Centro de Estudios ILLICE

PRUEBA DE ACCESO A GRADO SUPERIOR

FÍSICA Y QUÍMICA

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Física y Química · Prueba de acceso a Grado Superior

Primera edición: 2026

© 2026 Juan Marcos Sanmartín. Todos los derechos reservados.

Edita: Juan Marcos Sanmartín (Centro de Estudios Illice) · Pont dels Ortissos, 6, entresuelo · 03203 Elche (Alicante)
contacto@centrodeestudiosillice.com · www.centrodeestudiosillice.com

Este libro es para uso personal de quien lo ha comprado. Queda prohibida su reproducción, distribución, comunicación pública o transformación, total o parcial, por cualquier medio (incluidos WhatsApp, redes sociales y plataformas de apuntes), sin autorización escrita del titular, conforme a la Ley de Propiedad Intelectual.

Si has recibido este libro sin haberlo comprado, puedes conseguir tu propia copia en
www.centrodeestudiosillice.com/libros

ÍNDICE

BLOQUE I. LAS MAGNITUDES FÍSICAS Y SU MEDIDA

Tema 1 Magnitudes, unidades y vectores 5

BLOQUE II. CINEMÁTICA Y DINÁMICA

Tema 2 Cinemática: el movimiento y el movimiento rectilíneo uniforme 21

Tema 3 Movimiento uniformemente acelerado, caída libre y movimiento circular 37

Tema 4 Dinámica: las leyes de Newton y las fuerzas 53

BLOQUE III. TRABAJO, POTENCIA Y ENERGÍA

Tema 5 Trabajo, energía, potencia y calor 71

BLOQUE IV. ELECTROSTÁTICA Y CORRIENTE ELÉCTRICA

Tema 6 Electrostática: carga, fuerza, campo y potencial 89

Tema 7 La corriente eléctrica y los circuitos 105

BLOQUE V. LA TEORÍA ATOMICOMOLECULAR

Tema 8 La materia, las leyes de las combinaciones químicas y el mol 123

Tema 9 Los gases y las disoluciones 141

BLOQUE VI. EL ÁTOMO Y SUS ENLACES

Tema 10 Estructura atómica y sistema periódico 155

Tema 11 El enlace químico y las fuerzas intermoleculares 175

Tema 12 Formulación y nomenclatura de química inorgánica 193

BLOQUE VII. LAS REACCIONES QUÍMICAS

Tema 13 Las reacciones químicas y los cálculos estequiométricos 211

BLOQUE VIII. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

Tema 14 La química del carbono 223

ANEXOS

Anexo A Formulario, constantes y tablas 243

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Anexo B Ejercicios resueltos 251

Anexo C La prueba y las cinco últimas convocatorias, resueltas 279

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Centro de Estudios ILLICE

PRUEBA DE ACCESO A GRADO SUPERIOR

FÍSICA Y QUÍMICA

LAS REACCIONES QUÍMICAS Y LOS CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

13

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

En una reacción química unas sustancias desaparecen y aparecen otras distintas. El hierro que se oxida, el gas que arde en una cocina, la pastilla efervescente que burbujea en un vaso de agua o el ácido que ataca la caliza son reacciones. Este tema explica qué ocurre en ellas a escala de las partículas, cómo se escriben y se ajustan, cómo se clasifican y, sobre todo, cómo se calcula con ellas: cuánto reactivo hace falta y cuánto producto se obtiene.

Esos cálculos, llamados estequiométricos, se apoyan en tres herramientas de temas anteriores: el mol y la masa molar (tema 8), la ecuación de los gases y la molaridad de una disolución (tema 9), y la formulación (temas 12 y 14). Con ellas y una ecuación bien ajustada se resuelven todos los problemas del tema, también los casos que en la práctica son lo habitual: un reactivo que se agota antes que el otro, una muestra que no es pura o una reacción que no da todo lo que promete.

