

King of Dumbs

el rey de los tontos

Nivel: ♠ Técnico

¿Por qué el diamante no se convierte en grafito?

Romper enlaces cuesta y formarlos devuelve, pero casi ninguna reacción arranca sin subir una colina. Por qué el diamante dura y el agua sirve de pila, con widget.

Español Publicado 16 de octubre de 2026 Actualizado 17 de octubre de 2026



Escanea para abrir la lección interactiva

<https://kingofdumbs.com/es/lecciones/energia-de-las-reacciones>

Qué vas a aprender

- Por qué unas reacciones sueltan calor y otras lo piden: la energía de los enlaces
- La energía de activación: la colina que hay que subir antes de reaccionar
- Estable no es lo mismo que rápido: por qué el diamante dura
- Oxidación y reducción: romper agua y quemarla es cargar y descargar una pila

Antes de esta lección

Si algo te suena a chino, estas lecciones lo explican desde cero:

1. [¿De qué está hecho un muro? Átomos y elementos sin miedo](#)
2. [¿Julios, vatios o calorías? Energía y potencia sin miedo](#)

Símbolos que aparecen

Δ incremento: cuánto ha cambiado (♠) · E_a subíndice: la etiqueta de abajo (♦♠) · H° ° de estándar, no de grados (♠) · Σ sumatorio: súmalos todos (♠) · $\approx$ aproximadamente igual (♠) · $|x|$ valor absoluto: sin signo (♠) · punto: multiplicar (o producto escalar) (♠) · $\rightarrow$ flecha: se convierte en / tiende a (♦♠) · J/(mol·K) unidades compuestas (♦♠) · e el número e ($\approx 2,718$) (♠) · log logaritmo: ¿cuántas veces multiplico? (♠) · ν nu: coeficiente o neutrino (♠)

Un anillo con un diamante puede pasar de abuela a nieta durante siglos y seguir igual. Pero un químico te diría que el diamante “debería” convertirse en grafito, lo mismo que hay en la mina de un lápiz, porque el grafito es más estable. Y no lo hace.

La pregunta tonta de esta lección es: **¿por qué el diamante no se convierte en grafito?** La respuesta es la misma que explica por qué el gas de la cocina no arde solo, por qué la comida dura más en la nevera y por qué el hidrógeno guarda energía como una pila. Cada reacción tiene una cuenta, la energía que suelta o que pide, y una colina que hay que subir antes de empezar.

Elige tu carta: ♣ si empiezas de cero, ♦ si no te asusta una fórmula sencilla, ♠ si quieres la notación. Puedes cambiarla en cualquier momento.



Romper cuesta, unir devuelve

♦ → ♠ Del intermedio al técnico

En ♦ decíamos	En ♠ se escribe
energía de enlace	$D(X-Y)$: entalpía de disociación del enlace en fase gas, en kJ/mol
el calor de la reacción	entalpía de reacción $\Delta_r H$ (calor a presión constante); H es función de estado
Sobran 486 kJ	$\Delta_r H \approx \sum D(\text{rotos}) - \sum D(\text{formados}) = 1370 - 1856 = -486 \text{ kJ}$
exotérmica	$\Delta_r H < 0$
endotérmica	$\Delta_r H > 0$
medias	$\bar{D}$, promedio sobre muchas moléculas: error de decenas de kJ/mol
la energía de formar cada sustancia a partir de sus elementos	entalpía estándar de formación $\Delta_f H^\circ$ (0 para un elemento en su forma más estable)
con ellas se hace la cuenta sin enlaces	ley de Hess: $\Delta_r H^\circ = \sum v \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum v \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$, con v los coeficientes

$$\Delta_r H \approx \sum D(\text{rotos}) - \sum D(\text{formados})$$

$$2H_2 + O_2: 1370 - 1856 = -486 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = \sum v \Delta_f H^\circ(\text{prod}) - \sum v \Delta_f H^\circ(\text{reac})$$

