



Reacciones químicas: leyes, estequiometría y química en la sociedad

Una bombona de butano de 12,5 kg se vacía en la cocina y, al quemarse, deja en el aire unos 38 kg de dióxido de carbono. No es un error de cuentas: el gas que sale pesa el triple que el que entra, porque se lleva consigo el oxígeno del aire. Saber cuánto se forma y cuánto se gasta en una reacción es lo que permite fabricar abonos, diseñar un motor o medir lo que emitimos.

POR **Adrián Peinado**, profesor de Física y Química en Secundaria

Material en revisión por el autor. Si ves un error, [avísanos](#).



Duración: 9 sesiones · Saberes: B.5 · Criterios: 2.3, 4.1, 4.2 · Requisitos previos: unidad 2 (modelo de partículas, $pV = nRT$) y unidad 3 (fórmulas y masas atómicas); no se presupone Física y Química de 1.º. En la unidad 3 se vio de qué están hechas las sustancias y cómo se nombran. Esta unidad trata de cómo se transforman unas en otras.



Una reacción química no crea ni destruye átomos: los separa de unas sustancias y los recombina en otras. De esa idea tan simple salen dos consecuencias muy útiles. La primera es que la masa se conserva, siempre que se cuenten todas las sustancias, también los gases que no se ven.



§1

Qué ocurre en una reacción química

POR **Adrián Peinado**, profesor de Física y Química en Secundaria



Cambio físico y cambio químico

En un cambio físico las sustancias siguen siendo las mismas: el hielo que se funde sigue siendo agua y la sal disuelta se recupera evaporando el agua. En un cambio químico o reacción química, unas sustancias (los reactivos) desaparecen y aparecen otras nuevas (los productos), con propiedades distintas.



Algunos indicios de que ha habido reacción son la formación de un gas o de un sólido (precipitado) al mezclar dos disoluciones, un cambio de color o un desprendimiento o absorción de energía. Ninguno es una prueba definitiva por sí solo: el agua que hierve también desprende gas, y es un cambio físico.



§ 2

Las leyes de las reacciones químicas

POR **Adrián Peinado**, profesor de Física y Química en Secundaria



La conservación de la masa

En un sistema cerrado, la masa total de los productos es igual a la masa total de los reactivos. Antoine-Laurent de Lavoisier convirtió esa idea en el principio de trabajo de la química al pesar con cuidado reactivos y productos en recipientes cerrados, y la formuló en su *Traité élémentaire de chimie* (1789).



Los gases también tienen masa

«Al quemarse, la materia desaparece». No desaparece: se convierte en gases que no se ven. Un litro de gasolina que se quema no deja casi nada en el depósito, pero sale del tubo de escape una masa de dióxido de carbono y agua mayor que la del combustible, porque incluye el oxígeno del aire. «Si se desprende un gas, la masa disminuye».



Las proporciones definidas

Un compuesto puro tiene siempre la misma composición, sea cual sea su origen o el método con que se haya preparado: el agua tiene un 11,19 % de hidrógeno en masa, tanto si procede de un glaciar como si se forma en una pila de combustible.



Marie-Anne Paulze Lavoisier, la mitad del laboratorio

La ley de conservación de la masa se asocia a un solo nombre, pero el laboratorio de Lavoisier funcionaba en pareja. Marie-Anne Paulze aprendió inglés para traducir obras de química que su marido no leía con soltura, entre ellas el *Essay on Phlogiston* de Richard Kirwan (1788), una defensa del flogisto, la teoría que Lavoisier quería desmo...



§ 3

La ecuación química y su ajuste

POR **Adrián Peinado**, profesor de Física y Química en Secundaria



Qué dice una ecuación química

Una ecuación química escribe los reactivos a la izquierda y los productos a la derecha de una flecha, cada uno con su fórmula y, si se quiere, su estado: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (aq) en disolución acuosa. Los números delante de las fórmulas son los coeficientes estequiométricos.



En $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ la ecuación dice que una molécula de nitrógeno reacciona con tres de hidrógeno para dar dos de amoníaco, y también, multiplicando todo por el mismo número enorme, que 1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 para dar 2 mol de NH_3 . Los coeficientes son proporciones entre cantidades de sustancia, no entre masas.



§ 4

Cantidad de sustancia y estequiometría

POR **Adrián Peinado**, profesor de Física y Química en Secundaria



El mol, la masa molar y el volumen molar

Los átomos son tan pequeños que se cuentan por paquetes. La unidad de cantidad de sustancia del SI es el mol: desde 2019 se define fijando el valor exacto de la constante de Avogadro, $N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (BIPM, El Sistema Internacional de Unidades, 9.ª ed.).



4.1 • Cuánto CO₂ emite un metro cúbico de gas natural

Enunciado El gas natural es casi todo metano. Una caldera quema 1,00 m³ de metano medido a 15 °C y 101,325 kPa. a) ¿Qué masa de metano se quema? b) ¿Qué masa de CO₂ se forma? c)

Comprueba que se conserva la masa. Datos: $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; masas atómicas (CIAAW): H = 1,0080; C = 12,011; O = 15,999.