1. La reacción química

1.1. Cambios físicos y cambios químicos

En un **cambio físico** las sustancias siguen siendo las mismas: el agua que hierve sigue siendo agua, el azúcar disuelto se recupera al evaporar el disolvente. En una **reacción química** (o cambio químico) unas sustancias, los **reactivos**, se transforman en otras con propiedades distintas, los **productos**. Desde fuera, una reacción se reconoce por señales como el desprendimiento de un gas, la aparición de un sólido que antes no estaba (un *precipitado*), un cambio de color o de olor, o la emisión o absorción de energía en forma de calor o de luz. Ninguna de esas señales demuestra por sí sola que haya reacción (al hervir el agua también sale un gas), pero juntas suelen bastar.

1.2. Lo que ocurre entre las partículas: el modelo de colisiones

Las sustancias están formadas por partículas (átomos, moléculas o iones) unidas por enlaces. En una reacción **se rompen enlaces de los reactivos y se forman enlaces nuevos**: los átomos no se crean ni se destruyen, solo se reorganizan. Para que eso ocurra, las partículas de los reactivos tienen que chocar. Es la idea del **modelo de colisiones**, el modelo elemental de reacción química: no todos los choques producen reacción, solo los **choques eficaces**, que cumplen dos condiciones.

- **Energía suficiente.** El choque tiene que aportar una energía mínima, la **energía de activación**, para debilitar y romper los enlaces viejos. Con menos energía, las partículas rebotan sin cambiar.
- **Orientación adecuada.** Las partículas tienen que encontrarse por la parte que permite formar los enlaces nuevos.

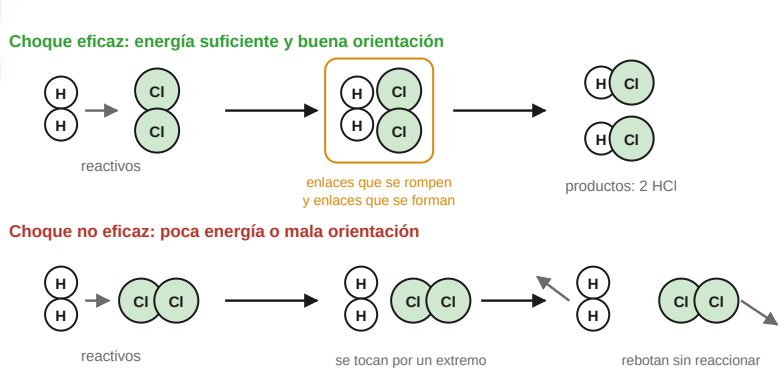


Figura 13.1. Modelo de colisiones para la reacción $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$. Arriba, un choque eficaz: se rompen los enlaces H–H y Cl–Cl y se forman dos enlaces H–Cl. Abajo, un choque sin energía suficiente o mal orientado: las moléculas rebotan sin reaccionar.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

El modelo explica por qué unas condiciones aceleran las reacciones y otras las frenan. Si aumenta la **concentración** de un reactivo, o la presión de un gas, hay más partículas por unidad de volumen y más choques por segundo. Si sube la **temperatura**, las partículas se mueven más deprisa: chocan más a menudo y, sobre todo, una fracción mayor de los choques supera la energía de activación. Si un sólido se **tritura**, aumenta la superficie expuesta y con ella los choques. Un **catalizador** abre un camino con menor energía de activación, de modo que más choques son eficaces, y se recupera intacto al final.