$$D(H-H) = 2 \cdot \Delta_f H^\circ(H) = 436 \text{ kJ/mol}$$

$$D(O=O) = 498,3; \quad \bar{D}(O-H) = 463,5$$

La entalpía de reacción se estima con $\Delta_r H \approx \sum D(\text{rotos}) - \sum D(\text{formados})$ (OpenStax, *Chemistry 2e*, 7.5). Las D de la tabla son medias y la estimación suele fallar en decenas de kJ: en el ejemplo de OpenStax, $CO + 2 H_2 \rightarrow CH_3OH(g)$ sale -107 kJ con enlaces y -90,5 kJ con entalpías de formación.

Con el agua la estimación acierta porque H–H y O=O no son medias: cada uno es una molécula concreta. Con las tablas NIST-JANAF a 298,15 K, $D(\text{H–H}) = 2 \Delta_f H^\circ(\text{H}, \text{g}) = 2 \times 217,999 = 436,0$ kJ/mol, $D(\text{O=O}) = 2 \Delta_f H^\circ(\text{O}, \text{g}) = 498,3$ kJ/mol, y la O–H media del agua es $[2 \Delta_f H^\circ(\text{H}) + \Delta_f H^\circ(\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g})] / 2 = 463,5$ kJ/mol.

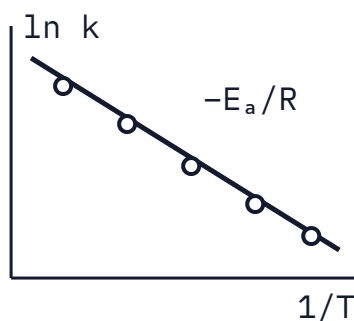
Con esos D, la estimación da exactamente $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = -241,826$ kJ/mol: es la misma cuenta por otro camino. Lo garantiza la ley de Hess: como H es función de estado, $\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$ no depende de los pasos intermedios (OpenStax, 5.3).



La colina: por qué casi nada empieza solo

♦→♠ Del intermedio al técnico

En ♦ decíamos	En ♠ se escribe
energía de activación	E_a , en kJ/mol
perfil de energía	energía frente a la coordenada de reacción; la cima es el estado de transición (‡)
La parte de los choques que llega arriba	$e^{(-E_a/RT)}$, con $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol}\cdot\text{K})$ y T en kelvin
va 4,6 veces más lenta	constante de velocidad $k = A \cdot e^{(-E_a/RT)}$ (Arrhenius), con A el factor de frecuencia
sube muchísimo con la temperatura	$\ln k = \ln A - (E_a/R)(1/T)$: recta de pendiente $-E_a/R$
cada 10 grados, el doble	$k_2/k_1 = \exp[(E_a/R)(1/T_1 - 1/T_2)] = 1,92$ con $E_a = 50 \text{ kJ/mol}$, de 298 a 308 K
catalizador	otro mecanismo con $E_a' < E_a$ y el mismo $\Delta_r H$



$$k = A \cdot e^{(-E_a/RT)}$$

$$\ln k = \ln A - (E_a/R) \cdot (1/T)$$

$$k_2/k_1 = \exp[(E_a/R)(1/T_1 - 1/T_2)]$$

$$E_a = 50 \text{ kJ/mol}, 298 \rightarrow 308 \text{ K: } \times 1,92$$

La ecuación de Arrhenius es $k = A \cdot e^{(-E_a/RT)}$ (OpenStax, 12.5). El factor $e^{(-E_a/RT)}$ mide qué parte de los choques llega con energía suficiente; A recoge cuántos choques hay y si tienen la orientación buena. Tomando logaritmos, $\ln k = \ln A - (E_a/R)(1/T)$; midiendo k a varias temperaturas y dibujando $\ln k$ frente a $1/T$ sale una recta, y su pendiente da E_a . OpenStax lo hace con $2 \text{ HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ y obtiene $E_a = 180 \text{ kJ/mol}$.

