (N_A) en honor de Amadeo Avogadro, el químico del s. XIX que estableció firmemente la teoría atómica. Ese número es muy grande, unos 622000 trillones de partículas, o $6,022 \cdot 10^{23}$ en términos numéricos.

Esa cantidad de partículas será el mol. Si tenemos N_A átomos de Fe o de átomos de Na o de átomos de Al, serán un mol de átomos de Fe, Na o Al. Si tenemos N_A moléculas de H_2O tendremos un mol de moléculas de agua.



Amadeo Avogadro

Definiremos mol como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 12 g de C-12. Como el número de átomos de C-12 que hay en 12 g

de C-12 es N_A , podríamos abreviar diciendo que un mol de partículas son N_A partículas, pero es mejor la primera definición que no implica ningún valor del N_A . Aunque este se midiese con mayor precisión y cambiase su valor, la primera definición sería igual de precisa. Incluso aunque se desconociese el valor de N_A esa definición seguiría siendo perfecta.

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"**.

Como vemos un mol es un nº determinado, el N_A , de partículas. Esas partículas pueden ser átomos, iones, moléculas, electrones, ... por lo que debemos aclarar a que nos referimos cuando lo usamos. A veces puede quedar sobreentendido: 1 mol de agua es 1 mol de moléculas de H_2O y un mol de He es un mol de átomos de He (no hay moléculas de He), pero en algunos casos es importante remarcar a qué nos referimos si hay ambigüedad. Podemos tener un mol de átomos de O y un mol de moléculas de O_2 . Es más, en un mol de moléculas de O_2 (N_A moléculas) tenemos 2 moles ($2 \cdot N_A$) de átomos de O. En la misma muestra puedo contar moléculas (un mol) o átomos (2 moles), aunque la muestra será la misma.

Para trabajar en un laboratorio con elementos y compuestos necesito saber la masa de un mol. Según lo anterior, **se define masa molar** como la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc de un elemento, compuesto o especie química. Sus unidades serán **g/mol** y se indica por **M_m** . ¿Cómo podemos hallar la masa de un mol?

Podemos seguir 2 argumentos para hallarla, uno más teórico y otro más numérico:

- Sabemos la masa de 1 mol de C-12, ya que por definición son 12 g. Podemos pensar que si la masa molar de átomos que tienen 12 u de masa es 12 g, la masa molar de átomos que tienen 16 u como el O será 16 g. De hecho, por eso se eligió el mol como las partículas de 12 g de C-12, para que las masas molares coincidieran **numéricamente** con las atómicas y moleculares. **La masa molar de un elemento es la masa en gramos de ese elemento numéricamente igual a la masa atómica de ese elemento en u, y la masa molar de un compuesto es la masa en gramos de ese compuesto numéricamente igual a la masa molecular en u.**
- Podemos hacerlo matemáticamente hallando la relación entre u y g, conocido el valor del N_A .

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m(^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{12 \text{ g de carbono}}{N_A \text{ átomos}} = \frac{1}{N_A} \text{ gramos} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ gramos} \\ \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Quizás es más fácil para recordar la relación u-g, que $1 \text{ g} = N_A \text{ u}$.

$$1 \text{ g} = 1 \text{ g} \cdot \frac{N_A \text{ átomos-C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{12 \text{ u}}{1 \text{ átomo-C}} = N_A \text{ u} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Esta relación es muy fácil de recordar.
"1 g es un mol de u"

Por tanto, si tenemos 1 mol de una sustancia (N_A partículas) cuyas partículas tienen una masa de M u, la masa molar, la del mol, será M_m .

$$M_m = N_A \text{ partículas} \cdot M \text{ u} \cdot \frac{1 \text{ g}}{N_A \text{ u}} = M \text{ g}$$

Para hallar el nº de moles, n, que contiene una cierta cantidad de masa, m, de una sustancia dividiremos la masa m entre la masa molar M_m de dicha sustancia.

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

No debemos confundir M (u) con M_m (g/mol), aunque las 2 cantidades sean numéricamente iguales. M es la masa de un átomo o molécula y se mide en u, y M_m es la masa de un mol de átomos o moléculas, que coincide numéricamente con M, pero se mide en g (en g/mol)



EJERCICIOS AL FINAL DEL TEMA (Apartado 13.3 de la página 23)

5 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, H_2O_2 es la fórmula del agua oxigenada; Na_2S , la del sulfuro de sodio, $Ba(NO_3)_2$ la del nitrato de bario; Cl_2 , la del cloro, etc.

Es decir, el símbolo representa a un átomo, mientras que la fórmula representa a una molécula (en los compuestos iónicos, la proporción entre iones en un cristal, no hay moléculas individuales).

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, H_2O_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) H_2O , (b) 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 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:

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

La fórmula sería: % 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

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

6 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. Se denomina empírica porque se halla a partir de los datos experimentales

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. Analizar el porcentaje en peso de cada elemento presente que contiene el compuesto;
2. 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;
3. 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:

$$n_N = 87,5 \text{ g de N} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos N}}{14 \text{ g N}} = 6,25 \text{ moles átomos N (} 6,25 \cdot N_A \text{ átomos de N en 100 g)}$$

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

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_2 o N_2H_4 o N_3H_6 (ya que no sabemos cuántas moléculas hay) y por eso **decimos que su fórmula empírica es $(\text{NH}_2)_n$ o NH_2 .**

La fórmula más sencilla o fórmula empírica de este compuesto será: NH_2 ; pero cualquiera de sus múltiplos tendrá la misma composición, como por ejemplo, N_2H_4 , N_3H_6 , etc., o en general, $(\text{NH}_2)_n$, 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 $(\text{NH}_2)_n$. Entonces su masa molecular será: $(14 + 2)n = 32$ de donde $n = 2$

La fórmula molecular del compuesto es $(\text{NH}_2)_2$ o N_2H_4 ($\text{H}_2\text{N-NH}_2$, hidracina).



EJERCICIOS AL FINAL DEL TEMA (Apartado 13.4 de la página 24)

7 Mezclas. Mezclas homogéneas: 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 según 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.

8 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 (s) y la cantidad de disolvente (D) o de disolución (d)**.

La concentración la podemos expresar de las siguientes formas:

8.1 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.

8.2 Tanto por ciento en masa

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

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

8.3 Tanto por ciento en volumen

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

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

8.4 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):

$$X_S = \frac{n_s}{n_s + n_D}; X_D = \frac{n_D}{n_s + n_D}; X_S + X_D = 1$$

La fracción molar es una magnitud adimensional (sin unidades, por tanto) y cuyo valor siempre está comprendido entre 0 (si el disolvente está puro, $n_s=0$) y 1 (si el soluto está puro, $n_D=n_s$). $0 \leq X_s, X_D \leq 1$. La suma de las fracciones molares de soluto y disolvente es uno, $X_s + X_D = 1$ por lo que con calcular una de ellas averiguaremos la otra con esa relación.

8.5 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.

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

Para obtenerla a partir del % en masa es necesario conocer la densidad de la disolución, que nos permitirá pasar de masa de disolución a volumen de disolución. Así, una disolución comercial de H_2SO_4 (98% en masa y densidad 1,84 g/mL) tiene una molaridad M:

$$M = \frac{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,84 \text{ g disolución}}{0,001 \text{ L disolución}} = 18,4 \text{ M}$$

8.6 Molalidad o concentración molar

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

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

Esta unidad se obtiene muy fácilmente a partir del porcentaje en masa. Así, una disolución de H_2SO_4 al 98% tiene 98 g de H_2SO_4 por cada 2 g de disolvente (100 g de disolución-98 g H_2SO_4 =2 g de H_2O)

$$m = \frac{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ g disolvente}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ g disolvente}}{1 \text{ kg disolvente}} = 500 \text{ m}$$

8.7 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 (vemos que la proporción es $1:10^6$). 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

$$\begin{aligned} 1 \text{ ppm} &= \frac{1 \text{ g soluto}}{10^6 \text{ g disolución}} = (\text{divido por } 10^3 \text{ arriba y abajo}) = \frac{1 \text{ mg soluto}}{1000 \text{ g disolución}} \approx \frac{1 \text{ mg soluto}}{1 \text{ L disolución}} \\ &= (\text{divido por } 10^3 \text{ arriba y abajo}) = \frac{1 \mu\text{g soluto}}{1 \text{ mL disolución}} = \frac{10^{-6} \text{ g}}{10^{-3} \text{ L}} = 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ o } 1 \text{ mg/L} \end{aligned}$$