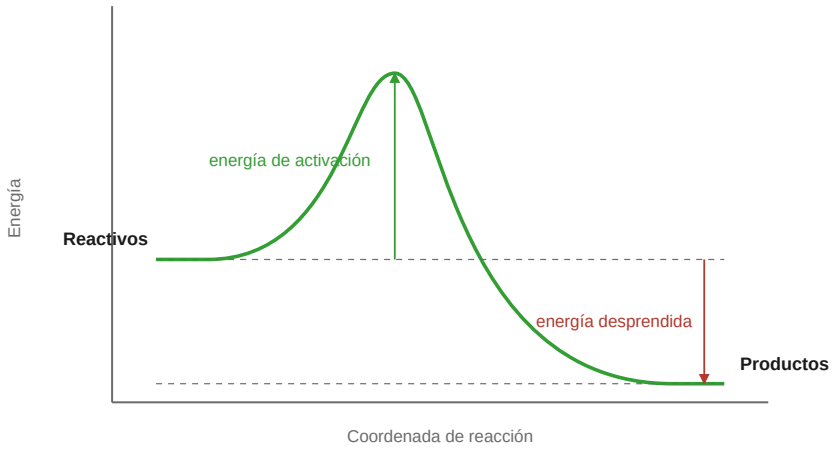


Figura 13.2. Perfil de energía de una reacción que desprende energía. Para pasar de reactivos a productos hay que superar la barrera de la energía de activación, aunque al final se libere más energía de la que se gastó en superarla.

LAS REACCIONES REVERSIBLES

Muchas reacciones avanzan hasta que se agota algún reactivo. Otras son **reversibles**: los productos reaccionan entre sí y vuelven a dar los reactivos, de modo que las dos reacciones, la directa y la inversa, ocurren a la vez. Se escriben con una doble flecha, ⇆. En un recipiente cerrado acaban en un *equilibrio*, en el que reactivos y productos conviven en cantidades que ya no cambian, aunque las dos reacciones siguen produciéndose. Un ejemplo es la síntesis del amoniaco, $N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$: nunca se transforma todo el nitrógeno en amoniaco. Otro, la descomposición del carbonato de calcio al calentarlo, $CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$: en un horno abierto el CO_2 escapa y la reacción llega al final; en un recipiente cerrado, no.

2. La ecuación química y su ajuste

2.1. Qué es una ecuación química

Una **ecuación química** representa una reacción: a la izquierda las fórmulas de los reactivos, a la derecha las de los productos, y entre ambos una flecha (→, o ⇆ si es reversible). Detrás de cada fórmula se puede indicar el estado: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas y (aq) disuelto en agua.

Como los átomos solo se reorganizan, en una reacción la masa total no cambia: es la **ley de conservación de la masa**, de Lavoisier (tema 8). Por eso una ecuación debe tener el mismo número de átomos de cada elemento a los dos lados: entonces está **ajustada**. Los números que se ponen delante de las fórmulas para lograrlo son los **coeficientes estequiométricos**, y tienen un significado a escala de partículas: en $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$, dos moléculas de dihidrógeno reaccionan con una de dioxígeno y forman dos de agua. **Los subíndices no se tocan al ajustar**: cambiar H_2O por H_2O_2 no ajusta nada, cambia de sustancia.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

2.2. Ajuste por tanteo

Se ensayan coeficientes hasta que todo cuadra, con un orden que evita dar vueltas: primero los metales, luego los no metales distintos del hidrógeno y del oxígeno, después el hidrógeno y al final el oxígeno, que suele cuadrar solo. Un ion poliatómico que pasa sin cambios de un lado a otro (SO_4^{2-}, NO_3^-) se ajusta en bloque. Si un coeficiente sale fraccionario, se multiplica toda la ecuación por el denominador. Al terminar se cuentan los átomos de cada elemento a los dos lados.

EJEMPLO 1 · AJUSTE POR TANTEO

Ajuste: a) la combustión del propano, $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$; b) la reducción del óxido de hierro(III) con monóxido de carbono en un alto horno, $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$; c) la combustión del amoniaco con catalizador, $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$.

a) Carbono: 3 átomos, luego 3 CO_2. Hidrógeno: 8 átomos, luego 4 H_2O. Oxígeno a la derecha: $3 \cdot 2 + 4 = 10$ átomos, que exigen 5 O_2:

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

b) Hierro: 2 Fe. Cada CO toma un átomo de oxígeno y pasa a CO_2; el óxido tiene 3 átomos de O, luego hacen falta 3 CO, que dan 3 CO_2:

$$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$$

c) Nitrógeno: 1 NH_3 y 1 NO. Hidrógeno: 3 átomos, que piden $\frac{3}{2}$ H_2O. Oxígeno a la derecha: $1 + \frac{3}{2} = \frac{5}{2}$ átomos, que piden $\frac{5}{4}$ O_2. Multiplicando todo por 4:

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$

Comprobación de c): N, 4 = 4; H, 12 = 12; O, 10 = 4 + 6.

