

Reacción química

Tipos de cambios en la materia:

-Cambio físico: cambio propiedades sin cambio de naturaleza ni composición. Misma fórmula. No se forman sustancias nuevas.

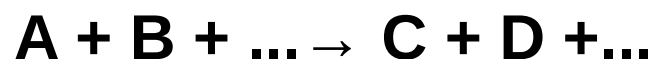
-Cambio químico: cambio de propiedades y naturaleza. Cambia la fórmula. Aparecen sustancias nuevas o desaparecen sustancias
Es típico que un cambio químico implique que aparezcan gases o aparezcan precipitados, cambio de color o que varíe la temperatura.

Reacción química: proceso en el que unas sustancias de partida, **reactivos**, se transforman en otras sustancias de distinta naturaleza y propiedades, **productos**.



Ecuaciones químicas

Ecuación química: representación simbólica de una reacción



Se indican fórmulas de reactivos y productos, y su estado físico. (s)=sólido, (l)=líquido, (g)=gaseoso, (ac ó aq)=disuelto en agua.

La flecha siempre va de reactivos a productos; puede haber reacciones distintas en ambos sentidos. Ejemplo: $H_2 + O_2$ y H_2O

Los + se leen “se combina con” ó “y además produce”. Puede haber 1 ó mas reactivos y 1 ó mas productos.

Se puede interpretar a nivel atómico-molecular como una reordenación de átomos y enlaces en reactivos y productos. La interpretación a nivel macroscópico y la idea de coeficientes estequiométricos se ve junto con el ajuste.



Mecanismo de reacción química

A nivel atómico-molecular una reacción química ocurre porque se rompen enlaces, y los átomos se agrupan de una nueva manera, formando nuevos enlaces.

Teoría de colisiones: indica que la reacción se produce porque las partículas de los reactivos chocan entre sí.

Para que los choques produzcan reacción, deben tener energía suficiente y orientación adecuada; es necesaria una energía de activación.

Ejemplos: reacción de combustión de papel y oxígeno ¿por qué no arden espontáneamente?



Ajuste de ecuaciones químicas

Una ecuación química está ajustada si se conserva la masa

El ajuste de reacciones consiste en añadir unos números delante de cada compuesto, **COEFICIENTES ESTEQUIOMETRICOS**, que consiguen que se conserve la masa. Si no se indica, se asume 1.

Se pueden interpretar (multiplicar ecuación ambos lados ...)

-A nivel microscópico, como número de moléculas/átomos

-A nivel macroscópico, como número de moles ($\times N_A$)

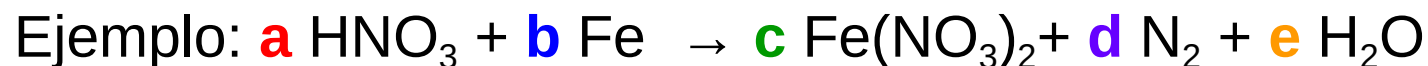
Estos números también indican las proporciones entre sustancias, a nivel microscópico y **a nivel de moles, útil para cálculos (por lo que entendidos como moles pueden ser fracciones).**

>Se asume conocido concepto de mol y número de Avogadro



Ajuste algebraico 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.



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



Cálculos estequiométricos (I)

Cálculos estequiométricos: combinar en una reacción cantidades de sustancias (masa, concentración disoluciones, volúmenes de gas...) y calcular cantidades de otras.

Se basan en ecuaciones químicas ajustadas, que se interpretan a nivel de moles, para las que se manejan equivalencias en masa, en volumen, o en cantidades de disoluciones.

Es necesario conocer el concepto de mol, fórmula, masa molar, concentraciones, leyes de gases, por lo que suele ser lo último que se trata de Química en 3º ESO, y se amplía en 4º ESO.

Es algo básico en química, y se usa en cursos posteriores.



Cálculos estequiométricos (II)