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

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



9 Gases ideales. Ecuación de estado. Ley de Dalton.

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

9.1 Ley de Avogadro.

Ya vimos la hipótesis de Avogadro que afirmaba que volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas (y por tanto, de moles, $n=N^\circ$ de moléculas/ N_A). Si duplicamos el n° de moléculas y por tanto el n° de moles el volumen se duplicará, por lo que podremos afirmar que el Volumen V de un gas será proporcional al número de moles, n , del mismo, siempre que la temperatura y la presión sean constantes.

$$V = k \cdot n \quad (p, T \text{ constantes})$$

9.2 Ley de Boyle.

Para una misma masa de gas y a temperatura constante (n y T =constantes), los volúmenes que ocupa una misma masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta. Es decir, el producto $p \cdot V$ se mantiene constante:

$$p \cdot V = k' \quad (T, n \text{ constantes})$$

9.3 Ley de Charles y Gay-Lussac:

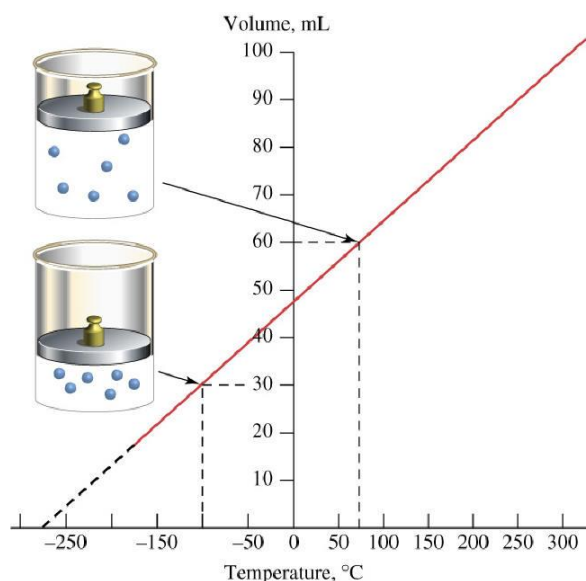
Estos autores descubrieron, de manera independiente y casi de forma simultánea, que **todos los gases poseen igual coeficiente de dilatación**, es decir, al producirse un mismo aumento de temperatura, el incremento del volumen es el mismo para todos los gases, independientemente de su composición. Recordemos que la ley de dilatación de las sustancias se puede escribir como $V=V_0(1+\alpha t)=V_0+V_0\alpha t$, siendo α el coeficiente de dilatación cúbico, específico de cada sustancia y V_0 el volumen de la sustancia a 0°C .

La gráfica V - t es una recta inclinada, lo que confirma la relación lineal entre ambas magnitudes. El volumen del gas se va contrayendo a medida que la temperatura disminuye. Si ésta (la temperatura) es lo suficientemente baja el gas se licúa y el líquido dilatará con otro coeficiente de dilatación (otra recta). Si donde desaparece el gas (indicado por la línea discontinua) prolongamos la recta obtenemos por extrapolación que la temperatura a la cual el volumen de cualquier gas debería ser nulo es -273°C aproximadamente. De la observación de la

gráfica podemos deducir que su pendiente será $V_0\alpha=V_0/273$, de donde se puede deducir que el coeficiente de dilatación de cualquier gas es $1/273$. Si escribimos este coeficiente en la ecuación y redefinimos una nueva escala de temperaturas, la **escala llamada absoluta o Kelvin**, definida como $T=t+273,15$ (su cero corresponde por tanto a $-273^\circ\text{C}=0\text{ K}$). Si T es la temperatura absoluta y t la centígrada, se cumple que:

$$V = V_0 \left(1 + \frac{t}{273} \right) = V_0 \frac{273 + t}{273} = \frac{V_0}{273} T$$

Expresando la temperatura en 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:**



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

9.4 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**³, 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 en condiciones normales** (a 1 atmósfera y 273 K). Ese valor de 22,4 L es el **volumen molar de un gas en condiciones normales (c.n.)** y **sólo es válido para los gases**. 1 mol de agua (18 g) en c.n. está en su temperatura de fusión y ocupa unos 18 cm³ aproximadamente.

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

9.5 Mezcla de gases. 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 mezcla ejercerá la misma presión que si estuviera él sólo en el recipiente. Esta es la llamada **presión parcial del gas**. **La presión parcial de un gas ideal en una mezcla es igual a la presión que ejercería en caso de ocupar él solo el mismo volumen a la misma temperatura, y se indica por p_A, p_B**, siendo A y B cada uno de los gases de la mezcla. Estas presiones no pueden ser medidas con un manómetro, que sólo apreciará la **presión total** de la mezcla, p_T.

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**.

$$p_T = p_A + p_B + p_C + \dots$$

Demostrarla es sencillo: cada una de las presiones parciales de cada gas se puede calcular usando la ecuación de los gases ideales.

$$p_A = \frac{n_A RT}{V}, p_B = \frac{n_B RT}{V}, p_C = \frac{n_C RT}{V} \dots$$

siendo p_A, p_B, p_C... las presiones parciales de cada gas en la mezcla. Sumando estas presiones parciales:

$$p_A + p_B + p_C + \dots = \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} + \frac{n_C RT}{V} + \dots = \frac{(n_A + n_B + n_C + \dots) RT}{V} = \frac{n_T RT}{V} = p_T$$

³ Se llama así porque dicha ecuación puede deducirse de un modelo matemático que supone que los gases están formados por partículas sin interacción (fuerza) entre ellas, de volumen nulo en comparación con el recipiente que las contiene, que se mueven con una energía cinética proporcional a la temperatura absoluta del gas T, y que los choques con las paredes (origen de la presión del gas) y con otras partículas son elásticos. Con estas ideas se puede demostrar que p·V=nRT. Los gases se ajustan bien a esta ecuación a p y T moderadas. Si las condiciones son más extremas hay otras ecuaciones, como la de Van der Waals, para describir un gas real.

Se usa mucho otra forma de expresar la ley de Dalton, en función de las fracciones molares X de los gases de la mezcla. Acabamos de ver que:

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

y dividiendo:

$$\frac{p_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_T} = X_A; p_A = X_A P_T$$

Es decir, que la presión parcial de un gas en una mezcla puede hallarse como el producto de la presión total de la mezcla por la fracción molar (el tanto por uno en moles) de ese gas en la mezcla.

Ya sabemos cómo podemos calcular la presión total de una mezcla a partir de las parciales (sumándolas) y como hallar las presiones parciales a partir de la presión total (multiplicando por la fracción molar de cada una).

9.6 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. (recuerda: 0°C y 1 atm. de presión). Como sabemos que un mol de gas, en esas condiciones, ocupa 22,4 L, podemos hallar la densidad de un gas dividiendo la masa molar, M_m , la masa de un mol, entre el volumen que ocupará en c.n., 22,4 L.

Podemos escribir:

$$d \left(\frac{g}{L} \right) = \frac{M_m}{22,4} \text{ (en c. n.)}; \text{ ejemplo, } d_H = \frac{2}{22,4} = 0,0893 \frac{g}{L}$$

De donde podemos deducir que:

$$M_m = d \left(\frac{g}{L} \right) \cdot 22,4 \text{ (en c. n.)}$$

Si no estamos en condiciones normales, podemos operar para hallar la M_m a partir de la densidad (o viceversa) de 2 formas, mediante la siguiente ecuación:

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

$$M_m = d \frac{RT}{p}; d = \frac{p \cdot M_m}{RT}$$

O bien, tomando un litro de gas, hallando su masa m mediante la densidad y el nº de moles que contiene, n , mediante la ley de los gases ideales. Como $n=m/M_m$ podremos hallar M_m .

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

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

Hay otra posibilidad de hacerlo, la comentada anteriormente, consistente en 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.

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

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

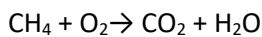


EJERCICIOS AL FINAL DEL TEMA (Apartado 13.6 de la página 26)

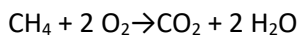
10 Reacción química. Ecuación química.