Cuando el tanteo se enreda, sirve el **método algebraico**: se pone una letra como coeficiente de cada sustancia, se escribe una ecuación por elemento (átomos a la izquierda = átomos a la derecha), se da el valor 1 a una de las letras y se resuelve el sistema; si salen fracciones, se multiplica todo por el denominador común. Los dos métodos dan el mismo resultado.

3. Tipos de reacciones químicas

Las reacciones se pueden clasificar de muchas maneras. Para empezar basta con fijarse en cómo se reorganizan las sustancias:

Tabla 13.1. Algunos tipos de reacciones químicas

Tipo	Esquema	Ejemplo
Síntesis (combinación)	A + B → AB	$2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$
Descomposición	AB → A + B	$2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$
Sustitución (desplazamiento)	A + BC → AC + B	$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$
Doble sustitución (intercambio)	AB + CD → AD + CB	$AgNO_3 + KI \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$
Neutralización (un intercambio)	ácido + hidróxido → sal + agua	$HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$
Combustión	combustible + O_2 → óxidos	$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Algunos comentarios. En la sustitución, un metal más activo desplaza a otro de sus sales: el clavo de hierro sumergido en una disolución azul de sulfato de cobre se recubre de cobre rojizo. En la doble sustitución dos compuestos iónicos intercambian sus iones; suele haber una señal visible, como un precipitado (el yoduro de plata es amarillo) o un gas. La neutralización es un intercambio entre un ácido y una base: el H^+ del ácido y el OH^- del hidróxido forman agua, y los otros dos iones quedan como sal. En la combustión de un compuesto de carbono e hidrógeno con suficiente oxígeno los productos son CO_2 y H_2O; si falta oxígeno se forma también monóxido de carbono, CO, que es tóxico. Una misma reacción puede entrar en dos casillas: la combustión del magnesio es también una síntesis.

4. Los cálculos estequiométricos

4.1. Lo que dice una ecuación ajustada

Como un mol contiene siempre el mismo número de partículas ($N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$), la proporción en moléculas de una ecuación es también la proporción en **moles**. En C_3H_8 + 5 O_2 → 3 CO_2 + 4 H_2O, un mol de propano reacciona con cinco de dioxígeno y da tres de dióxido de carbono y cuatro de agua. Los coeficientes **no** son proporción en gramos: 1 mol de propano son 44 g y 5 mol de dioxígeno, 160 g. Entre gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, en cambio, la proporción en moles es también la proporción en volumen (ley de Avogadro, tema 8): 1 L de propano gaseoso necesita 5 L de dioxígeno.

De ahí sale el método de todos los problemas:

1. se escribe la ecuación **ajustada**;
2. lo que se conoce se convierte en **moles**;
3. con los coeficientes se pasa a moles de la sustancia que se busca (la **relación molar**);
4. esos moles se convierten en lo que se pida: gramos, litros de gas, litros de disolución o número de partículas.