Entre dos temperaturas, $k_2/k_1 = \exp[(E_a/R)(1/T_1 - 1/T_2)]$. Con $E_a = 50 \text{ kJ/mol}$, de 298,15 a 308,15 K da 1,92; con 100 kJ/mol, 3,70 (cálculo propio, suponiendo A constante). La regla del doble cada 10 °C no es una ley: depende de E_a .

Un catalizador ofrece otro mecanismo, con un estado de transición más bajo. Como H es función de estado, la salida y la llegada no se mueven: en los diagramas de OpenStax, con y sin catalizador, las dos curvas «empiezan y acaban a la misma energía» (12.7, traducción propia).

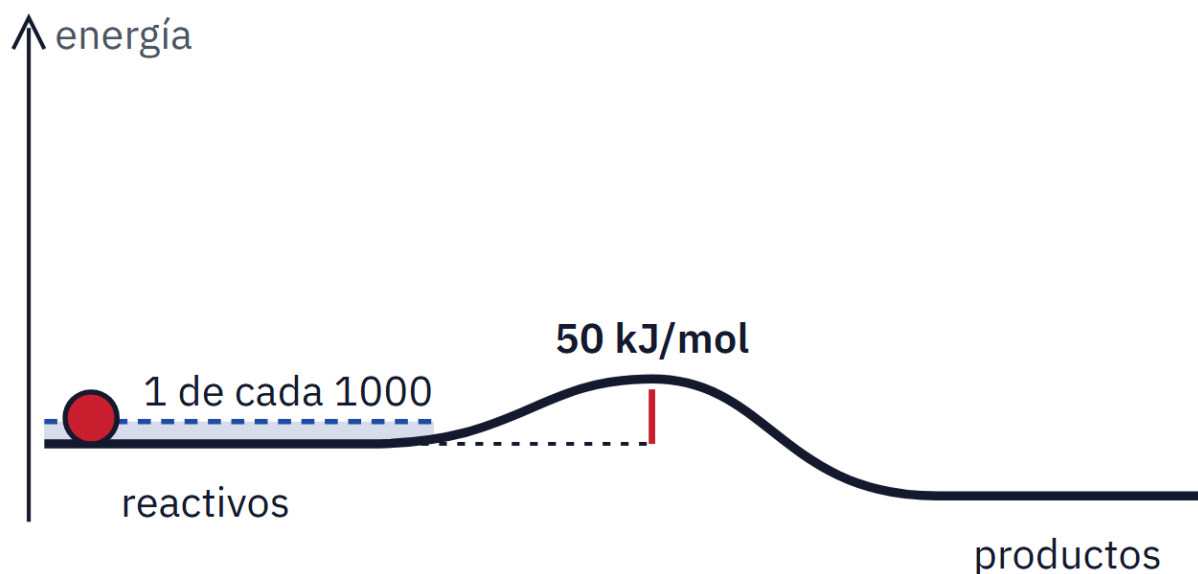
El Rey de los Tontos dice:

No basta con que a una reacción le convenga: primero hay que subir la colina. Por eso el papel no arde solo en la estantería.



Prueba tú: sube la colina

Mueve la altura de la colina y la temperatura. La franja azul marca hasta dónde llega 1 de cada 1000 choques: cuando pasa la cima, la reacción va de prisa. Prueba con 190 kJ/mol, cerca de la colina que se midió en polvo de diamante, y súbele la temperatura: ni a 1500 °C llega la franja, pero mira cuánto acelera.



Altura de la colina 50 kJ/mol

Temperatura 25 °C (habitación)

Choques que llegan arriba **1 de cada $5,7 \times 10^8$**

Comparado con 25 °C igual

Si a 25 °C tardara un minuto, tardaría 1 min

Colina de 50 kJ/mol a 25 °C (habitación): llega arriba 1 de cada $5,7 \times 10^8$ choques.