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 (\rightarrow) para señalar el sentido de una reacción o dos flechas con los sentidos contrarios (\leftrightarrow) para indicar que la reacción está en equilibrio, es decir, que coexisten sustancias reaccionantes y productos.

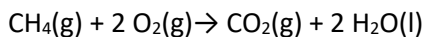
Por ejemplo, en la combustión del metano se produce dióxido de carbono y agua. La ecuación que representa esta reacción es:



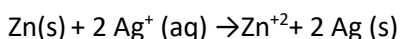
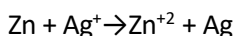
Para que la ecuación cumpla con la ley de conservación de la masa es imprescindible que esté **ajustada** o igualada, es decir, que haya el mismo número de átomos en cada miembro de la ecuación. Se utilizan entonces unos números, los **coeficientes estequiométricos**, que se colocan delante de las fórmulas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



11 Tipos de reacciones químicas:

11.1 Síntesis o combinación:



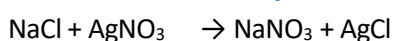
11.2 Descomposición:



11.3 Desplazamiento o sustitución:



11.4 Doble descomposición o intercambio:





12 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.

El mejor método de ajuste *es por tanteo*, probando valores hasta que se consigue el mismo nº de átomos de todos los elementos en los reactivos y los productos. Algunas reglas interesantes a seguir son:

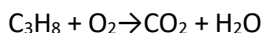
- Si un elemento aparece solamente en un compuesto en cada lado, *ajustarlo en primer lugar*.
- Si uno de los reactivos o productos está como elemento libre, *ajustarlo al final*.
- Si un grupo de átomos permanece agrupado en la reacción (NO_3^- , SO_4^{2-}), ajustarlos como una unidad.
- A veces se pueden usar coeficientes fraccionarios y luego multiplicar por un nº para quitar denominadores

12.1 Cálculos con masas.

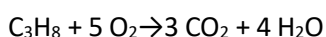
Una vez que tenemos la ecuación química ajustada podemos establecer proporciones entre los reactivos y productos a través del concepto de mol. En estos problemas tendremos un dato y una incógnita que calcular. Se supone que de los demás reactivos tenemos exceso para que la reacción pueda ser completa.

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_2 y 4 de agua), o bien, multiplicando por el número de Avogadro, N_A , lo convertimos en moles, cantidad macroscópica medible en un laboratorio y que nos permitirá realizar nuestros cálculos.

C_3H_8	+	5 O_2	\rightarrow	3 CO_2	+	4 H_2O
1 molécula propano	+	5 moléculas O_2	\rightarrow	3 moléculas CO_2	+	4 moléculas H_2O
N_A moléculas propano	+	$5 \cdot N_A$ moléculas O_2	\rightarrow	$3 \cdot N_A$ moléculas CO_2	+	$4 \cdot N_A$ moléculas H_2O
1 mol propano	+	5 moles O_2	\rightarrow	3 moles CO_2	+	4 moles H_2O
44 g de propano	+	5·32 g O_2	\rightarrow	3·44 g CO_2	+	4·18 g de H_2O
44 g de propano	+	160 g O_2	\rightarrow	132 g CO_2	+	72 g de H_2O
		204 g de reactivos	\rightarrow			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:

$$500 \text{ g } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} = 166,7 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8$$

Aunque pueda parecer latoso, es muy conveniente escribir al lado de cada cantidad numérica su correspondiente unidad (mol, gramo) y a la sustancia a la que se refiere. Así vemos que al final de la primera división obtenemos "moles de CO₂", al final de la segunda "moles de C₃H₈" y al final del todo "g de C₃H₈".



EJERCICIOS AL FINAL DEL TEMA (Apartado 13.7 de la página 27)

12.2 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 CO₂, 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 CO₂ producido, fácilmente calculable si sabemos el nº de moles de CO₂ producidos, n, mediante V=nRT/p):

$$100 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 6,82 \text{ moles CO}_2$$

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

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

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

Ejemplo: Calcula los litros de CO₂ 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:

$$100 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{22,4 \text{ L c.n.}}{1 \text{ mol CO}_2} = 155,8 \text{ L CO}_2 \text{ c.n.}$$

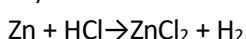
En los laboratorios, la mayor parte de los reactivos se encuentran en disolución. Entre sus ventajas podemos señalar:

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.

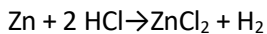
2º.- Utilizando disoluciones diluidas de concentración conocida se pueden manejar cantidades ínfimas de sustancia.

Ejemplo: Calcula el volumen de disolución de HCl 0,5 M necesario para hacer reaccionar completamente 4,1 g de Zn. Los productos de la reacción son cloruro de cinc, ZnCl₂ e hidrógeno, H₂.

1º) Escribimos la ecuación química de la reacción:



2º) Ajustamos la ecuación:



Zn	+	2HCl	→	ZnCl ₂	+	H ₂
1 átomo	+	2 moléculas HCl	→	1 molécula ZnCl ₂	+	1 molécula H ₂
N _A átomos Zn	+	2·N _A moléculas HCl	→	N _A moléculas ZnCl ₂	+	N _A moléculas H ₂
1 mol Zn	+	2 moles HCl	→	1 mol ZnCl ₂	+	1 mol H ₂
65,4 g Zn	+	2·36,5 g HCl	→	136,4 g ZnCl₂	+	2 g de H₂
65,4 g Zn	+	73 g HCl	→	136,4 g ZnCl ₂	+	2 g de H ₂
		138,4 g de reactivos	→			138,4 g de productos

3º) Hallamos la cantidad de HCl que tenemos para hacer la reacción. Aquí contamos como fracción equivalente para hallar el volumen con la molaridad, moles soluto/Litros disolución:

$$4,1 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución } 0,5 \text{ M HCl}}{0,5 \text{ mol HCl}} = 0,250 \text{ L disolución } 0,5 \text{ M HCl}$$

O lo que es lo mismo, 250 mL de disolución. Si los datos de la misma fuesen % en masa y densidad, operaríamos igual, pero necesitaríamos usar 3 fracciones (para convertir moles de soluto a gramos de soluto, gramos de soluto a gramos de disolución, con el %, y gramos de disolución a volumen de disolución, con la densidad). Si, por ejemplo, quisiésemos calcular el volumen de HCl comercial concentrado (37% en masa y 1,19 g/mL de densidad, el cálculo sería:

$$4,1 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{37 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,19 \text{ g disolución}} = 10,4 \text{ cm}^3 \text{ disol. concentrada HCl}$$

Al ser tan concentrada el volumen necesario es unas 25 veces menor.



EJERCICIOS AL FINAL DEL TEXTO (Apartado 13.8 de la página 27)

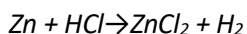
12.3 Caso de reactivos con un determinado grado de pureza:

Si hay alguna sustancia impura, sólo la parte pura intervendrá en la reacción y aquí nos pueden ocurrir 2 cosas muy distintas:

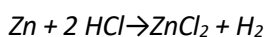
- Que desde el principio sepamos el grado de pureza de la sustancia, en forma generalmente de porcentaje. En este caso, calculamos la masa de sustancia pura y procedemos como siempre. A todos los efectos este tipo de problemas son como los de rendimiento, que veremos más adelante.

Ejemplo: Calcula el volumen de H₂ 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 ZnCl₂.