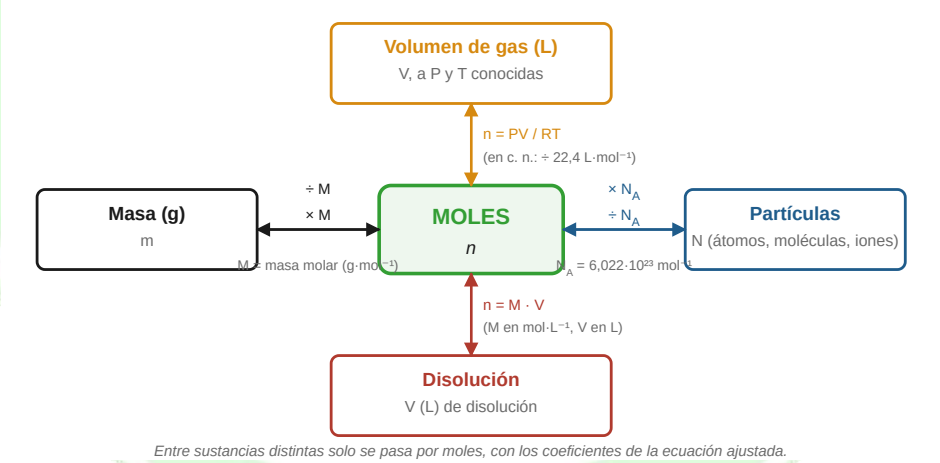


Figura 13.3. El mol es el cruce de caminos: todo lo que se mide (gramos, litros de gas, litros de disolución, número de partículas) se convierte en moles, y de moles se pasa a cualquier otra sustancia con la ecuación ajustada.

EJEMPLO 2 · MASA DE REACTIVO Y MASA DE PRODUCTO

El aluminio arde en oxígeno según 4 Al + 3 O_2 → 2 Al_2O_3. Calcule la masa de oxígeno que se consume y la de óxido de aluminio que se forma al quemar 10,8 g de aluminio. Masas atómicas: Al = 27; O = 16.

Moles de aluminio: $n = \dfrac{10{,}8\ \text{g}}{27\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}400\ \text{mol}$.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Oxígeno: $0{,}400\ \text{mol Al} \cdot \dfrac{3\ \text{mol O}_2}{4\ \text{mol Al}} = 0{,}300$ mol de O_2, que son $0{,}300 \cdot 32 = 9{,}6$ g.

Óxido: $0{,}400 \cdot \dfrac{2}{4} = 0{,}200$ mol de Al_2O_3 ($M = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102$ g·mol^{-1}), que son $0{,}200 \cdot 102 = 20{,}4$ g.

Comprobación: $10{,}8 + 9{,}6 = 20{,}4$ g. La masa se conserva.

4.2. Cálculos con gases

Si una sustancia es un gas, sus moles se obtienen de su volumen y al revés. En **condiciones normales** (0 °C y 1 atm) un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L; en cualquier otra condición se usa la ecuación de los gases, $PV = nRT$, con la presión en atmósferas, el volumen en litros y la temperatura en kelvin (tema 9).

EJEMPLO 3 · EL GAS QUE DESPRENDE UN METAL EN UN ÁCIDO

El cinc reacciona con el ácido sulfúrico diluido: Zn(s) + H_2SO_4(aq) → $ZnSO_4$(aq) + H_2(g). Se echan 9,81 g de cinc en ácido en exceso. Calcule el volumen de dihidrógeno que se desprende: a) medido en condiciones normales; b) medido a 30 °C y 740 mmHg. Masa atómica: Zn = 65,4; $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

Moles de cinc: $n = \dfrac{9{,}81}{65{,}4} = 0{,}150$ mol. La relación es 1 : 1: se forman 0,150 mol de H_2.

a) $V = 0{,}150\ \text{mol} \cdot 22{,}4\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} = 3{,}36$ L.

b) $T = 30 + 273 = 303$ K; $P = \dfrac{740}{760} = 0{,}974$ atm. $V = \dfrac{nRT}{P} = \dfrac{0{,}150 \cdot 0{,}082 \cdot 303}{0{,}974} = 3{,}83$ L.

Con más temperatura y menos presión, el mismo gas ocupa algo más: el resultado es razonable.

4.3. Cálculos con disoluciones

Si un reactivo está disuelto, sus moles salen de la molaridad y del volumen de disolución: $n = M \cdot V$, con V en litros. Es el caso de las **neutralizaciones**, en las que se calcula cuánta base hace falta para consumir un ácido o al revés.