Widget interactivo. Pruébalo en la web: <https://kingofdumbs.com/es/lecciones/energia-de-las-reacciones>



El diamante: estable no es lo mismo que rápido

♦ → ♠ Del intermedio al técnico

En ♦ decíamos	En ♠ se escribe
energía de Gibbs	$G = H - TS$; a T y p constantes, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
el desorden	entropía S, en J/(K·mol)
Si la energía de Gibbs baja, la reacción puede ir sola	$\Delta_r G < 0$: proceso espontáneo
baja 2,9 kJ/mol	$\Delta_r G^\circ = -2,90$ kJ/mol (estado estándar, 298,15 K)
el calor que suelta	$\Delta_r H^\circ = -1,89$ kJ/mol: $ \Delta_r H^\circ < \Delta_r G^\circ $ porque $\Delta_r S^\circ > 0$
polvo de diamantes diminutos	diamante ultradisperso (UDD): nanodiamante
una cara	caras {110} y {111}: planos del cristal (índices de Miller)
la frontera entre diamante y grafito avanza	velocidad de la interfase $v = A \cdot e^{(-E/RT)}$ (Butenko y otros)
termodinámicamente inestable pero cinéticamente estable	$\Delta_r G^\circ < 0$, pero $k \approx 0$ a 298 K
metaestable	mínimo local de G separado del mínimo global por una barrera

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ$$

$$= -1,89 - 298,15 \cdot 0,00336 = -2,89 \text{ kJ/mol}$$

$$v = A \cdot e^{(-E/RT)}, A = 74 \text{ nm/s}, E = 188 \text{ kJ/mol}$$

$$v(1873 \text{ K}) \approx 1,5 \text{ nm/h}$$

$$v(298 \text{ K}) \approx 1 \text{ nm} / 4 \times 10^{23} \text{ años}$$

$$E_a\{110\} = 728 \text{ kJ/mol (Davies, Evans)}$$

Con el apéndice G de OpenStax, diamante → grafito tiene $\Delta_r H^\circ = -1,89$ kJ/mol y $\Delta_r S^\circ = 5,740 - 2,38 = +3,36$ J/(K·mol). Entonces $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T\Delta_r S^\circ = -1,89 - 298,15 \times 0,00336 = -2,89$ kJ/mol, que cuadra con los -2,90 de la tabla. Ojo: el calor que se suelta es $\Delta_r H$, -1,89; lo que decide el sentido es $\Delta_r G$.

La cinética la midieron Davies y Evans (*Proc. R. Soc. Lond. A* 328, 413, 1972) entre 1850 y 2000 °C, sin presión: $E_a = 728 \pm 50$ kJ/mol en las caras 110. Para las 111, su resumen da dos cifras que no cuadran entre sí: 253 kcal/mol y 1159 kJ/mol, cuando 253 kcal son 1059 kJ. Proponen que el paso lento es arrancar un solo átomo de la superficie: con dos enlaces en las caras 110 y con tres en las 111.

Butenko y otros (*J. Appl. Phys.* 88, 4380, 2000), con nanodiamante entre 1370 y 1870 K, ajustan $v = A \cdot e^{(-E/RT)}$ con $E = 45 \pm 4$ kcal/mol (188 kJ/mol) y $A = 74$ nm/s. Dicen que su fórmula vale «en el intervalo indicado y cerca de él» (traducción propia) y atribuyen la diferencia con Davies y Evans a otro mecanismo a temperaturas más bajas.

Si se extrapola su fórmula, $v(298\text{ K}) \approx 8 \times 10^{-32}$ nm/s: un nanómetro en unos 4×10^{23} años, entre 5×10^{20} y 4×10^{26} con su ± 4 kcal/mol. Con la E_a de Davies y Evans, el factor exponencial a 25 °C es 10^{110} veces menor que a 1900 °C. Son extrapolaciones muy lejos de lo medido: valen por el orden de magnitud. A presión ambiente, el diamante es un mínimo local de G separado del grafito por una barrera; a presiones muy altas, el estable pasa a ser el diamante (OpenStax, 16.1).

