



Estos apuntes surgen con la idea de cubrir la parte de química general que se asume conocida al iniciar química en 2º de Bachillerato, por lo que son un resumen básico de química de 1º de Bachillerato, que a su vez resume y repasa ideas de cursos anteriores (3º y 4º ESO). Intentan mencionar y repasar ideas al tiempo que las introduce si no se conocen de antes y si no se ven en otros bloques de química de 2º. A este bloque le he puesto el nombre “estequiometría” porque a mi entender se centra en ideas sobre reacciones, ajustes y cálculos con masas, moles, volúmenes, concentraciones, purezas y rendimientos.

La parte de “Composición centesimal, fórmula empírica y molecular” no se ve de nuevo en química de 2º ni se suele tratar, por lo que no se incluye de nuevo aquí sino asociado a 1º Bachillerato.

Los bloques de cinética, termoquímica, átomo y enlaces no se tratan aquí porque aunque se vean en 1º, se tratan de nuevo y con más profundidad en química de 2º.

>La idea es que estos apuntes sean breves y simples; aunque en partes se repitan/cubran lo mismo que apuntes de 1º, intentaré que haya apuntes separados, y que en 1º cubran el currículo oficial.

Ideas básicas

1 Reacción química

Proceso en el que una o más sustancias (reactivo/s) se transforma/n en otra/s sustancia/s (producto/s) distintas, ya que se modifican enlaces.

2 Ecuación química

Es la representación simbólica de una reacción química:

-Se indican las fórmulas de las sustancias con una flecha que va de reactivos a productos.

-Si hay más de una sustancia en reactivos o productos se separan con “+”

-Para cada sustancia se puede indicar al lado, entre paréntesis, su estado. s=sólido, l=líquido, g=gas, aq ó ac = disolución acuosa.

-Cada sustancia tiene un número delante (si no aparece se sobreentiende que es 1) que se llama **coeficiente estequiométrico**. Interpretarlo requiere el concepto de mol y las leyes ponderales.

Ejemplo: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

3 Conceptos de mol y número de Avogadro

-El **mol** es una de las 7 unidades básicas del Sistema Internacional, y su símbolo es **mol**.

Nota: aunque se diga “8 moles”, se escribe en singular “8 mol”, como con otras unidades “8 m”

El mol mide la cantidad de sustancia, y su comprensión es esencial en química.

Se aportan definiciones formales y algunos comentarios que pretenden ayudar a comprenderlo

>Definición (1971): *cantidad de materia que hay en tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg del isótopo carbono 12. Cuando se usa mol, es necesario especificar las unidades elementales: átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de tales partículas.*

Es importante ver que no tiene sentido decir 8 mol sin especificar de qué son: de Na^+ , de NaCl ...

>Definición (propuesta 2010) *la cantidad de sustancia que contiene $6,02214 \cdot 10^{23}$ entidades elementales especificadas.* Esta nueva propuesta pone énfasis en la diferencia entre cantidad de sustancia y masa, y enlaza con la constante de Avogadro o **número de Avogadro (N_A)** que es el número de entidades elementales que hay en un mol. (Históricamente el número de Avogadro era la cantidad de partículas en 22,4 L de gas ideal en condiciones normales). (Ojo $N_A \neq N_A$)

Se puede resumir: **1 mol = N_A partículas elementales, $N_A = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**

La cantidad de sustancia, expresada en mol, se suele representar con la letra **n**.

4 Masa molar

-**Molar** es un adjetivo que se añade a una magnitud extensiva (por ejemplo masa ó volumen) para indicar que se divide entre la cantidad de sustancia y se convierte en intensiva.

La **masa molar** se obtiene dividiendo la masa de sustancia (habitualmente en química en g) entre su cantidad (mol), por lo que sus unidades son $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Se representa con $M(X)$ siendo X la sustancia.

Nota: es importante usar siempre el término masa molar, válido para cualquier sustancia (átomos, moléculas, compuestos iónicos), y no *masa molecular*, válido solamente para moléculas.



De la propia definición de mol y masa molar, se tiene que $M(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Si llamamos m a la masa de sustancia, y M a su masa molar, ambas en g, tenemos $M=m/n$, expresado habitualmente como $n=m/M$

Ejemplo: en 24 g de ^{12}C , tendremos $n=24 \text{ g}/12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}=2 \text{ mol}$ de ^{12}C

5 Relación entre mol, masa molar, unidad de masa atómica y peso atómico

Los conceptos de mol y masa molar enlazan con los de unidad de masa atómica unificada (símbolo u , no uma) que es por definición 1/12 de la masa de un átomo de carbono ^{12}C , de valor $m_u=1,66\cdot 10^{-27}$ kg, y el de peso atómico, que no tiene unidades al ser realmente masa atómica relativa (símbolo A_r).

Nota: el uso de peso atómico es muy habitual, aunque sus unidades no son de peso sino de masa.

Nota: aunque no es correcto, se puede pensar en la unidad de masa atómica como la masa de un protón o neutrón, aproximadamente iguales entre sí y a la masa de un átomo de H, ya que el ^1H es el isótopo más abundante y su peso atómico es 1, y referenciar a H en lugar de a 1/12 de ^{12}C

La “**masa fórmula**” de una sustancia (puede ser atómica, molecular, fórmula de compuesto iónico...) se obtiene como suma de la masa atómica de cada uno de los elementos que lo forman (que se consultará o será un dato) multiplicada por el número de átomos de ese elemento en la fórmula del compuesto.

Ejemplo: Si $A_r(\text{H})=1$ y $A_r(\text{O})=16$, $A_r(\text{H}_2\text{O})=2\cdot 1+16\cdot 1=18$

6 Equivalencia numérica entre mol y peso fórmula expresado en gramos

Como $M(\text{X})=N_A\cdot A_r(\text{X})\cdot m_u$, y por definición $M(\text{X})=m/n$, si $n=1 \text{ mol}$, y consideramos $M(\text{X})$ en g, tenemos que, **numéricamente**, $M(\text{X})$ expresada en gramos es igual a $A_r(\text{X})$.

Esto es lo que lleva a la equivalencia que permite afirmar que la masa de un mol de sustancia, que es la masa molar, es **equivalente** a expresar su masa fórmula en gramos.

Ejemplo $M(\text{H}_2\text{O})=2\cdot 1+16\cdot 1=18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Ejemplo: en 36 g de H_2O tendremos $n=36 \text{ g}/18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}=2 \text{ mol}$ de H_2O .

Nota: la equivalencia es muy útil para cálculos, pero es importante no confundir la equivalencia con la definición: un mol de una sustancia no es su masa fórmula expresada en g, es N_A entidades de esa sustancia. El mol es una unidad de cantidad de sustancia, no es una unidad de masa.

Para intentar aclararlo hago analogías del mol y el N_A con algo cotidiano: la docena y el número 12, (sería similar para la centena y el número 100, el millar y el número 1000, ... y una manera alternativa aproximada de llamar mol sería “cuatrillón”)

Decir una docena sin más no aporta nada: hay que decir de qué, de huevos, de elefantes, ...	Decir un mol sin más no aporta nada: hay que decir de qué, de Fe, de NaCl,
Decir que una docena de huevos (todos idénticos de 50 g) son 600 g de huevos no es totalmente correcto: tienen esa masa, pero al usar docena indicamos número de unidades, que es 12.	Decir que un mol de ^{12}C son 12 g de ^{12}C no es totalmente correcto: tiene esa masa, pero al usar mol indicamos número de unidades, que es N_A .

7 Escala atómica y macroscópica , cantidades y unidades manejadas en química.

Las partículas que se manejan a escala atómica son átomos o agrupaciones de ellos.

La relación entre la escala atómica y macroscópica es el número de Avogadro.

Escala	Cantidades	Unidades masa	Relación
Atómica	átomos	$u=1,66\cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$\frac{g}{u} = N_A$; $g = N_A \cdot u$
Macroscópica	mol de átomos	$g=10^{-3} \text{ kg}$	

8 Leyes estequiométricas

Son leyes históricas, anteriores al concepto de mol y la teoría atómica de Dalton.

A Leyes ponderales (pondus = peso, relaciones de masa, obtenidas por gravimetría)

1 Ley de la conservación de la masa (Lavoisier): en cualquier reacción química se conserva la masa, masa total de reactivos es igual a masa total de productos, la materia ni se crea ni se destruye sino que se transforma.

2 Ley de las proporciones constantes (Proust): dos o más elementos siempre se combinan para



formar un compuesto en la misma proporción de masa.

3 Ley de las proporciones múltiples (Dalton): si dos o más elementos se pueden combinar para formar más de un compuesto, la relación entre la masa de un elemento en esos compuestos guarda una proporción simple de números enteros.

4 Ley de las proporciones equivalentes o recíprocas (Richter): si dos elementos diferentes se combinan en cantidades a y b con la misma cantidad de un tercero, en caso de que ellos se combinen entre sí lo hacen en la misma proporción de masas a/b .

Permite definir **equivalente** (peso equivalente, peso equivalente gramo), que es la cantidad de sustancia que reacciona con una cantidad fija de sustancia de referencia. Es habitual utilizarlo en reacciones ácido base (reacciona con 1 mol de H^+) y redox (reacciona con 1 mol de e^-)

B Leyes volumétricas

1. Ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac): La relación entre los volúmenes de los gases reactantes y los productos se pueden expresar en números simples enteros

2. Ley de los gases ideales. $PV = nRT$ Constante de los gases ideales $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
Resume la ley Boyle ($PV = \text{cte}$ si T cte), la ley Charles ($V = kT$ si $P = \text{cte}$), y la ley de Avogadro (volúmenes iguales de gases, medidos a misma P y T , contienen el mismo número de partículas (átomos en gases nobles, moléculas en gases moleculares))

C Teoría atómica de Dalton

Se resume en una serie de postulados o ideas básicas (n° varía según fuente, ideas son las mismas):

1. La materia está formada por átomos: partículas indivisibles que no se pueden crear ni destruir.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí en todas sus propiedades, en concreto masa y tamaño, pero diferentes a los átomos de otros elementos.

4. Los átomos en las reacciones químicas se reordenan y combinan en relaciones simples para formar compuestos.

5. Los átomos se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.

Es una teoría posterior a las leyes ponderales, y las resume y explica. No aceptaba y no explicaba la ley de Gay-Lussac, ya que Dalton erróneamente pensaba que los elementos gaseosos eran monoatómicos y que en los compuestos la combinación debía ser lo más simple posible y consideraba que agua era OH y amoníaco NH. Las ideas generales (introduce el concepto de compuesto) son válidas, aunque átomo es divisible (p^+, e^-), no todos son iguales (isótopos), hay átomos de distintos elementos con misma masa (Ar y Ca), y hay compuestos en relaciones no simples (sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$).

Ajuste de reacciones

Consiste en colocar los coeficientes estequiométricos adecuados en una ecuación química de modo que se cumpla la conservación de la masa

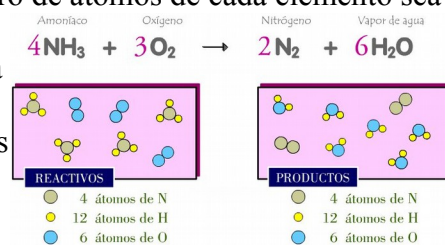
-La interpretación a escala atómica es conseguir que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en productos y reactivos. Se puede comprobar en el ejemplo que sin coeficientes estequiométricos no se conservaría la masa, pero con los coeficientes se puede leer la ecuación ajustada como “4 moléculas de NH_3 reaccionan con 3 moléculas de O_2 para dar 2 moléculas de N_2 y 6 moléculas de H_2O ”

A escala atómica no tienen sentido coeficientes estequiométricos fraccionarios, ya que no hay fracciones de entidades (por ejemplo fracciones de moléculas)

-La interpretación macroscópica surge de multiplicar todos los términos de la ecuación por N_A , con lo que tenemos moles y la ecuación ajustada se puede leer “4 mol de NH_3 reaccionan con 3 mol de O_2 para dar 2 mol de N_2 y 6 mol de H_2O ”

A escala macroscópica sí tienen sentido coeficientes estequiométricos fraccionarios, ya que indican fracciones de mol.

¿Cómo se ajusta una reacción? Aunque hay sistemas especiales por ejemplo para reacciones



Reacciones químicas Rafael Jiménez Prieto,
Pastora M^a Torres Verdugo



redox, y en general se puede hacer por el método algebraico, a veces se hace por tanteo, con algunas orientaciones:

-En combustiones primero se ajusta C e H y por último O, quizá con coeficiente fraccionario.

-Si en uno de los lados de la ecuación el número de átomos de un elemento es par y en el otro lado es impar, se puede comenzar añadiendo coeficientes que conviertan en par el número impar.

Método algebraico para el ajuste de reacciones:

Se trata de plantear como ecuaciones la conservación de la masa, poniendo delante de cada compuesto un coeficiente incógnita, e igualar por cada elemento número de átomos en reactivos y en productos. Como el ajuste es válido si todo se multiplica por un número, se asigna un valor a un coeficiente (arbitrario, valor 1 por sencillez muchas veces) y se resuelve.

Ejemplo: $a \text{HNO}_3 + b \text{Fe} \rightarrow c \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + d \text{N}_2 + e \text{H}_2\text{O}$

H: $a = 2e$ N: $a = 2c + 2d$ O: $3a = 6c + e$ Fe: $b = c$ Asignamos $e = 1$

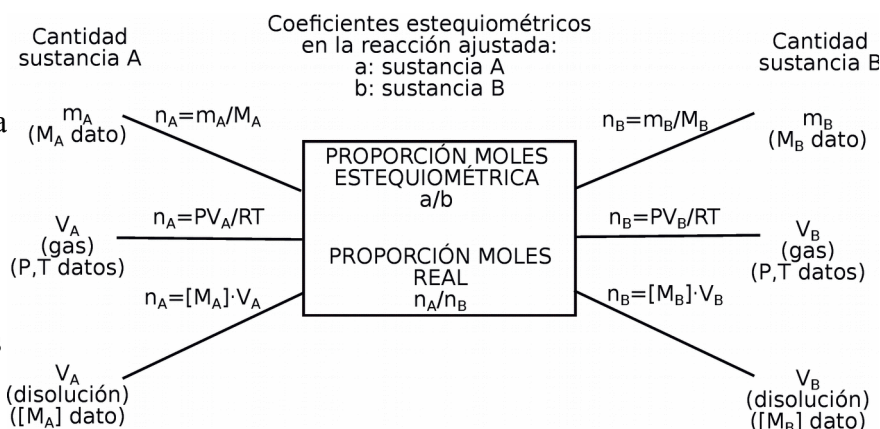
De H: $a = 2$ De O: $6 = 6c + 1$; $c = 5/6$ $b = 5/6$ De N: $2 = 10/6 + 2d$; $d = 2/12 = 1/6$

Tenemos $a = 2$, $b = 5/6$, $c = 5/6$, $d = 1/6$, $e = 1$, multiplicamos todo por 6, reacción ajustada

$12 \text{HNO}_3 + 5 \text{Fe} \rightarrow 5 \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

Cálculos en reacciones químicas

Los cálculos en reacciones químicas combinan las ideas básicas anteriores para obtener distintas magnitudes asociadas a reactivos y productos. Los cálculos se pueden realizar de distintas maneras, pero se plantea aquí una visión general pensando que siempre se pueden relacionar las sustancias de dos en dos, que pueden ser dos reactivos, dos productos, o un reactivo y un producto.



El diagrama se puede leer y usar en varios cálculos habituales:

1. Reactivo limitante y en exceso. Cuando se combinan dos cantidades de reactivos, reaccionarán en proporción estequiométrica, por lo que si la proporción de moles no es la estequiométrica, habrá un reactivo limitante (reaccionará por completo) y otro en exceso (quedará reactivo sin reaccionar). En esta situación podemos considerar A y B cada uno de los reactivos, y calculamos la proporción n_A/n_B , recorriendo el diagrama hacia el centro desde ambos lados.

-Si $a/b = n_A/n_B$ la proporción es estequiométrica y se consumen ambos reactivos.

-Si $a/b < n_A/n_B$ entonces el reactivo A está en exceso y el B es el limitante.

-Si $a/b > n_A/n_B$ entonces el reactivo B está en exceso y el A es el limitante.

2. Cantidad de una sustancia a partir de otra. Es un cálculo habitual, y puede ser tanto entre reactivos y productos “qué cantidad de producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo”, o viceversa, o entre sustancias al mismo lado de la ecuación “qué cantidad de producto A se obtendrá si se ha obtenido cierta cantidad de producto B”.

Una manera de hacerlo es usar **factores de conversión**, en los que aparecen las unidades y se sigue de manera clara el proceso de cálculo, consiguiendo mayor precisión en el cálculo final siempre que no se obtengan resultados intermedios no solicitados en los que se realizan redondeos.

Cualitativamente se puede hacer sin factores de conversión, realizando las mismas operaciones pero razonando cada factor como una regla de proporcionalidad. Un factor de conversión siempre es la proporción de moles estequiométrica.

Ejemplo: $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$



$$558 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol Fe}} = \frac{40}{3} \text{ mol H}_2$$

Con el primer factor, usando la masa atómica, obtenemos los moles de Fe.