EJEMPLO 4 · UNA NEUTRALIZACIÓN

Se quiere neutralizar 50,0 mL de ácido nítrico 0,400 M con hidróxido de potasio: HNO_3(aq) + KOH(aq) → KNO_3(aq) + H_2O(l). Calcule: a) la masa de KOH sólido necesaria; b) el volumen de disolución de KOH 0,250 M que haría el mismo trabajo. Masas atómicas: K = 39,1; O = 16; H = 1.

Moles de ácido: $n = M \cdot V = 0{,}400 \cdot 0{,}0500 = 0{,}0200$ mol. La relación es 1 : 1: hacen falta 0,0200 mol de KOH.

a) $M(\text{KOH}) = 39{,}1 + 16 + 1 = 56{,}1$ g·mol^{-1}; $m = 0{,}0200 \cdot 56{,}1 = 1{,}12$ g.

b) $V = \dfrac{n}{M} = \dfrac{0{,}0200}{0{,}250} = 0{,}0800$ L $= 80{,}0$ mL.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

5. Casos singulares: limitante, pureza y rendimiento

5.1. El reactivo limitante

Cuando se conocen las cantidades de dos reactivos, casi nunca están en la proporción exacta de la ecuación. Uno se agota antes y detiene la reacción: es el **reactivo limitante**, y con él se calculan todos los productos. El otro queda en **exceso**, y parte de él sobra. Para saber cuál es el limitante se calculan los moles de cada reactivo y se divide cada uno entre su coeficiente: **el cociente menor señala al limitante**. Es lo mismo que calcular cuánto haría falta de uno para consumir todo el otro y compararlo con lo que hay.

EJEMPLO 5 · REACTIVO LIMITANTE CON MASAS

Se calientan 13,0 g de cinc con 8,0 g de azufre: Zn + S → ZnS. a) ¿Cuál es el reactivo limitante? b) ¿Qué masa de ZnS se forma? c) ¿Qué masa del reactivo en exceso sobra? Masas atómicas: Zn = 65; S = 32.

Moles: Zn, $13{,}0/65 = 0{,}200$ mol; S, $8{,}0/32 = 0{,}250$ mol.

a) Cocientes moles/coeficiente: Zn, 0,200; S, 0,250. El menor es el del cinc: **el cinc es el limitante**. (Comprobación: 0,200 mol de Zn necesitan 0,200 mol de S, y hay 0,250.)

b) Con el limitante: 0,200 mol de ZnS ($M = 97$ g·mol^{-1}), $0{,}200 \cdot 97 = 19{,}4$ g.

c) Sobran $0{,}250 - 0{,}200 = 0{,}050$ mol de azufre, $0{,}050 \cdot 32 = 1{,}6$ g. Balance: $13{,}0 + 8{,}0 = 19{,}4 + 1{,}6$. Cuadra.

EJEMPLO 6 · LIMITANTE CON UN REACTIVO EN DISOLUCIÓN

Se echan 2,43 g de magnesio en 50,0 mL de ácido clorhídrico 1,50 M: Mg(s) + 2 HCl(aq) → $MgCl_2$(aq) + H_2(g). a) Identifique el reactivo limitante. b) Calcule el volumen de H_2 en condiciones normales. c) Calcule la masa de magnesio que queda sin reaccionar. Masas atómicas: Mg = 24,3; Cl = 35,5.

Moles: Mg, $2{,}43/24{,}3 = 0{,}100$ mol; HCl, $1{,}50 \cdot 0{,}0500 = 0{,}0750$ mol.

a) Cocientes: Mg, $0{,}100/1 = 0{,}100$; HCl, $0{,}0750/2 = 0{,}0375$. El menor es el del ácido: **el HCl es el limitante**, aunque haya menos moles de magnesio que de ácido, porque cada mol de magnesio gasta dos de ácido.

b) Relación HCl : H_2 = 2 : 1: $0{,}0375$ mol de H_2; $V = 0{,}0375 \cdot 22{,}4 = 0{,}840$ L.

c) Reaccionan 0,0375 mol de Mg; sobran $0{,}100 - 0{,}0375 = 0{,}0625$ mol, $0{,}0625 \cdot 24{,}3 = 1{,}52$ g.