Oxidar y reducir: el agua como pila

♦ → ♠ Del intermedio al técnico

En ♦ decíamos	En ♠ se escribe
oxidarse	perder e^- : el número de oxidación sube
reducirse	ganar e^- : el número de oxidación baja
electrólisis	celda electrolítica: se impone $ E > E^{\circ}_{\text{celda}} $ para forzar una reacción con $\Delta_r G > 0$
al menos 1,23 voltios	$E^{\circ} = \Delta_r G^{\circ} / (nF) = 1,229 \text{ V}$, con $n = 2 e^-$ por H_2O y $F = 96\,485 \text{ C/mol}$ (constante de Faraday)
285,8 kJ por mol	$\Delta_f H^{\circ}(H_2O, l) = -285,83 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_r H / (nF) = 1,481 \text{ V}$, el voltaje termoneutro
el resto, como calor del entorno	$T\Delta_r S^{\circ} = \Delta_r H^{\circ} - \Delta_r G^{\circ} = 285,8 - 237,1 = 48,7 \text{ kJ/mol}$
pila de combustible	celda galvánica: ánodo $2 H_2 \rightarrow 4 H^+ + 4 e^-$; cátodo $O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 H_2O$
eficiencia	trabajo eléctrico máximo $-\Delta_r G$; el resto, $T\Delta_r S$, sale como calor

ánodo: $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ (oxid.)

cátodo: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ (red.)

$$E^{\circ} = \Delta_r G^{\circ} / (nF) = 237,1 \text{ kJ} / (2F) = 1,229 \text{ V}$$

$$\Delta_r H / (nF) = 1,481 \text{ V}; \quad T\Delta_r S = 48,7 \text{ kJ/mol}$$

$$-\Delta_r G / -\Delta_r H = 83 \% \quad (\text{pila de combustible})$$

En la electrólisis (OpenStax, 17.7), el ánodo oxida el agua, $2 H_2O(l) \rightarrow O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$, y el oxígeno pasa de -2 a 0 . El cátodo reduce, $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$, y el hidrógeno pasa de $+1$ a 0 . $E^{\circ}_{\text{celda}} = -1,229 \text{ V}$: hay que imponer más que eso.

Comprobación con $\Delta_r G^{\circ} = -nFE^{\circ}$: $\Delta_f G^{\circ}(H_2O, l) = -237,141 \text{ kJ/mol}$ (NIST-JANAF) y $n = 2$, así que $E^{\circ} = 237\,141 / (2 \times 96\,485,332) = 1,2289 \text{ V}$. Con $\Delta_r H$ en lugar de $\Delta_r G$ sale $1,481 \text{ V}$, el voltaje termoneutro: por encima, la celda no necesita calor de fuera. La diferencia entre los dos voltajes es el calor que la

celda puede tomar del entorno, $T\Delta_r S = 48,7 \text{ kJ/mol}$, que cuadra con $\Delta_r S^\circ = 163,3 \text{ J/(K}\cdot\text{mol)}$ del apéndice G.

Al revés, en una pila de combustible, el trabajo eléctrico máximo es $-\Delta_r G = 237,1 \text{ kJ/mol}$, el 83 % de lo que daría quemar el hidrógeno (cálculo propio). OpenStax da unos 1,2 V por celda y una eficiencia real del 50–75 %. La energía que sale nunca supera la que costó romper el agua: es una pila química, no una fuente.

El Rey de los Tontos dice:

El hidrógeno no es una mina de energía: es una pila. Lo que sacas al quemarlo lo metiste antes al romper el agua.