Con el segundo factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de H₂.

3. Pureza y rendimiento. Son dos elementos que aparecen habitualmente en los cálculos de reacciones químicas, y que se pueden incluir como un factor de conversión más. Son magnitudes adimensionales, que se suelen dar en porcentaje.

Pureza está asociada reactivos: es la masa de sustancia pura entre la masa total. Puede haber varias.

Rendimiento está asociado a productos: es la masa de producto obtenida entre la masa teórica.

Suele haber único rendimiento de reacción que afecta igual a todos los productos.

4. Cálculos con volúmenes. Además de utilizar la ecuación de los gases ideales, donde la P es la presión total (P_T) de todas las sustancias presentes, en ocasiones se utiliza también el concepto de **presión parcial (P_i)**, que es la presión debida solamente a una sustancia i.

$$P_T V = n_T RT \quad P_i V = n_i RT \quad (V \text{ siempre es volumen total}).$$

$$\Sigma P_i = P_T \quad \text{La suma de presiones parciales es igual a la presión total.}$$

$$\Sigma n_i = n_T \quad \text{La suma de moles de cada sustancia es igual al número de moles totales.}$$

Usando el concepto de **fracción molar**, $\chi_i = \frac{n_i}{n_T}$, se puede expresar la presión parcial $P_i = \chi_i P_T$

$$\Sigma \chi_i = 1 \quad \text{La suma de fracciones molares es igual a 1.}$$

5. Cálculos con concentraciones. La concentración de las disoluciones se puede expresar de distintas maneras, se repasan aquí todas ellas aunque la más habitual es la molaridad.

Hay que tener presente que siempre concentración=soluto/disolución, salvo molalidad.

Se puede expresar directamente en unidades masa/volumen, por ejemplo g/L ó g/cm³.

$$\% \text{ masa} = (\text{masa soluto} / \text{masa disolución}) \cdot 100$$

A veces junto con la concentración en % masa se indica con la densidad para poder relacionar con el volumen asociado (típico en ácidos comerciales)

(Se asumen conocidos conceptos: densidad $\rho = m/V$, cambios unidades volumen (cm³, L...), $\rho \text{ H}_2\text{O} \dots$)

$$\% \text{ volumen} = (\text{volumen soluto} / \text{volumen disolución}) \cdot 100$$

$$\text{molaridad} = n^\circ \text{ moles soluto} / L \text{ disolución}$$

Se llama molaridad o concentración molar. Se representa con letra M que se lee "molar"

$$\text{normalidad} = n^\circ \text{ equivalentes gramo soluto} / L \text{ disolución} = (m / \text{meq}) / L \text{ disolución} = M \cdot \text{valencia}$$

Se representa con la letra N que se lee "normal". meq=M molar/valencia

$$\text{molalidad} = n^\circ \text{ moles soluto} / \text{kg de disolvente}$$

Conceptos disoluciones: Solubilidad y propiedades coligativas

Se repasan conceptos que no se suelen volver a ver en química de 2º (sí variación solubilidad con T a veces ligada a cinética) y que a veces se utilizan en determinación fórmulas moleculares.

Solubilidad es la concentración, a cierta T, de la disolución saturada (la que no disuelve más soluto)

Propiedades coligativas son las que dependen del número de partículas de soluto en la disolución.

1. Presión de vapor de un líquido es la presión, a cierta T, del vapor de un líquido que está en equilibrio (condensación / evaporación) con el líquido.

Ley de Raoult: $\Delta P = P^\circ \cdot \chi_s$, ΔP =disminución presión de vapor de la disolución respecto al disolvente puro, P° =Presión de vapor del disolvente puro, χ_s =fracción molar soluto

2. Temperatura de ebullición y congelación. Descenso crioscópico y aumento ebulloscópico.

$\Delta T_c = K_c \cdot m$, $T_c = T$ congelación, $K_c =$ Constante crioscópica (depende disolvente), $m =$ molalidad.

$\Delta T_e = K_e \cdot m$, $T_e = T$ ebullición, $K_e =$ Constante ebulloscópica (depende disolvente), $m =$ molalidad.

3. Presión osmótica. Presión hidrostática necesaria para que no haya flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable

$$\pi V = nRT \rightarrow \pi = MRT, \quad \pi = \text{presión osmótica}, M = \text{molaridad}, R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$