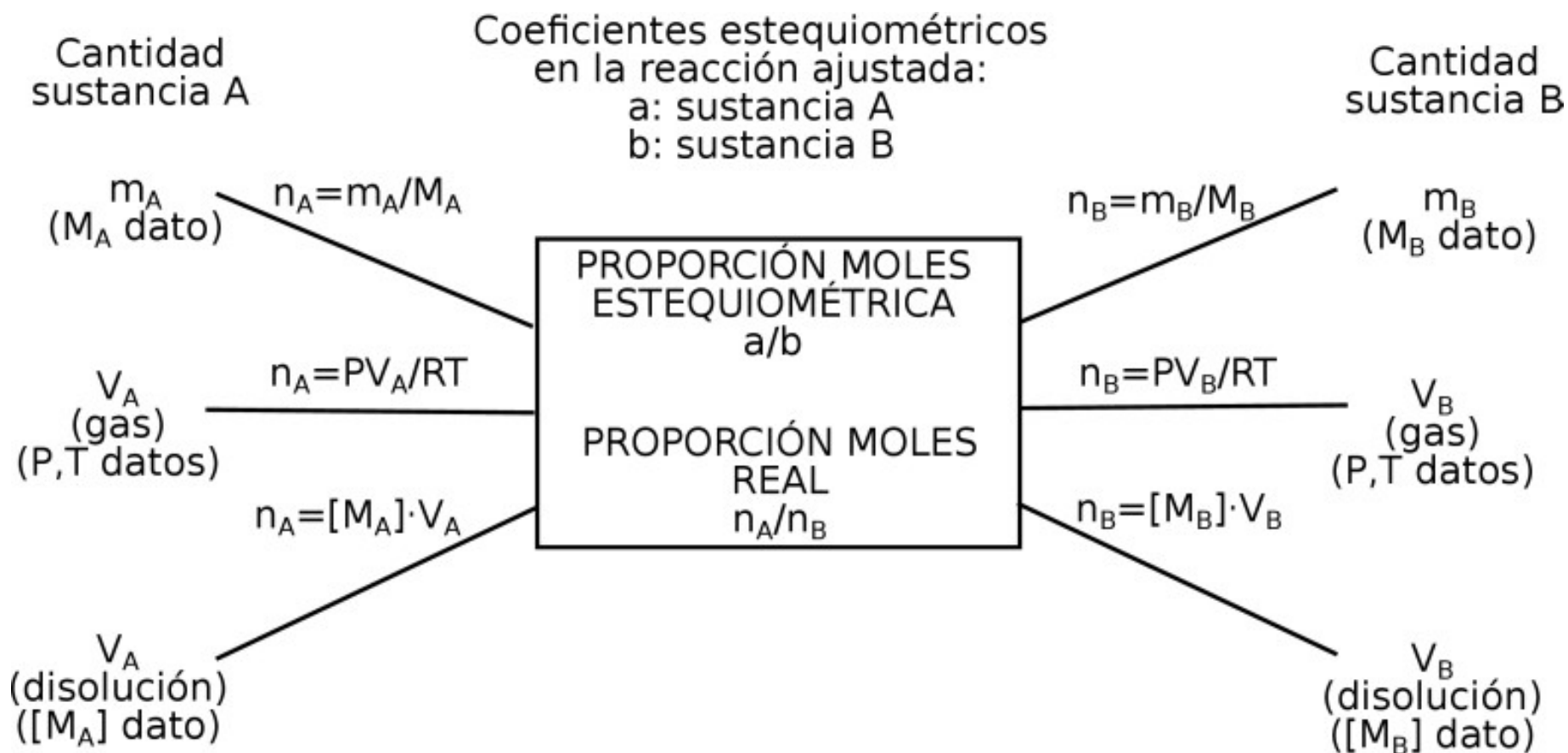
Los cálculos en reacciones químicas combinan las ideas básicas anteriores para obtener distintas magnitudes asociadas a reactivos y productos. Los cálculos se pueden realizar de distintas maneras, pero se plantea aquí una visión general pensando que siempre se pueden relacionar las sustancias de dos 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, pero se puede plantear que siempre consiste en calcular la cantidad de una sustancia a partir de otra.

En 1º Bachillerato se tratan conceptos relacionados a estequiometría: reactivo limitante, pureza y rendimiento.



Cálculos estequiométricos (III)



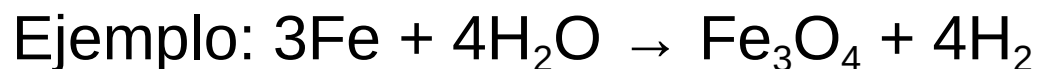
Cálculos estequiométricos (IV)

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”. “Entrar por una pata del diagrama y salir por otra”

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.



Cálculos estequiométricos (V)



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

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.

A partir moles H₂ podríamos obtener masa o volumen de gas.

Se pueden plantear ejercicios con reactivos disueltos y concentraciones.

Es imprescindible hacer muchos ejercicios



Reactivo limitante. Teoría

Se combinan cantidades de dos reactivos:

¿Están en proporción estequiométrica?

- SÍ: reacciona todo y se agotan ambos
- NO:
 - Uno no reacciona del todo, no se agota, y se dice que está en exceso
 - Otro sí reacciona del todo, sí se agota, y se dice que es el limitante

La limitación está asociada a estequiometría: da igual si se mezclan masas, volúmenes de gas o volúmenes de disolución, hay que comparar siempre moles

La palabra limitante está asociada a que “uno limita la cantidad que puede reaccionar de otro”

Idea cualitativa: cadena de montaje de motos o coches, se parte de 100 chasis y 100 ruedas (reactivos) ¿cuál es el limitante y cuál está en exceso?



Reactivo limitante. Ejemplos

Ejemplo de reacción ajustada: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Ejemplos de combinación:

a) 2 mol H_2 y 1 mol O_2 : proporción estequiométrica, reacciona todo.

b) 2 mol H_2 y 2 mol O_2 : O_2 en exceso y sobra, H_2 limitante, se agota

c) 320 g H_2 y 320 g O_2 : pasamos a moles

$320 \text{ g } \text{H}_2 = 320/2=160 \text{ mol } \text{H}_2$ $320 \text{ g } \text{O}_2 = 320/32=10 \text{ mol } \text{O}_2$

Proporción estequiométrica (reacción ajustada) $\text{H}_2/\text{O}_2=2/1$

Proporción real $\text{H}_2/\text{O}_2=160/10=16$

Conclusión: hay H_2 en exceso y O_2 es el limitante

Otra manera de hacerlo es ver qué cantidad de moles del 2º sería la estequiométrica asociada al 1º: 10 mol O_2 necesitan 20 mol H_2



Pureza y rendimiento. Teoría

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.

En ESO se suele asumir que ambos son el 100%, pero se introduce el concepto, que es habitual en situaciones reales.



Pureza y rendimiento. Ejemplos

Ejemplo (2008-Jun-1B): $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$

Masa C_2H_2 formada a partir de 200 g de CaC_2 de 85 % pureza.

$$200 \text{ g } \text{CaC}_2 \text{ impuro} \cdot \frac{85 \text{ g } \text{CaC}_2}{100 \text{ g } \text{CaC}_2 \text{ impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{64 \text{ g } \text{CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ CaC}_2} = 2,66 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2$$

Ejemplo (2003-Mod-1A): $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

Si se parte de 1500 mol SO_3 y el rendimiento del 85 % ¿qué masa de H_2SO_4 se obtiene?

$$1500 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{85 \text{ g obtenidos}}{100 \text{ g teóricos}} = 125077,5 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