1º) Escribimos la ecuación química de la reacción:

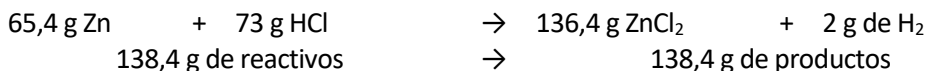


2º) Ajustamos la ecuación:



3º) La estequiometría de la reacción nos dice lo siguiente:

Zn	+	2HCl	→	ZnCl ₂	+	H ₂
1 áromo	+	2 moléculas HCl	→	1 molécula ZnCl ₂	+	1 molécula H ₂
N _A átomos Zn	+	2·N _A moléculas HCl	→	N _A moléculas ZnCl ₂	+	N _A moléculas H ₂
1 mol Zn	+	2 moles HCl	→	1 mol ZnCl ₂	+	1 mol H ₂
65,4 g Zn	+	2·36,5 g HCl	→	136,4 g ZnCl₂	+	2 g de H₂



Por tanto podemos hallar el volumen de H₂ en c.n., sabiendo que 1 mol de cualquier gas (supuesto ideal) en esas condiciones ocupa 22,4 l. El cálculo sería:

$$20 \text{ g Zn impuro} \cdot \frac{85 \text{ g Zn}}{100 \text{ g Zn impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2 \text{ c.n.}}{1 \text{ mol H}_2} = 5,82 \text{ L H}_2 \text{ en c.n.}$$

- Existe una segunda posibilidad, un poco más difícil. Puede que el problema nos diga que el reactivo es impuro, pero nos pida precisamente el grado de pureza del reactivo. Para ello nos dará la cantidad de otro reactivo gastada y la cantidad de uno de los productos producida (generalmente esto segundo). En este caso, no podemos usar la masa de reactivo impuro como dato de partida, pues no sabemos su pureza. Dejaremos apartado ese dato e intentaremos averiguar la cantidad de reactivo puro haciendo el problema "al revés", de los productos a los reactivos. Cuando sepamos la cantidad de reactivo puro, comparándola con lo total, averiguaremos su pureza.

Ejemplo: Calcula la pureza de una muestra impura de 20,0 g de Zn sabiendo que al hacerla reaccionar con el ácido clorhídrico necesario produce 4 L de H₂ en c.n.

No podemos usar el dato 20 g de Zn (puesto que es impuro y no sabemos su pureza). Debemos llegar del H₂ producido a la cantidad de Zn necesaria para producirlo:

$$4 \text{ L H}_2 \text{ en c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2 \text{ en c.n.}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 11,68 \text{ g Zn}$$

Esa es la cantidad de Zn puro que ha sufrido la reacción. La pureza de la muestra será

$$\% \text{ pureza} = \frac{11,68 \text{ g Zn puro}}{20 \text{ g muestra Zn impura}} \cdot 100 = 58,4\% \text{ pureza}$$



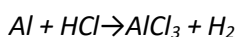
EJERCICIOS AL FINAL DEL TEXTO (Apartado 13.9 de la página 27)

12.4 Concepto y reconocimiento del reactivo limitante:

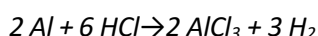
Hasta ahora, en los ejercicios teníamos una cantidad limitada de un reactivo y exceso de todos los demás, pero a veces tendremos problemas en los que nos darán cantidades determinadas de 2 reactivos, por ejemplo. En este caso, lo habitual es que se gaste uno de los reactivos por completo (ese será **el reactivo limitante**, pues su ausencia final limita la reacción, la corta) y que sobre del otro reactivo (será el **reactivo en exceso** y como sobra de él una cierta cantidad no podremos usarlo para hacer cálculos estequiométricos, pues no se gasta entero). Por tanto, el primer paso de este tipo de problemas es el de identificar el reactivo limitante, que será el que usemos en nuestros cálculos estequiométricos al gastarse en su totalidad. Para reconocerlo existen varios caminos. Los exploraremos con un ejemplo:

Ejemplo: Disponemos de 10 g de Al en polvo y 20 mL de disolución comercial (37% y 1,19 g/cm³) 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) Vamos a averiguar la cantidad de moles de cada uno de los reactivos como paso previo a encontrar el reactivo limitante.

$$10 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{54 \text{ g Al}} = 0,1865 \text{ moles Al}$$

$$20 \text{ mL disol. HCl} \cdot \frac{1,19 \text{ g disol. HCl}}{1 \text{ mL disol. HCl}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol. HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,2413 \text{ moles HCl}$$

4º) podemos proceder de 3 formas distintas:

- El primer método (será el que emplearé con preferencia) es un poco de prueba y error. Consiste en elegir uno de los reactivos, el que queramos, y hallar la cantidad necesaria del otro. Si esa cantidad es mayor que la que disponemos, habremos acertado al elegir el reactivo limitante. Si la cantidad necesaria del 2º reactivo es mayor de la que disponemos, es evidente que eso no es posible y que, por tanto, el reactivo que limita la reacción es el 2º. Veámoslo con el ejemplo. Elegiremos como reactivo limitante el Al y averiguemos la cantidad de HCl que necesitaríamos para gastar todo el Al:

$$0,1865 \text{ moles Al} \cdot \frac{3 \text{ moles HCl}}{2 \text{ moles Al}} = 0,2798 \text{ moles HCl}$$

Sólo disponemos de 0,2413 moles de HCl, por lo que la suposición, que se gastaría todo el Al, es imposible. Lo que nos lleva a pensar que lo que gastará será todo el HCl. Como ya sabemos que el reactivo limitante es el HCl, operamos con él para hallar el H₂ obtenido en la reacción:

$$0,2413 \text{ moles HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles H}_2}{6 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2 \text{ en c. n.}}{1 \text{ mol H}_2} = 2,70 \text{ L H}_2 \text{ en c. n.}$$

- El segundo método consiste en comparar la proporción de moles de que disponemos con la proporción de moles que marca la estequiometría, la proporción estequiométrica. Si es mayor que éste, sobra del reactivo del numerador, sea el que sea, y por tanto el reactivo limitante será el del denominador. Si es menor es justo al revés, el reactivo en exceso es del denominador y el limitante el del numerador. Así, en nuestro ejemplo:

$$\frac{2 \text{ moles Al}}{6 \text{ moles HCl}} = 0,33 \frac{\text{moles Al}}{\text{moles HCl}}; \frac{0,1865 \text{ moles Al}}{0,2413 \text{ moles HCl}} = 0,77 \frac{\text{moles Al}}{\text{moles HCl}} > 0,33 \frac{\text{moles Al}}{\text{moles HCl}}$$

Al ser mayor nuestro cociente, el Al, que está en el numerador, está en exceso, sobra, y el limitante es el HCl, que será con el que haremos los cálculos. A partir de aquí, operaríamos como antes para obtener los 2,7 L de H₂ en c.n.

- El tercer método consiste en pensar que el reactivo limitante será el que nos dé la menor cantidad de producto posible, por eso se denomina limitante. Si calculamos las cantidades de producto a partir de cada uno de los reactivos, el limitante será aquel que produzca menor cantidad de producto. Si lo hacemos con nuestro ejemplo:

$$0,1865 \text{ moles Al} \cdot \frac{3 \text{ H}_2}{2 \text{ moles Al}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2 \text{ c. n.}}{1 \text{ mol H}_2} = 6,27 \text{ L H}_2 \text{ en c. n.}$$

$$0,2413 \text{ moles HCl} \cdot \frac{3 \text{ H}_2}{6 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2 \text{ c. n.}}{1 \text{ mol H}_2} = 2,70 \text{ L H}_2 \text{ en c. n.}$$

El reactivo limitante será el HCl, pues es el que produce la menor cantidad de producto.

Este método es el mejor para reacciones con cantidades limitadas de 3 o más reactivos (muy raras).



EJERCICIOS AL FINAL DEL TEMA (Apartado 13.10 de la página 28)

12.5 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 ciento.

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

Como en el caso de la pureza, podemos encontrarnos con varios tipos de situaciones.

- La más sencilla es cuando conozcamos el rendimiento de la reacción desde su enunciado, con lo que calcularemos la cantidad teórica de producto (procediendo como hasta ahora) y luego aplicaremos el porcentaje de rendimiento, de manera directa, para hallar la cantidad real obtenida de producto.

Ejemplo: La reacción de 6,8 g de H_2S con exceso de SO_2 , según la reacción: $2 H_2S + SO_2 \rightarrow 3 S + 2 H_2O$, tiene un rendimiento del 85% ¿Qué cantidad de S se producirá en la reacción?

Para hacer el ejercicio, haremos el cálculo del producto que deberíamos obtener si el rendimiento fuese total, del 100%, y luego aplicaremos el porcentaje.

$$6,8 \text{ g } H_2S \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2S}{34 \text{ g } H_2S} \cdot \frac{3 \text{ mol } S}{2 \text{ moles } H_2S} \cdot \frac{32 \text{ g } S}{1 \text{ mol } S} \cdot \frac{85 \text{ g } S \text{ reales}}{100 \text{ g } S \text{ teóricos}} = 8,2 \text{ g.}$$

- Otra posibilidad, muy similar, consiste en que nos faciliten el dato de la cantidad de producto obtenida y nos pidan el rendimiento de la reacción. En este caso procederemos calculando la cantidad de producto según la estequiometría (que en este caso será la cantidad teórica) y compararemos la real con la teórica.

Ejemplo: La reacción de 6,8 g de H_2S con exceso de SO_2 , según la reacción: $2 H_2S + SO_2 \rightarrow 3 S + 2 H_2O$, produce 8,2 g de S ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

1º) Calcularemos la cantidad teórica que deberíamos obtener de S y la compararemos con la cantidad real obtenida (el resultado será el del ejemplo anterior):

$$6,8 \text{ g } H_2S \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2S}{34 \text{ g } H_2S} \cdot \frac{3 \text{ mol } S}{2 \text{ moles } H_2S} \cdot \frac{32 \text{ g } S}{1 \text{ mol } S} = 9,6 \text{ g } S; \text{Rendimiento} = \frac{8,2 \text{ g } S \text{ (real)}}{9,6 \text{ g } S \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 85\%$$

- Por último, un poco más difícil puede ser que nos den el dato del rendimiento y nos pidan la cantidad de reactivo a emplear para obtener una determinada cantidad de producto. Si calculamos la cantidad teórica de reactivo necesaria debemos pensar que la cantidad real no puede ser menor que la teórica, sino mayor que ésta. La cantidad real debe ser tal que si aplicamos el porcentaje que marca el rendimiento nos debe dar la cantidad teórica (veremos que el % se usa dividiendo a la cantidad teórica, no multiplicando como habitualmente)

Ejemplo: Supongamos que en el ejemplo anterior nos dicen que si el rendimiento es del 85% qué cantidad de H_2S necesitaríamos para obtener esos 8,2 g de S. (sabemos la respuesta. La solución es el ejemplo anterior)

Averiguamos la cantidad teórica de H_2S necesaria:

$$8,2 \text{ g } S \cdot \frac{1 \text{ mol } S}{32 \text{ g } S} \cdot \frac{2 \text{ moles } H_2S}{3 \text{ moles } S} \cdot \frac{34 \text{ g } H_2S}{1 \text{ mol } H_2S} = 5,81 \text{ g de } H_2S$$

Si el rendimiento es del 85%, la cantidad que nos hará falta será mayor que esos 5,81 g (parte de ellos no darán el producto esperado). La cantidad que necesitamos de H_2S es tal que el 85% de esa masa será 5,81 g.

$$\text{masa real } H_2S \cdot \frac{85}{100} = 5,81 \text{ g } H_2S; \text{masa real } H_2S = \frac{5,81 \text{ g } H_2S}{\frac{85}{100}} = 6,8 \text{ g } H_2S$$



13 EJERCICIOS PARA CLASE

13.1 Leyes Ponderales

- 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?

S: a) el hierro b) 1,73 g sulfuro de hierro; c) 36,42% S y 63,58% Fe

- 2.- El potasio se obtiene por electrólisis de su cloruro. El compuesto contiene 47,58% de cloro y el resto de potasio. ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se necesita para obtener 1 kg. de potasio por electrólisis?. ¿Si se parte de 2,5 kg. de cloruro, ¿qué cantidad de potasio se obtendría?.

Sol. 1,908 kg de cloruro y 1,311 kg de K

- 3.- Se conocen dos óxidos de azufre cuyas composiciones centesimales son:

El compuesto A contiene un 40% de azufre y el resto oxígeno.

El compuesto B contiene un 66,6% de azufre y el resto oxígeno.

¿Se cumple la ley de Dalton?. Justificar la respuesta.

Sol: Sí, relación entre masas de oxígeno=3:1

- 4.- Al quemarse 2 g. de azufre se gastan 3 g. de oxígeno. Según los datos del problema anterior, ¿Qué óxido se ha formado?.

Sol: el 1º

- 5.- 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.

- 6.- Un yoduro de mercurio, color verdoso, está constituido por 0,63 g de yodo por cada gramo de mercurio. En otra muestra, color rojizo, por gramo de mercurio podremos encontrar de yodo:

a) 1,00 g; b) 1,16 g; c) 1,26 g; d) 0,63 g

- 7.- Se analizaron muestras de cinco compuestos para hallar su contenido en los dos mismos elementos X e Y. El resultado de los análisis fue el siguiente:

compuesto	A	B	C	D	E
gramos de X	2,43	2,43	1,62	1,62	4,86
gramos de Y	1,42	2,84	1,52	1,42	4,26

De estos datos se dedujo:

1) Uno de los análisis era incorrecto.

2) Dos de los cinco compuestos eran en realidad uno mismo.

Razonar:

a) ¿Qué análisis era el incorrecto? b) ¿A qué dos compuestos se refiere 2).

13.2 Leyes volumétricas de los gases.

- 8.- Decir si lo que va en cursiva del enunciado que sigue es verdadero o falso: *“Aunque el plomo reacciona con el azufre en relación 10/1,547, en volumen, en condiciones ordinarias, la relación será de números enteros sencillos como 1/1, 1/2, etc., según la ley de Gay-Lussac.”*

- 9.- Un litro de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno para dar 2 litros de amoníaco. Si disponemos de 0,24 L de nitrógeno y 3 L de hidrógeno, ocurrirá que:

a) No habrá reacción porque no están en una relación sencilla.

b) 0,24 L de nitrógeno reaccionarán con 0,24 L de hidrógeno.

c) 0,24 L de nitrógeno reaccionarán con 0,72 L de hidrógeno.

d) 0,24 L de nitrógeno reaccionarán con 3 L de hidrógeno.

- 10.- Dos moléculas de A reaccionan con una molécula de B para dar dos moléculas de C. Sabiendo que todas las sustancias son gaseosas, al reaccionar un litro de A se producirá:

a) Dos moléculas de C. c) Dos litros de C.

b) Un litro de C. d) Tres moléculas de C.

13.3 Concepto de mol

- 11.- (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 H₂. (0,7 puntos)

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

12.- (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

13.- (38-S08) El azufre monoclinico sólido es una variedad alotrópica que está constituida por asociación de moléculas de octoazufre, S₈. Si la densidad del azufre monoclinico, a 20 °C, es de 1,95 g/cm³, determine:

- a) El número de moles que hay en un cristal de 0,5 mm³ 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 S₈; $1,83 \cdot 10^{19}$ átomos de S; $3,05 \cdot 10^{-5}$ moles O₂

14.- ¿Cuál es el peso en gramos de una molécula de nitrógeno? ¿Qué número de moléculas hay en 0,005 g de nitrógeno en c.n.? ¿Y si los 0,005 g estuvieran a 200°C y 1,5 atm ?

S: $4,65 \cdot 10^{-23}$ g, $1,07 \cdot 10^{20}$ y $1,07 \cdot 10^{20}$ moléculas, respectivamente.

15.- Si la fórmula de la molécula de fósforo es P₄, ¿cuántos moles de fósforo molecular hay en 9,29 g del mismo? ¿Cuántos átomos de fósforo habrá en esos mismos 9,29 g?

S: 0,075 moles y $1,8 \cdot 10^{23}$ átomos.

16.- ¿Cuántos moles de cada ion hay en 5,4 g de óxido de litio?

S: 0,18 mol O²⁻ y 0,36 mol Li⁺

17.- ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno hay en 0,04 g de sulfuro de hidrógeno?

S: 0,0023 moles.

18.- Se desea formar un compuesto en el que entren dos átomos de cromo por cada tres de azufre. Si disponemos de 6 g de azufre, ¿cuántos gramos de cromo habrán de utilizarse?

S: 6,5 gramos.

19.- Si para formar un cloruro de titanio, éste y el cloro entran en una relación en peso prácticamente 1:3, ¿será la fórmula de este cloruro TiCl₃?

S: TiCl₄.

13.4 Fórmula empírica y molecular

20.- Calcula la composición centesimal del nitrato de sodio, NaNO₃, y del sulfato de amonio, (NH₄)₂SO₄.

S: 27,05%, 16,48%, 56,47%; 21,20%, 6,10%, 24,27%, 48,43%.

21.- Calcula la fórmula empírica de un compuesto que tiene la composición centesimal siguiente: 38,71% Ca, 20% P y 41,29% O.

S: Ca₃(PO₄)₂

22.- (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) KMnO₄ Permanganato de potasio; b) Mn (+7), O (-2), K (+1).

23.- (41-J09) La glucosa es un azúcar de fórmula molecular C₆H₁₂O₆. 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 H₂, que ocupa 67,2 L en c.n. ; b) 54 g de agua

24.- (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. Formule y nombre el hidrocarburo. (1 punto)

S: C₆H₆. Puede ser el benceno

- 25.- Uno de los compuestos que contribuyen al olor de numerosos productos lácticos, como la leche o el queso cheddar, es una cetona (o sea, contiene C,H y O). La combustión de 3,0 g de este compuesto produjo 8,10 g de dióxido de carbono y 3,33 g de agua. Calcula su fórmula empírica.
S: $(C_7H_{14}O)_n$
- 26.- El yeso es sulfato cálcico hidratado. Si al calentar 3,273 g de yeso se convierten en 2,588 de sulfato cálcico anhidro, calcular la fórmula del yeso.
S: $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.
- 27.- Una cantidad de vapor de cierto compuesto que pesa 2,4 g ocupa 934 cm³ a 298K y 740 mm Hg. Dicho compuesto contiene el 37,2% de C, el 7,8% de H y el 55,0% de Cl. ¿Cuál es su fórmula molecular?
S: C_2H_5Cl .
- 28.- Cuando se queman 2,81 g de un determinado compuesto que está constituido por C, H y O, con exceso de oxígeno se producen 5,75 g de CO₂ y 1,76 g de H₂O. Determina la fórmula empírica del compuesto.
S: C_2H_3O
- 29.- Por calentamiento de una muestra de 2,00 g de magnesio en presencia de nitrógeno puro en exceso, se obtienen 2,77 g de un compuesto que solo contiene magnesio y nitrógeno. Determina la fórmula empírica de este compuesto.
S: Mg_3N_2

13.5 Disoluciones

- 30.- **(125-J12)** Responda razonadamente las siguientes cuestiones:
 a) 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)
 b) Calcule los gramos de cloruro de bario que se necesitan para preparar 250 mL de una disolución 0,15 M. (0,7 puntos)
 c) 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 BaCl₂; c) 58,89 g.
- 31.- **(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:
 a) Fracción molar. (0,7 puntos)
 b) Tanto por ciento en peso. (0,6 puntos)
 c) Molalidad. (0,7 puntos)
S: a) $X_{ácido}=0,012$ y $X_{agua}=0,988$; b) 6,15% ácido; c) $m=0,67$ mol·kg⁻¹
- 32.- **(162-J14)** En la etiqueta de una botella de H₂SO₄ figura una densidad de 1,84 g/cm³ y una pureza del 96,0%. Calcule:
 a. La molaridad y la fracción molar de H₂SO₄ en la disolución. (1,0 puntos)
 b. El volumen de NaOH 2,0 M necesario para neutralizar 10 cm³ de ese ácido. (1,0 puntos)
S: 18,0 M, $X(H_2SO_4)=0,82$; $X(H_2O)=0,18$; 180 cm³
- 33.- **(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.
 a) ¿Cómo se procedería? (1,5 puntos)
 b) 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
- 34.- **(65-J10)** En una botella de ácido clorhídrico concentrado figuran los siguientes datos: 36% en masa de HCl, densidad 1,18 g/cm³. Calcule:
 a) La molaridad, molalidad y la fracción molar del ácido. (1,2 puntos).
 b) El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar un litro de disolución 2 M. (0,6 puntos).
 c) Detalle como llevaría a cabo el apartado b) y el material a emplear necesario para dicho fin. (0,2 puntos).
S: a) $M=11,64$ M, $m=15,41$ m y $X_{HCl}=0,217$; b) 171,8 mL.
- 35.- **(45-J09)** Se quiere preparar una disolución de H₂SO₄ del 20% y densidad 1,14 g/cm³ a partir de una disolución concentrada del 98 % y densidad 1,84 g/cm³.
 a. Determine la molaridad de la disolución concentrada. (0,8 puntos)
 b. Calcule la cantidad, en volumen, de H₂SO₄ concentrado que hay que tomar para preparar 100 ml de la disolución diluida. (0,8 puntos)

c. 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

36.- (197-S15) Responda a las siguientes cuestiones:

a. ¿Qué volumen necesitaremos tomar de una botella de HNO₃ comercial del 68% de riqueza y densidad 1,405 g/mL para preparar 500 mL de una disolución 1 M de dicho ácido? (0,7 puntos)

b. Calcule la molalidad de la disolución comercial de ácido nítrico. (0,6 puntos)

c. ¿Cuántos gramos de CuSO₄ anhidro del 90% de pureza, se necesitan para preparar 250 mL de una disolución 2 M de dicha sal? (0,7 puntos)

S: 32,97 mL HNO₃ concentrada; 33,73 m y 15,17 M; 88,64 g CuSO₄ impuro

37.- (55-S09) Una disolución de hidróxido potásico contiene 22,4 g de la base en 400 cm³ de disolución. Se toman 100 cm³ de dicha disolución, cuya densidad es 1,01 g/cm³ a los que se añaden 200 cm³ de otra disolución 1,2 M de la misma sustancia, y 100 cm³ de agua.

a. ¿Cuál será la molaridad, molalidad, fracción molar y tanto por ciento en peso de la disolución inicial de KOH? (1,2 puntos)

b. ¿Cuántos gramos de soluto habrá en 20 cm³ de la nueva disolución, suponiendo que los volúmenes son aditivos? (0,8 puntos)

S: a) M=1 M, m=1,05 m, X_{soluta}=0,0185 y % en masa de soluto=5,54%; b) 0,952g KOH

13.6 Gases

38.- Decir si los enunciados que siguen son verdaderos o falsos:

a) "Un mol de hierro en condiciones normales ocupa 22,4 litros."

b) "A igualdad de condiciones, un mol de helio (gas noble) ocupa el mismo volumen que un mol de butano."

39. (208-J16) Se tienen 5 g de hidrógeno y 5 g de helio en un volumen de 10 L a la temperatura de 30 °C.

a. Calcule la presión que ejerce la mezcla de ambos gases. (0,8 puntos)

b. Calcule las presiones parciales de H₂ y de He en la mezcla de gases. (0,8 puntos)

c. Indique qué leyes de los gases ha utilizado. (0,4 puntos)

40.- 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. Calcule la fórmula molecular.

S: Hg₂Cl₂

41.- Calcule 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, CO₂, y 20 g de nitrógeno, N₂, confinada en un recipiente de 25 L a 40°C.

S: 2,31 atm; 0,28 atm; 0,73 atm; 3,32 atm.

42.- (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

43.- (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(N₂) = 0,59; X(CO₂) = 0,41.

44.- Se introducen 158,6 g de una mezcla de oxígeno O₂, y ozono, O₃, en un recipiente de 25 L, de forma que a 25°C ejerce una presión de 3,7 atm. Calcule el número de moles de cada sustancia.

S: 1,46 moles de O₂ y 2,33 moles de O₃

45.- La densidad en condiciones normales de un gas es 1,429 g/l. ¿Cuál será su densidad a 303 K y 735 mm Hg?

S: 1,245 g/l.

46.- Se recogen 275 cm³ de O₂ gas a 23°C, saturado de vapor de agua. Si la presión es 768 mm Hg y la presión de vapor de agua a 23°C es de 21 mm Hg. a) ¿Cuál es la presión parcial de O₂ en la mezcla? b) ¿Cuántos gramos de O₂ contiene la mezcla?

S: 747 mm Hg y 0,356 g.

13.7 Estequiometria: Cálculos con masa

47.- La hidracina, N_2H_4 , y el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , mezclados, se han empleado como combustible para cohetes. Los productos de reacción son: nitrógeno y agua. ¿Cuántos gramos de peróxido de hidrógeno se necesitan por cada gramo de hidracina en el cohete?

S: 2,125 gramos.

48.- (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 m³ de oxígeno (gas ideal), medido en condiciones normales? (0,8 puntos)

S: a) $3,93 \cdot 10^{25}$ moléculas de agua ; b) 14,9 moles etanol

49.- (212-S16) Una aleación de cinc y aluminio de 57,0 g de masa se trata con ácido clorhídrico produciendo H_2 , $AlCl_3$ y $ZnCl_2$. Teniendo en cuenta que se obtienen 2 moles de hidrógeno:

a) Calcule la composición, en tanto por ciento, de la aleación. (1,6 puntos)

b) ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de hidrógeno en condiciones normales? (0,4 puntos)

S: 28 g de Al (49,1%) y 29 g de Zn (50,9%)

13.8 Estequiometria: Cálculos con gases y/o disoluciones

50.- (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

51.- (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:

a) La fórmula molecular del compuesto. (1,0 puntos)

b) La reacción química de combustión ajustada. (0,4 puntos)

c) El volumen de CO_2 que se obtiene, medido en condiciones normales, al quemar de forma completa 61,06 gramos del compuesto orgánico. (0,6 puntos)

S: a) $C_7H_6O_2$; b) $2 C_7H_6O_2 + 15 O_2 \rightarrow 14 CO_2 + 6 H_2O$; c) $V = 78,47 L$.

52.- Al reaccionar 2,158 g de hierro con ácido sulfúrico en exceso, se forma el sulfato y se desprenden 982 ml de hidrógeno, medidos a 25°C y 730 mm Hg. El sulfato formado, ¿es ferroso o férrico?

Sol.: $FeSO_4$.

13.9 Estequiometria: reactivos con un cierto grado de pureza

53.- (138-S12) Se dispone de 500 kg de mineral con una riqueza del 20 % de $CuCO_3$. Se hace reaccionar este mineral con 100 litros de una disolución acuosa de ácido nítrico de densidad 1,39 g·cm⁻³ y riqueza del 65 %, formándose $Cu(NO_3)_2$. Calcule:

a) La concentración molar del ácido nítrico. (0,5 puntos)

b) ¿Qué reactivo queda sin reaccionar? (0,5 puntos)

c) ¿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 $CuCO_3$; c) 115,3 Kg.

54.- (26-J08) Resuelva:

a) ¿Qué volumen de hidrógeno (gas ideal), medido a 27°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)

b) ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtendrá? (0,5 puntos)

S: a) 27,03 L; 145,5 g $ZnCl_2$

55.- (PAU Madrid-2B-J07) Una muestra impura de óxido de hierro (III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,19 g·cm⁻³, que contiene el 35% en peso del ácido puro.

a) Escriba y ajuste la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro (III) y agua.

b) Calcule la pureza del óxido de hierro (III) si 5 gramos de este compuesto reaccionan exactamente con 10 cm³ del ácido.

c) ¿Qué masa de cloruro de hierro (III) se obtendrá?

S: 60,6% pureza, 6,17 g FeCl₃

13.10 Estequiometria: Reactivo limitante

56.- (87-S10) El agua puede obtenerse por síntesis a partir de hidrógeno y de oxígeno.

a. Calcule la masa de agua que se obtiene cuando reaccionan 20 g de hidrógeno con 96 g de oxígeno. (1,0 punto).

b. Determine cuál es el reactivo que se encuentra en exceso y en qué cantidad. (0,5 puntos).

c. 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 H₂O; b) 8 g de H₂; c) V = 232,72 L.

57.- (11-S07) El carburo cálcico CaC₂ es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable (acetileno) y el sólido hidróxido cálcico. Calcule:

a) El volumen de gas medido en condiciones normales que se obtendrá cuando 80 g de CaC₂ reaccionan con 80 g de agua. (1,5 puntos)

b) La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar. (0,5 puntos)

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

58.- (36-S08) El hidrógeno y el oxígeno gaseosos reaccionan, en condiciones adecuadas, dando agua líquida. Si se hacen reaccionar 10 litros de H₂ con 3,5 litros de O₂ medidos en condiciones normales:

a) 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)

b) ¿Qué volumen de agua medido en mL se obtiene? (0,8 puntos)

S: a) 0,27 g de H₂ en exceso; b) 5,63 mL de agua

59.- (96-SE10) El mármol está constituido por CaCO₃ y cuando reacciona con ácido clorhídrico, HCl, se produce cloruro cálcico, CaCl₂, dióxido de carbono, CO₂, y agua, H₂O.

a. Calcule la cantidad de mármol necesario para producir 10 L de CO₂ medidos a 10 °C y 700 mmHg de presión, si la pureza del mismo es del 80 % en CaCO₃. (1,0 puntos).

b. Suponiendo que las impurezas del mármol son inertes al ácido clorhídrico, calcule el volumen de ácido de densidad 1,1 g/cm³ 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.

13.11 Estequiometria: Rendimiento de una reacción

60.- (142-J13) En la combustión de azufre se produce dióxido de azufre con un rendimiento del 80%.

a) Escriba la reacción ajustada. (0,5 puntos)

b) Si se desean quemar 300 g de azufre. ¿Qué volumen de dióxido de azufre se produce, medido en condiciones normales? (0,8 puntos)

c) Calcule los gramos de azufre que se precisan para obtener 5 g de dióxido de azufre. (0,7 puntos)

S: a) S + O₂ → SO₂; b) 168,0 L.; c) 3,125 g de S

61.- (46-J09) El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.

a. Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,16 g/cm³ y 32 % en peso, que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio. (1,0 punto)

b. Si en el proceso anterior se obtienen 7,6 litros de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27 °C, ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción? (1,0 punto)

S: a) 70,83 cm³ disolución; b) rto=86,1%

62.- (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: CaCO₃ (s) → CaO (s) + CO₂ (g)

a. Calcule el volumen de dióxido de carbono, expresado en m³, que se emitiría diariamente a la atmósfera si la emisión se realiza a 250 °C y a una presión de 1,5 atmósferas. (1,0 puntos)

b. 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)

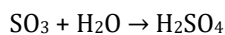
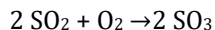
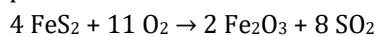
S: 6,64·10⁵ m³ de CO₂; 2715 Tm de caliza

63.- (182-J15) El FeSO₄ se obtiene por reacción de hierro con ácido sulfúrico. Si se hacen reaccionar 5,0 g de hierro con 30,0 mL de disolución de ácido sulfúrico del 30 % y densidad 1,22 g/mL:

- a. Escriba la reacción que tiene lugar y ajústela. (0,4 puntos)
 b. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Qué masa del reactivo que está en exceso no reacciona? (1,0 puntos)
 c. ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 50 °C y 3 atmósferas de presión se obtendría si el rendimiento del proceso es del 85 %? (0,6 puntos)

S: $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2(g)$; El limitante es el Fe, sobra 2,16 g de H_2SO_4 ; 0,68 L

- 64.- (Este es un problema peculiar, de reacciones encadenadas) ¿Qué cantidad de pirita (FeS_2) será necesaria para obtener una tonelada de ácido sulfúrico?, de acuerdo con las siguientes reacciones:



S: 0,61 toneladas.

- 65.- Calcular el volumen de aire, en condiciones normales, necesario para oxidar 1.7 litros de óxido nítrico medidos a 28°C y 1,5 atm, produciendo dióxido de nitrógeno. Suponer que el aire contiene un 20 % de oxígeno en volumen.

S: 5,8 litros.

14 RESTO DE EJERCICIOS DE LA PAU CYL 2007-15

14.1 DISOLUCIONES:

- 66.- (25-J08) Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1,84 g/cm³ y riqueza en peso 96 %.

a) Calcule e indique cómo prepararía 100 ml de disolución 7 M de dicho ácido. ¿Hay que tomar alguna precaución especial? (1,2 puntos)

b) 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.

- 67.- (98-SE10) Se preparan 250 mL de disolución 1 M de ácido nítrico, HNO_3 , a partir de un ácido nítrico comercial del 67 % en masa y densidad 1,40 g/mL.

a. Calcular la molaridad del ácido comercial y el volumen del mismo que se necesita para preparar los 250 mL de disolución de HNO_3 1 M. (1,0 puntos).

b. Describa como procedería para preparar la disolución de ácido nítrico y describa y dibuje el material que utilizaría. (1,0 puntos).

S: $[HNO_3] = 14,89 M$. 16,8 mL de disolución comercial y agua hasta 250 mL

- 68.- (120-S11) Se desea preparar dos litros de disolución 0,5 M de cada uno de los siguientes compuestos:

a. HNO_3 a partir de ácido nítrico concentrado de concentración 61 % en masa y densidad 1,38 g/mL. Comente el procedimiento que seguiría y el material de laboratorio utilizado. (1,0 puntos)

b. 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 HNO_3 y agua hasta completar 2 L; b) 58,5 g de sal y agua hasta 2 L.

- 69.- (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 L \approx 1,19 kg. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué volumen es necesario tomar del reactivo de laboratorio? (1,5 puntos)

b) Describa cómo procedería para preparar la disolución pedida. (0,5 puntos)

S: 4,38 mL

- 70.- (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/cm³. Se toman 5 mL de la disolución de HNO_3 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_3 de la botella si en la valoración de 25 cm³ de la disolución diluida se gastan 15,7 cm³ de NaOH. (0,8 puntos)

b) Determine los gramos de NaOH que hay que pesar para preparar 100 cm³ 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

- 71.- **(174-S14)** Se quiere preparar un litro de una disolución 0,3 M de FeSO_4 de densidad $1,02 \text{ g/cm}^3$. En el laboratorio se dispone de sulfato de hierro (II) con una riqueza del 75 %. Calcule:
- ¿Cuántos gramos del sulfato de hierro (II) del 75 % de riqueza necesitaremos para obtener la disolución deseada? (0,7 puntos)
 - ¿Cómo prepararía la disolución? Nombre el material que utilizaría. (0,6 puntos)
 - Calcule la concentración molal de dicha disolución. (0,7 puntos)

S: 60,4 g de FeSO_4 impuro; 0,31 m

14.2 ESTEQUIOMETRIA

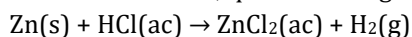
- 72.- **(81-S10)** El clorato potásico, KClO_3 , de pureza 95 %, cuando se calienta se descompone con formación de cloruro potásico, KCl y desprendimiento de oxígeno. Si se toman 5 g de KClO_3 :
- Escriba y ajuste la reacción de descomposición que tiene lugar y calcule la masa de KCl , expresada en 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) $V = 1,48 \text{ L O}_2$.

- 73.- **(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_2SO_4) y cloruro de hidrógeno gas. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:
- Escriba la reacción química ajustada. (0,5 puntos)
 - 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 $1,84 \text{ kg/L}$. (1,0 puntos)
 - 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.

- 74.- **(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:

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

S: 49,67 L H_2 en c.n.; b) 0,88 L de HCl 5 M





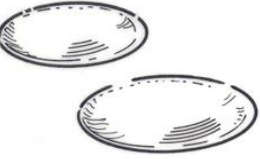
- 75.- **(85-S10)** Se disuelven 10,0 g de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , en 150 cm^3 de ácido clorhídrico cuya densidad es $1,1 \text{ g/cm}^3$. Los productos de reacción son CO_2 y una disolución compuesta por ácido clorhídrico y por cloruro sódico (HCl y NaCl) cuya masa es igual a 170,85 g. ¿Cuál es el volumen de CO_2 que se produce si la densidad del gas que se desprende, en las condiciones de reacción, es $1,8 \text{ g/L}$? (2,0 puntos).

S: 2,306 L CO_2 .


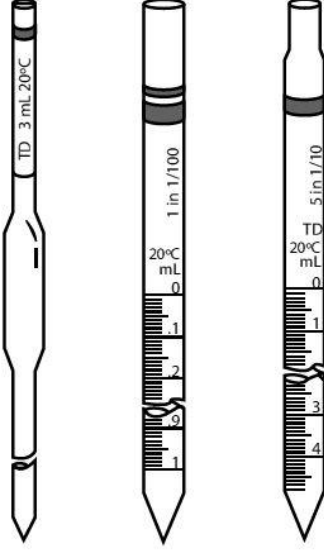

15 PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

15.1 Aparatos de laboratorio necesarios:

Auxiliares:

 <p>Embudo de vidrio</p>	 <p>Vaso de precipitados</p>	 <p>Frasco lavador</p>
 <p>Varilla agitadora</p>	 <p>Cucharilla o espátula</p>	 <p>Vidrio de reloj</p>

Para medir volúmenes:

	<p>Probeta</p>	<p>-Recipiente de plástico o vidrio que sirve para medir volúmenes con cierta precisión. -Sus capacidades máximas son: 10, 25, 50, 100 mL...</p>
 <p>A B C</p>	<p>Pipeta</p>	<p>-Recipientes de vidrio para medir volúmenes con gran precisión, aunque sólo miden volúmenes pequeños. -Hay de 2 tipos: graduadas (con escala de graduación, miden volúmenes variables) y de enrase (miden sólo el volumen que se indica en la pipeta). -Las de enrase pueden ser simples (sólo una marca en la parte superior. El volumen que mide será el comprendido entre la marca superior y el final de la pipeta) o doble (dos marcas, arriba y abajo. El volumen medido es el comprendido entre las 2 marcas) -Capacidades: 0,1; 1; 2; 3; 10 mL -Se aspira con una Propipeta.</p>
	<p>Matraz aforado</p>	<p>-Para medir volúmenes fijos con mucha precisión. No tienen escala, sólo una marca que indica la capacidad: 10, 25, 50, 100, 250, 500, 1000 mL. -No se puede calentar. -Enrase con el menisco cóncavo. -Para preparar disoluciones.</p>

15.2 A partir de un sólido (puro o con cierto grado de impureza)

Ejemplo: Preparar 100 mL de una disolución 0,5 M de NaCl a partir de NaCl comercial (sólido) con un 98% de pureza.

Cálculos:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{0,5 \text{ moles NaCl}}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl puro}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{100 \text{ g NaCl comercial}}{98 \text{ g NaCl puro}} \\ = 2,98 \text{ g de NaCl comercial}$$

Preparación:

- Colocamos un papel (o mejor un vidrio de reloj) en una balanza y al encender la balanza esperamos a que tare el vidrio y marque 0.
- Ayudándonos de una cucharilla de laboratorio pesamos los 2,98 g de NaCl
- Vertemos el contenido del vidrio de reloj en un vaso de precipitados, añadimos un poco de agua (menos del volumen final, evidentemente) y con un agitador lo removemos hasta su completa disolución. Puede ser necesario lavar el vidrio de reloj vertiendo el contenido del lavado al vaso de precipitados, si quedaron restos del sólido.
- Con la ayuda de un embudo pasamos el contenido del vaso de precipitados a un matraz aforado de la capacidad adecuada, en este caso 100 mL
- Lavamos el vaso de precipitados vertiendo el contenido del lavado al matraz aforado, lavamos el embudo sobre el matraz aforado y completamos con agua (destilada procedente del vaso lavador) hasta el enrase (el enrase debe hacerse haciendo coincidir la parte inferior del menisco que forma el agua con la línea de enrase). Tapamos el matraz y agitamos cuidadosamente 2 o 3 veces para homogeneizar completamente la mezcla.

15.3 A partir de una disolución concentrada

Ejemplo: Preparar 500 mL de una disolución 2 M de H₂SO₄ a partir de una disolución de ácido sulfúrico comercial con un 98% de riqueza y densidad 1,8 g/cm³.

Cálculos:

$$500 \text{ mL dis prep} \cdot \frac{2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL dis prep}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g dis. comerc.}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ dis. comerc.}}{1,80 \text{ g dis. comerc.}} \\ = 55,56 \text{ cm}^3 \text{ dis. comerc.}$$

Preparación:

- Añadimos un poco de agua destilada a un matraz aforado de 500 mL de capacidad
- Con una probeta y un embudo y mucho cuidado medimos los 56 cm³ de H₂SO₄ concentrado necesarios.
- Los vertemos con el embudo en el matraz aforado. Recordar que hay que poner el agua bajo el ácido ya que el proceso de disolución es muy exotérmico y si añadimos el agua sobre el ácido podrían producirse salpicaduras por la formación de vapor de agua.
- Completamos el volumen de disolución añadiendo agua destilada hasta el enrase (ver caso anterior). Tapamos el matraz con un tapón de vidrio y lo agitamos 2 o 3 veces para homogeneizar la disolución.