Reto final

1. El gas de la cocina y el oxígeno del aire están juntos y no arden hasta que enciendes el fuego. ¿Por qué?

- a. Porque quemar gas no suelta energía
- b. Porque antes hay que subir una colina: hace falta un empujón, como una chispa
- c. Porque el gas no tiene energía hasta que se calienta

2. El grafito es más estable que el diamante. ¿Por qué un anillo de diamante no se vuelve grafito?

- a. Porque en realidad el diamante es lo más estable
- b. Porque la colina entre los dos es enorme y a temperatura ambiente casi ningún átomo la cruza
- c. Porque el diamante y el grafito son elementos distintos

3. Rompes agua con electricidad y después quemas el hidrógeno que sale. ¿Cuánta energía te da?

- a. Más de la que gastaste: el hidrógeno es una fuente de energía
- b. Como mucho la que gastaste: el agua funciona como una pila
- c. Nada, porque el agua no arde



En tres frases

1. Una reacción rompe enlaces, que cuesta energía, y forma otros, que la devuelven: si sobra, sale calor (exotérmica) y, si falta, hay que ponerla (endotérmica).
2. Casi ninguna reacción empieza sola, porque antes hay que subir una colina, la energía de activación: el calor y los catalizadores ayudan a pasarla.
3. Por eso el diamante dura aunque el grafito sea más estable, y por eso romper agua y quemar el hidrógeno es cargar y descargar una pila, nunca ganar energía.



Fuentes

- Energía de enlace y estimación de ΔH : OpenStax, *Chemistry 2e*, [7.5](#). Entalpía, exotérmica y endotérmica, ley de Hess y entalpías de formación: [5.3](#) y [apéndice G](#). Tablas NIST-JANAF a 298,15 K: [H](#), [O](#), [agua gas](#) y [agua líquida](#).
- Temperatura y velocidad (la nevera): [OpenStax, 12.2](#). Energía de activación y Arrhenius: [12.5](#). Catalizadores: [12.7](#). Constantes de los gases y de Faraday (CODATA 2022): NIST, [R](#) y [F](#).
- Espontaneidad y energía de Gibbs: OpenStax, [16.1](#) y [16.4](#). Diamante metaestable: [UW–Madison, Chem 109, D26.1](#).
- Cinética del diamante: G. Davies y T. Evans, *Proc. R. Soc. Lond. A* 328, 413 (1972), [doi:10.1098/rspa.1972.0086](#); Yu. V. Butenko y otros, *J. Appl. Phys.* 88, 4380 (2000), [doi:10.1063/1.1289791](#); O. V. Sedelnikova y otros, *Beilstein J. Nanotechnol.* 16, 887 (2025), [doi:10.3762/bjnano.16.67](#).
- Oxidación y reducción: [OpenStax, 4.2](#). Electrólisis del agua: [17.7](#). Pilas de combustible: [17.5](#).

Cómo está hecha esta lección: investigada y redactada con ayuda de Claude a partir de las fuentes de arriba, comprobadas y contrastadas con una segunda fuente el 16 de octubre de 2026 y revisadas de nuevo el 17 de octubre de 2026. Las cifras sin enlace propio son cálculos a partir de ellas y de las lecciones de átomos y de energía. Los dibujos son propios.

Soluciones

1. **b)** Porque antes hay que subir una colina: hace falta un empujón, como una chispa. Eso es. Primero el empujón; después la llama se empuja sola.
2. **b)** Porque la colina entre los dos es enorme y a temperatura ambiente casi ningún átomo la cruza. Bien. Estable no es lo mismo que rápido.
3. **b)** Como mucho la que gastaste: el agua funciona como una pila. Exacto. Subir la cuesta cuesta lo mismo que devuelve bajarla.

Lección de King of Dumbs, kingofdumbs.com. Versión para leer sin conexión; la original, con widgets que se tocan, está en: <https://kingofdumbs.com/es/lecciones/energia-de-las-reacciones>

Actualizada el 17 de octubre de 2026.