1. Ecuación ajustada: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Masas molares: $M(\text{CH}_4) = 16,043 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}_2) = 31,998 \text{ g/mol}$; $M(\text{CO}_2) = 44,009 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \text{ g/mol}$.
2. Cantidad de metano (gas ideal, $T = 288,15 \text{ K}$): $n = pV/(RT) = 101\,325 \text{ Pa} \times 1,00 \text{ m}^3 / (8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 288,15 \text{ K}) = 42,29 \text{ mol}$.
3. Masa de metano: $m = n M = 42,29 \text{ mol} \times 16,043 \text{ g/mol} = 678,5 \text{ g} \approx 0,679 \text{ kg}$.
4. Proporción: 1 mol de CH₄ da 1 mol de CO₂, así que $n(\text{CO}_2) = 42,29 \text{ mol}$, y $m(\text{CO}_2) = 42,29 \text{ mol} \times 44,009 \text{ g/mol} = 1861 \text{ g} \approx 1,86 \text{ kg}$.
5. Conservación de la masa: se consumen $2 \times 42,29 = 84,58 \text{ mol}$ de O₂ (2706,7 g) y se forman 84,58 mol de H₂O (1523,9 g). Reactivos: $678,5 + 2706,7 = 3385,2 \text{ g}$. Productos: $1861,4 + 1523,9 = 3385,3 \text{ g}$. La diferencia de 0,1 g se debe solo al redondeo: sin redondear, los dos lados suman 3385,24 g.



Reactivo limitante y rendimiento

Si los reactivos no están en la proporción de la ecuación, uno se acaba antes: es el reactivo limitante, y decide cuánto producto se forma. El otro queda en parte sin reaccionar: es el reactivo en exceso. Para identificarlos se calcula cuánto haría falta de uno para consumir todo el otro, y se compara con lo que hay.



El reactivo limitante no es el que menos pesa

En la práctica casi nunca se obtiene todo el producto que predice la ecuación: hay reacciones que no se completan, reacciones secundarias y pérdidas al filtrar o trasvasar. «El limitante es el reactivo del que hay menos masa». Falso. Hay que comparar cantidades de sustancia y, además, tener en cuenta los coeficientes.



4.2 · Reactivo limitante y rendimiento en la síntesis del amoníaco

Enunciado En un reactor de síntesis de amoníaco se introducen 1,00 t de nitrógeno y 0,200 t de hidrógeno. a) ¿Cuál es el reactivo limitante? b) ¿Qué masa de amoníaco se podría obtener como máximo? c) ¿Qué masa del reactivo en exceso sobra? d) Si en el conjunto del proceso se recogen 1,05 t de amoníaco, ¿cuál es el rendimiento? Masas atómi...

1. Ecuación ajustada: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$. Masas molares: $M(\text{N}_2) = 28,014 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2) = 2,016 \text{ g/mol}$; $M(\text{NH}_3) = 17,031 \text{ g/mol}$.
2. Cantidades: $n(\text{N}_2) = 1,00 \times 10^6 \text{ g} / 28,014 \text{ g/mol} = 3,570 \times 10^4 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2) = 2,00 \times 10^5 \text{ g} / 2,016 \text{ g/mol} = 9,921 \times 10^4 \text{ mol}$.
3. Limitante: para consumir todo el N_2 harían falta $3 \times 3,570 \times 10^4 = 1,071 \times 10^5 \text{ mol}$ de H_2 , y solo hay $9,921 \times 10^4 \text{ mol}$. El limitante es el hidrógeno, aunque su masa sea la quinta parte.
4. Amoníaco teórico: $n(\text{NH}_3) = (2/3) \times 9,921 \times 10^4 \text{ mol} = 6,614 \times 10^4 \text{ mol}$; $m = 6,614 \times 10^4 \text{ mol} \times 17,031 \text{ g/mol} = 1,126 \times 10^6 \text{ g} = 1,13 \text{ t}$.
5. Nitrógeno en exceso: reaccionan $(1/3) \times 9,921 \times 10^4 \text{ mol} = 3,307 \times 10^4 \text{ mol}$ de N_2 , es decir, 0,926 t. Sobran $1,00 - 0,926 = 0,074 \text{ t}$ de N_2 .
6. Rendimiento: $1,05 \text{ t} / 1,126 \text{ t} \times 100 = 93,2 \%$.



§ 5

La química en la sociedad

POR **Adrián Peinado**, profesor de Física y Química en Secundaria



Pan a partir del aire: la síntesis del amoníaco

Las plantas necesitan nitrógeno para fabricar proteínas y ácidos nucleicos, y aunque el aire tiene un 78 % de N_2 en volumen, casi ninguna puede usarlo directamente: el triple enlace de la molécula es muy difícil de romper.



1974: un artículo de dos páginas que cambió la política ambiental

En 1974, el químico mexicano Mario Molina y F. Sherwood Rowland, de la Universidad de California en Irvine, publicaron en Nature que los CFC, una vez en la estratosfera, liberarían cloro capaz de destruir ozono mediante el ciclo catalítico anterior. Los seres vivos son también reactores químicos, y sus reacciones obedecen las mismas leyes.



La fotosíntesis y la respiración celular son, en su balance global, reacciones inversas: $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$ (fotosíntesis, endotérmica: usa energía de la luz) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$ (respiración, exotérmica) Ambas están ajustadas: C, $6 = 6$; H, $12 = 12$; O, $18 = 18$.

Hasta aquí la teoría

Continúa en el libro de la unidad.