5.2. La pureza y el análisis de una muestra

Los reactivos que se usan en la industria o salen de un mineral no son puros. La **pureza** o **riqueza** de una muestra es el porcentaje en masa de la sustancia que interesa; el resto son impurezas que no reaccionan. Se aplica **al principio, a los reactivos**: de 50 g de un mineral del 80 % solo 40 g son la sustancia útil, y con esos 40 g se cuentan los moles.

El camino inverso es el **análisis de una muestra**: se hace reaccionar una masa conocida de muestra, se mide lo que se obtiene (un gas, un precipitado) o lo que se gasta (el volumen de una disolución) y de ahí se calcula cuánta sustancia pura había.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

EJEMPLO 7 · LA PUREZA DE UN CINC COMERCIAL

Una muestra de 5,00 g de cinc impuro se trata con ácido clorhídrico en exceso: Zn + 2 HCl → $ZnCl_2$ + H_2. Se recogen 1,50 L de H_2, medidos en condiciones normales. Las impurezas no reaccionan. Calcule la pureza de la muestra. Masa atómica: Zn = 65,4.

Moles de H_2: $n = \dfrac{1{,}50}{22{,}4} = 0{,}0670$ mol. Relación 1 : 1: reaccionaron 0,0670 mol de Zn, $0{,}0670 \cdot 65{,}4 = 4{,}38$ g.

Pureza: $\dfrac{4{,}38}{5{,}00} \cdot 100 = 87{,}6\ \%$.

5.3. El rendimiento

Una reacción casi nunca produce todo lo que la ecuación predice: hay reacciones secundarias, pérdidas al separar el producto o reacciones reversibles que no llegan al final. El **rendimiento** compara lo que se obtiene con lo que se obtendría en teoría:

$$\text{rendimiento}\ (\%) = \frac{\text{cantidad real obtenida}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100$$

Se aplica **al final, a los productos**. Si el dato es el rendimiento, la cantidad real es la teórica por el rendimiento; si el dato es la cantidad real, el rendimiento sale de dividir.

EJEMPLO 8 · EL HIERRO DEL ALTO HORNO

Se tratan 1,00 kg de óxido de hierro(III) con monóxido de carbono en exceso, según Fe_2O_3 + 3 CO → 2 Fe + 3 CO_2 (ejemplo 1), y se obtienen 620 g de hierro. Calcule la masa teórica de hierro y el rendimiento. Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16.

$M(\mathrm{Fe_2O_3}) = 2 \cdot 55{,}8 + 3 \cdot 16 = 159{,}6$ g·mol^{-1}; $n = \dfrac{1000}{159{,}6} = 6{,}266$ mol.

Relación 1 : 2: $2 \cdot 6{,}266 = 12{,}53$ mol de Fe teóricos, que son $12{,}53 \cdot 55{,}8 = 699$ g.

Rendimiento: $\dfrac{620}{699} \cdot 100 = 88{,}7\ \%$.

El problema puede venir al revés: se sabe cuánto producto se quiere y hay que calcular cuánta muestra impura emplear. Entonces **pureza y rendimiento van los dos dividiendo**, porque los dos obligan a partir de más.

EJEMPLO 9 · MASA DE MUESTRA IMPURA NECESARIA

La cal viva, CaO, se obtiene calcinando caliza: $CaCO_3$ → CaO + CO_2. ¿Qué masa de una caliza con el 85,0 % de $CaCO_3$ hay que calcinar para obtener 56,0 g de CaO, si el rendimiento es del 80,0 %? Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16.

Moles de CaO que se quieren: $\dfrac{56{,}0}{56} = 1{,}00$ mol. Con un rendimiento del 80,0 % hay que calcular para más: $\dfrac{1{,}00}{0{,}800} = 1{,}25$ mol teóricos, que exigen 1,25 mol de $CaCO_3$ (relación 1 : 1), es decir, $1{,}25 \cdot 100 = 125$ g de carbonato puro.

Caliza del 85,0 %: $\dfrac{125}{0{,}850} = 147$ g.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice