Cinética química

Test de 10 preguntas y flashcards de este tema en **farmeandopau.com** ›

Última revisión: 15 de noviembre de 2026.

Escanea y haz el test del tema

LA IDEA EN 30 SEGUNDOS

La cinética estudia **lo rápido** que va una reacción, no si ocurre (eso es el Tema 9). Sale en **38 de las 68 convocatorias** de 2025 y 2026, en 15 comunidades. Lo que más cae: la **ecuación de velocidad** $v = k[\mathrm{A}]^{\alpha}[\mathrm{B}]^{\beta}$ con los **órdenes sacados de una tabla de velocidades iniciales**, la constante k **con sus unidades** y la velocidad con otras concentraciones (32 de 68). Después, la teoría: **colisiones y energía de activación**, diagramas con Ea directa e inversa, factores, **catalizadores** y la **ecuación de Arrhenius**, cualitativa casi siempre y con números en Asturias.

1 Velocidad de reacción: media, instantánea y la de cada especie

La **velocidad de reacción** mide cuánto cambia la concentración de un reactivo o de un producto por unidad de tiempo. Se da en **mol·L⁻¹·s⁻¹** (o mol·L⁻¹·min⁻¹; en algunos exámenes, M·s⁻¹). Los reactivos desaparecen y los productos aparecen, así que hay que poner un signo y dividir entre el coeficiente para que la velocidad de **la reacción** sea un único número positivo.

- Para $a\,\mathrm{A} + b\,\mathrm{B} \longrightarrow c\,\mathrm{C} + d\,\mathrm{D}$:

$$v = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[\mathrm{A}]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[\mathrm{B}]}{\Delta t} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[\mathrm{C}]}{\Delta t} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[\mathrm{D}]}{\Delta t}$$

  Signo menos en los reactivos (su concentración baja) y **dividir entre el coeficiente** de cada especie.
- **Velocidad media**: el cambio entre dos instantes, $\Delta[\ ]/\Delta t$. En la gráfica concentración–tiempo es la pendiente de la **secante**. Madrid la pide en el modelo de 2027 a partir de una tabla de concentración frente al tiempo: $v = \frac{1}{2}\,\Delta[\mathrm{NH_3}]/\Delta t$ en el primer intervalo.
- **Velocidad instantánea**: la de un instante concreto, el límite cuando $\Delta t \to 0$, $v = -\frac{1}{a}\frac{d[\mathrm{A}]}{dt}$. Es la pendiente de la **tangente** a la curva en ese punto. La **velocidad inicial** es la instantánea en $t = 0$.
- La velocidad **no es constante**: como los reactivos se gastan, casi siempre **disminuye con el tiempo** (solo una reacción de orden cero va a velocidad constante mientras quede reactivo). Así se contesta el «¿la velocidad permanece constante?» de Andalucía 2025, Baleares (modelo 2025) o Aragón 2026.
- **Velocidad de desaparición de una especie ≠ velocidad de la reacción**: la de cada especie es su coeficiente por v. En $2\,\mathrm{NO} + \mathrm{Br_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{NOBr}$ el NO desaparece **el doble de rápido** que el $\mathrm{Br_2}$. Lo piden la Comunitat Valenciana (2026), Murcia (2025) y Madrid; el acta de la UPM dice que hay que saber «relacionar velocidades de desaparición con velocidades de aparición».

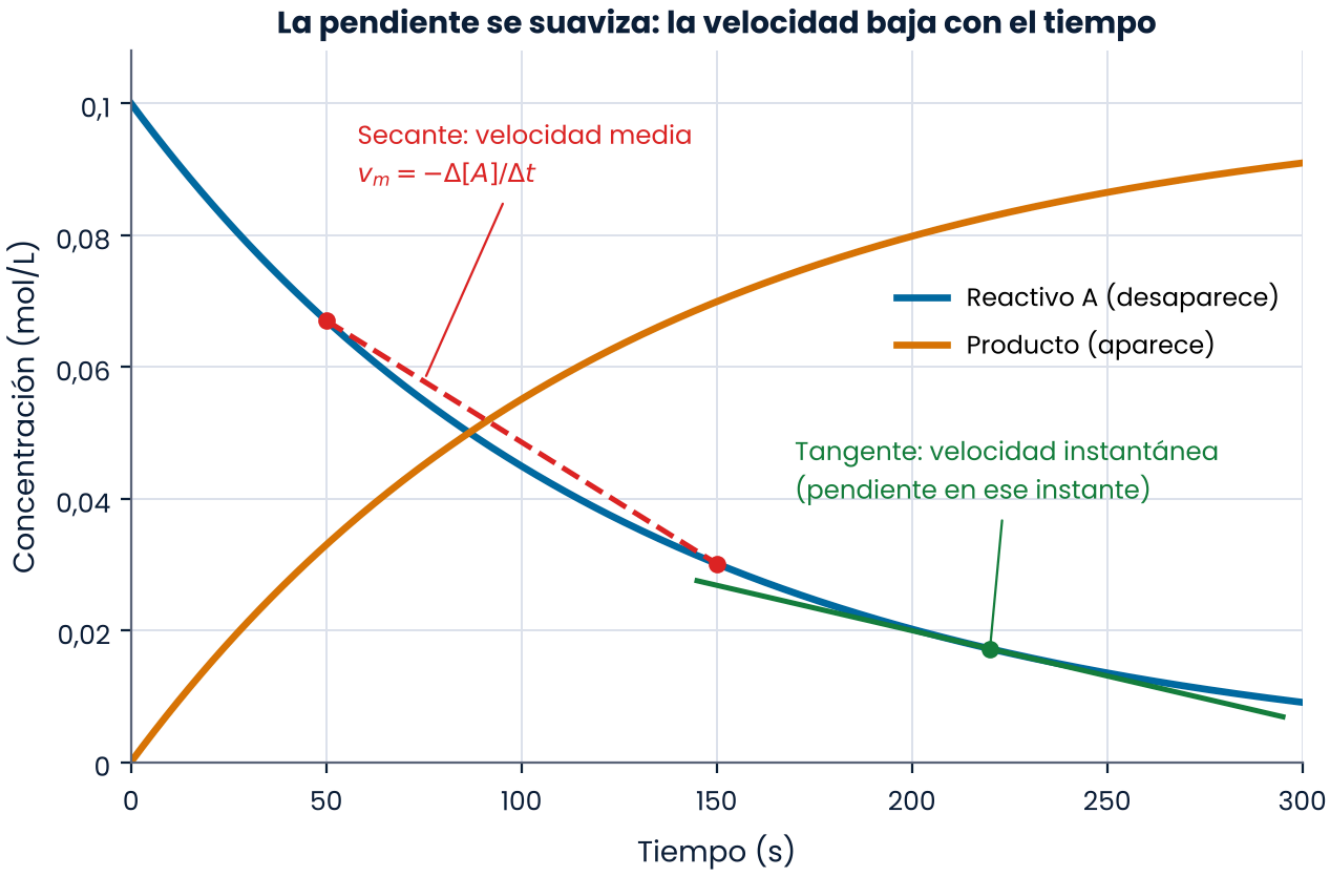
VELOCIDADES DE CADA ESPECIE

En la reacción $2\,\mathrm{N_2O_5\,(g)} \longrightarrow 4\,\mathrm{NO_2\,(g)} + \mathrm{O_2\,(g)}$, la concentración de $\mathrm{N_2O_5}$ baja de 0,100 mol/L a 0,080 mol/L en 50 s. Calcula la velocidad media de desaparición del $\mathrm{N_2O_5}$, la velocidad media de la reacción y las de formación del $\mathrm{NO_2}$ y del $\mathrm{O_2}$.

Respuesta modelo

Desaparición del $\mathrm{N_2O_5}$: $-\dfrac{\Delta[\mathrm{N_2O_5}]}{\Delta t} = -\dfrac{0{,}080 - 0{,}100}{50} = 4{,}0 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{mol{\cdot}L^{-1}{\cdot}s^{-1}}$. Velocidad de la reacción: se divide entre su coeficiente, $v = \frac{1}{2} \cdot 4{,}0 \cdot 10^{-4} = 2{,}0 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{mol{\cdot}L^{-1}{\cdot}s^{-1}}$. Formación del $\mathrm{NO_2}$: $4v = 8{,}0 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{mol{\cdot}L^{-1}{\cdot}s^{-1}}$. Formación del $\mathrm{O_2}$: $1 \cdot v = 2{,}0 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{mol{\cdot}L^{-1}{\cdot}s^{-1}}$.

Por qué puntúa. Escribe siempre la igualdad completa con los coeficientes antes de sustituir: es lo que mira el corrector.



Velocidad media e instantánea. La concentración del reactivo A baja cada vez más despacio. La pendiente de la secante entre dos instantes es la velocidad media; la de la tangente en un punto, la instantánea. El producto aparece al mismo ritmo al que desaparece A (coeficientes 1 y 1).

2 Ecuación de velocidad, órdenes de reacción y unidades de k

La **ecuación de velocidad** (ley de velocidad o ley diferencial) dice cómo depende la velocidad de las concentraciones de los reactivos. Es **experimental**: el Real Decreto 243/2022 la pide como «Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción».

- Forma general:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^{\alpha}[\mathrm{B}]^{\beta}$$

α y β son los **órdenes parciales** respecto a A y a B; $\alpha + \beta$ es el **orden total**; k es la **constante de velocidad** (o constante cinética).

- Los órdenes **se miden**, no se leen en la ecuación ajustada. En $\mathrm{BrO_3^-} + 5\,\mathrm{Br^-} + 6\,\mathrm{H_3O^+} \longrightarrow 3\,\mathrm{Br_2} + 9\,\mathrm{H_2O}$ los órdenes son 1, 1 y 2 (solución oficial de Murcia, modelo 2026), no 1, 5 y 6. Por eso el V/F «el orden total sale de los coeficientes estequiométricos» es **falso** (Aragón 2026).
- Solo en una **reacción elemental** (ocurre en un único choque, tal como se escribe) los órdenes coinciden con los coeficientes: en la reacción elemental $\mathrm{CO} + \mathrm{Cl_2} \longrightarrow \mathrm{COCl_2}$, $v = k[\mathrm{CO}][\mathrm{Cl_2}]$ (Andalucía 2026). Los **productos no aparecen** en la ecuación de velocidad de la PAU.
- Qué significa cada orden: al **duplicar** la concentración de un reactivo, con orden 0 la velocidad **no cambia**; con orden 1, se **duplica**; con orden 2, se **cuadruplica**; con orden 3, se multiplica por 8. En general, por f^{α}. Con orden 0 el reactivo está en la reacción pero no en la ecuación de velocidad (La Rioja 2025). Cataluña limita los órdenes a 0, 1 o 2.
- k **depende de la reacción, de la temperatura y del catalizador**, y **no** de las concentraciones. Si duplicas $[\mathrm{A}]$, cambia v pero no k (Castilla-La Mancha 2025, La Rioja 2026). Si subes la temperatura, k aumenta (ecuación de Arrhenius, más abajo).

Orden total	Ejemplo de ecuación	Unidades de k
0	$v = k$	mol·L⁻¹·s⁻¹
1	$v = k[\mathrm{A}]$	s⁻¹
2	$v = k[\mathrm{A}]^2$ o $v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]$	L·mol⁻¹·s⁻¹
3	$v = k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$	L²·mol⁻²·s⁻¹
n	$v = k[\mathrm{A}]^{\alpha}[\mathrm{B}]^{\beta}$, $\alpha + \beta = n$	$\mathrm{L}^{n-1}\cdot\mathrm{mol}^{1-n}\cdot\mathrm{s}^{-1}$

Cómo sacarlas sin memorizar: k = v / (concentraciones elevadas a sus órdenes); pon las unidades y simplifica. Si te dan k, sus unidades te dicen el orden total. Si el tiempo va en minutos, cambia s por min. M⁻¹ es lo mismo que L·mol⁻¹.

EL ORDEN A PARTIR DE LAS UNIDADES DE K

La constante de velocidad de una reacción vale 0,52 L·mol⁻¹·s⁻¹. ¿Cuál es su orden total? ¿Qué unidades tendría k si la reacción fuera de orden 1?

Respuesta modelo

Despejando, $k = v/[\,]^n$ tiene unidades $\mathrm{mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}}/(\mathrm{mol\cdot L^{-1}})^n = (\mathrm{mol\cdot L^{-1}})^{1-n}\cdot\mathrm{s^{-1}}$. Para que salga $\mathrm{L\cdot mol^{-1}\cdot s^{-1}} = (\mathrm{mol\cdot L^{-1}})^{-1}\cdot\mathrm{s^{-1}}$ hace falta $1 - n = -1$: **orden total 2**. Con orden 1, $k = v/[\mathrm{A}]$ tendría unidades de **s⁻¹**.

Por qué puntúa. Es la pregunta del apartado a) y d) de Castilla y León 2025 (ordinaria).

DUPLICAR EL VOLUMEN DE UN RECIPIENTE CON GASES

Para la reacción entre gases $2\,\mathrm{A}\,(\mathrm{g}) + \mathrm{B}\,(\mathrm{g}) \longrightarrow \mathrm{C}\,(\mathrm{g})$ se ha medido $v = k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$. ¿Cómo cambia la velocidad si se duplica el volumen del recipiente a temperatura constante?

Respuesta modelo

Al duplicar el volumen, cada concentración se reduce a la mitad; k no cambia porque T es la misma.

$$v' = k\left(\frac{[\mathrm{A}]}{2}\right)^2 \frac{[\mathrm{B}]}{2} = \frac{1}{8}\,k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}] = \frac{v}{8}$$

La velocidad se hace **ocho veces menor**: hay menos partículas por unidad de volumen y menos choques.

Por qué puntúa. Al revés, reducir el volumen a la mitad (doblar la presión) multiplica v por 2 elevado al orden total. Lo preguntan Castilla y León (2025 y modelo 2026) y Galicia (2026).

Sin unidades en k pierdes nota

Navarra resta un 25 % del apartado por unidades mal indicadas; Andalucía: «La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se penalizará con un 25% del valor del apartado»; Aragón: «Se penalizará la falta de unidades o el uso incorrecto de las mismas»; Asturias resta 0,25 por unidades incorrectas. En casi todas las comunidades te piden las unidades de k de forma expresa: es medio punto fácil.

3 El método de las velocidades iniciales, paso a paso

Es el problema más repetido del tema. Se mide la velocidad al principio de la reacción, cuando las concentraciones son las iniciales y conocidas, en varios experimentos en los que se cambia la concentración de un solo reactivo cada vez. Comparando experimentos se sacan los órdenes y luego k.

- Si no hay dos experimentos en los que cambie una sola concentración, usa primero un orden ya conocido o uno que hayas sacado: en Aragón 2025 te daban el orden respecto al $\mathrm{NH_4^+}$; en Murcia (modelo 2026) hay tres reactivos y se sacan de uno en uno; para el $\mathrm{H_3O^+}$ la concentración se multiplica por 1,5 y la velocidad por 2,29 ≈ 1,5², así que el orden es 2.
- Los datos son experimentales: un cociente de 1,99 es 2. Si sale algo como 2,83 al duplicar, $\alpha = \dfrac{\log 2{,}83}{\log 2} = 1{,}50$: orden 3/2. En la PAU casi siempre salen enteros.
- **Escribe el cociente** con la ecuación general en el numerador y en el denominador: en Castilla-La Mancha cada orden bien deducido vale 0,25 y la solución oficial escribe ese cociente para cada orden.

1. Plantea

Escribe la ecuación general $v = k[\mathrm{A}]^\alpha[\mathrm{B}]^\beta$ con los órdenes como incógnitas.

2. Elige la pareja

Busca dos experimentos en los que solo cambie $[\mathrm{A}]$ y divide sus velocidades: k y $[\mathrm{B}]$ se simplifican y queda $v_2/v_1 = ([\mathrm{A}]_2/[\mathrm{A}]_1)^\alpha$.

3. Despeja el orden

Si al duplicar $[\mathrm{A}]$ la velocidad se duplica, $\alpha = 1$; si se cuadruplica, $\alpha = 2$; si no cambia, $\alpha = 0$. Si el cociente no es una potencia limpia, usa logaritmos.

4. Repite con B
Escribe la ecuación con los órdenes numéricos y da el orden total (la suma).

5. Calcula k
Sustituye un experimento (o haz la media de todos) y pon las unidades.

6. Úsala
Con la ecuación ya completa calcula lo que pidan: la velocidad con otras concentraciones o la concentración que da una velocidad.

Experimento	$[A]_0$ (mol/L)	$[B]_0$ (mol/L)	v_0 (mol·L⁻¹·s⁻¹)
1	0,10	0,10	$2{,}0\cdot10^{-3}$
2	0,20	0,10	$8{,}0\cdot10^{-3}$
3	0,20	0,30	$2{,}4\cdot10^{-2}$

Datos de ejemplo para la reacción A + B → productos (el ejemplo resuelto de abajo).

ÓRDENES, ECUACIÓN Y K CON LA TABLA DE ARRIBA

Con los datos de la tabla, escribe la ecuación de velocidad, calcula k y la velocidad cuando [A] = [B] = 0,050 mol/L.

Respuesta modelo

Experimentos 1 y 2 (solo cambia $[\mathrm{A}]$, que se duplica): $\frac{v_2}{v_1}=\frac{8{,}0\cdot10^{-3}}{2{,}0\cdot10^{-3}}=4=2^{\alpha}\Rightarrow\alpha=2$. Experimentos 2 y 3 (solo cambia $[\mathrm{B}]$, que se triplica): $\frac{v_3}{v_2}=\frac{2{,}4\cdot10^{-2}}{8{,}0\cdot10^{-3}}=3=3^{\beta}\Rightarrow\beta=1$. Ecuación: $v=k[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$, **orden total 3**. Con el experimento 1: $k=\frac{2{,}0\cdot10^{-3}}{(0{,}10)^2\cdot0{,}10}=2{,}0\ \mathrm{L^2\cdot mol^{-2}\cdot s^{-1}}$. Por último, $v=2{,}0\cdot(0{,}050)^2\cdot0{,}050=2{,}5\cdot10^{-4}\ \mathrm{mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}}$.

Por qué puntúa. Comprueba k con otro experimento: con el 3, $2{,}4\cdot10^{-2}/(0{,}20^2\cdot0{,}30)=2{,}0$. Si no coincide, has sacado mal un orden.

4 Teoría de colisiones y teoría del estado de transición

El Real Decreto 243/2022 pide la «Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación». La teoría del estado de transición (o del complejo activado) la añaden los currículos de Asturias, Madrid y Extremadura y la orientación de Murcia.

- **Teoría de colisiones**: para reaccionar, las partículas tienen que **chocar**. Solo reaccionan los **choques eficaces**, los que cumplen dos condiciones: **energía suficiente** (al menos la energía de activación) y **orientación adecuada** (que choquen por la parte de la molécula que reacciona).
- La velocidad es proporcional al número de **choques eficaces por unidad de tiempo y de volumen**: es la base de todas las justificaciones del tema.
- **Energía de activación (Ea)**: la energía mínima que tienen que tener las partículas que chocan para que el choque dé lugar a reacción. Es una **barrera**: cuanto mayor, más lenta la reacción a una temperatura dada. En una etapa elemental, como las de los diagramas de la PAU, es siempre positiva.
- **Teoría del estado de transición**: en un choque eficaz se forma el **complejo activado** (o estado de transición), una agrupación de máxima energía, muy inestable, en la que unos enlaces se están rompiendo y otros formando. No se puede aislar: evoluciona hacia productos o vuelve a reactivos.
- La energía de activación **directa** es lo que hay que subir desde los reactivos hasta el complejo activado; la **inversa**, desde los productos. Por eso

$$\Delta H = E_{a,d} - E_{a,i}$$

En una reacción **exotérmica**, $E_{a,d} < E_{a,i}$; en una **endotérmica**, $E_{a,d} > E_{a,i}$.

- Rapidez y espontaneidad son cosas distintas (Tema 9): ΔG dice si una reacción puede ocurrir; Ea, lo rápido que ocurre. Una mezcla de H_2 y O_2 no reacciona hasta que una chispa supera la barrera.

Cataluña: justifica con colisiones

Las Orientacions PAU-2027 de Cataluña dicen: «No es demanaran justificacions segons el model de l'estat de transició, es demanen justificacions segons el model de col·lisions» [no se pedirán justificaciones con el modelo del estado de transición; se piden con el modelo de colisiones; traducido del catalán]. Y los diagramas de energía, «només en reaccions amb una única etapa» [solo en reacciones con una única etapa].

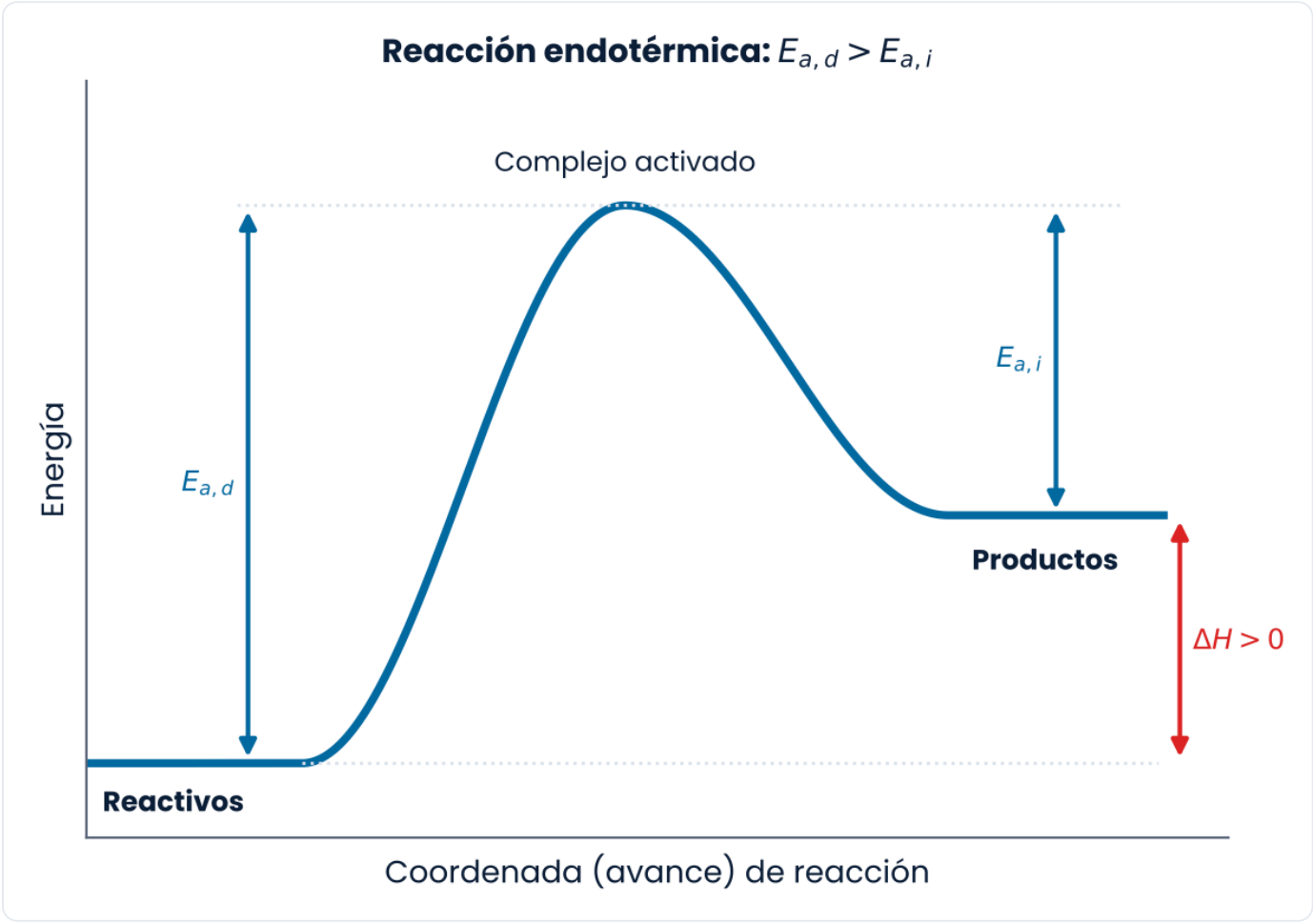


Diagrama de energía de una reacción endotérmica. El complejo activado está en la cima. La energía de activación directa se mide desde los reactivos y la inversa desde los productos; como los productos están más altos, ΔH > 0 y Ea directa > Ea inversa.

5 Dibujar el diagrama de energía (y qué cambia con un catalizador)

Lo piden La Rioja (2025 y 2026), Navarra (2025) y Murcia (2025), y la ficha de Asturias dice que hay que representar el perfil «con y sin catalizador, indicando los reactivos, los productos, el complejo activado, las energías de activación de las reacciones directa, EA, d, e inversa, EA, i, y la variación de energía de la reacción».

- **Ejes**: energía (o entalpía) en el vertical, en kJ/mol si hay números; **coordenada de reacción** (avance) en el horizontal, sin números.
- **Tres niveles**: reactivos a la izquierda, productos a la derecha (más abajo si es exotérmica, más arriba si es endotérmica) y la **cima** con el complejo activado.

- **Tres flechas con su nombre y su valor**: Ea directa (de reactivos a cima), Ea inversa (de productos a cima) y ΔH (de reactivos a productos, con su signo).
- **Con catalizador**: dibuja una segunda curva, con la misma salida y la misma llegada, pero con la **cima más baja**. Las dos energías de activación bajan **lo mismo**: si $E_{a,d}$ baja 40 kJ/mol, $E_{a,i}$ también baja 40 kJ/mol. ΔH **no cambia**.
- Si la reacción tiene varias etapas, hay una cima por etapa y un valle por cada intermedio (lo ves en el mecanismo, más abajo). Cataluña solo pide diagramas de una etapa.

EA INVERSA A PARTIR DE LA DIRECTA Y DE ΔH

Una reacción tiene ΔH = +25 kJ/mol y una energía de activación directa de 85 kJ/mol. Un catalizador rebaja la energía de activación directa a 50 kJ/mol. Calcula las energías de activación inversas sin catalizador y con él.

Respuesta modelo

De $\Delta H = E_{a,d} - E_{a,i}$: $E_{a,i} = E_{a,d} - \Delta H = 85 - 25 = 60$ kJ/mol. El catalizador no cambia ΔH: $E'_{a,i} = 50 - 25 = 25$ kJ/mol. Las dos han bajado 35 kJ/mol.

Por qué puntúa. Dibuja siempre el diagrama aunque solo pidan números: ves el signo de ΔH de un vistazo y La Rioja valora «la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos».

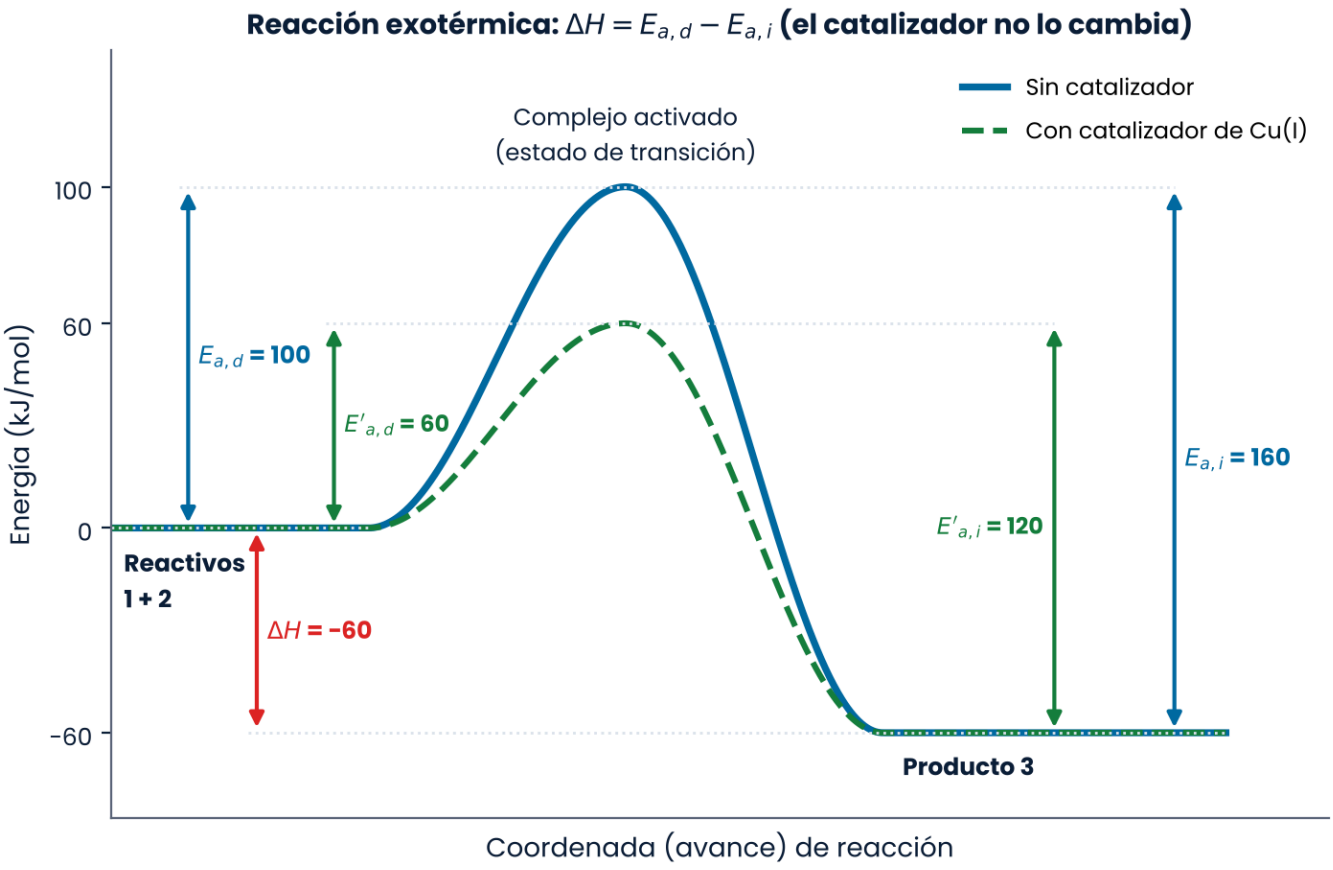


Diagrama de energía de la reacción de Huisgen (La Rioja 2026), con los datos del enunciado. Sin catalizador, Ea directa = 100 kJ/mol y Ea inversa = 160 kJ/mol, así que ΔH = 100 − 160 = −60 kJ/mol (exotérmica). Con el catalizador de cobre(I) la cima baja 40 kJ/mol: Ea directa = 60 kJ/mol y Ea inversa = 120 kJ/mol. ΔH sigue siendo −60 kJ/mol.

6 Factores que influyen en la velocidad

El RD 243/2022 pide la «Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma». Cada factor se justifica con la teoría de colisiones: qué le pasa a las partículas, si hay más o menos choques

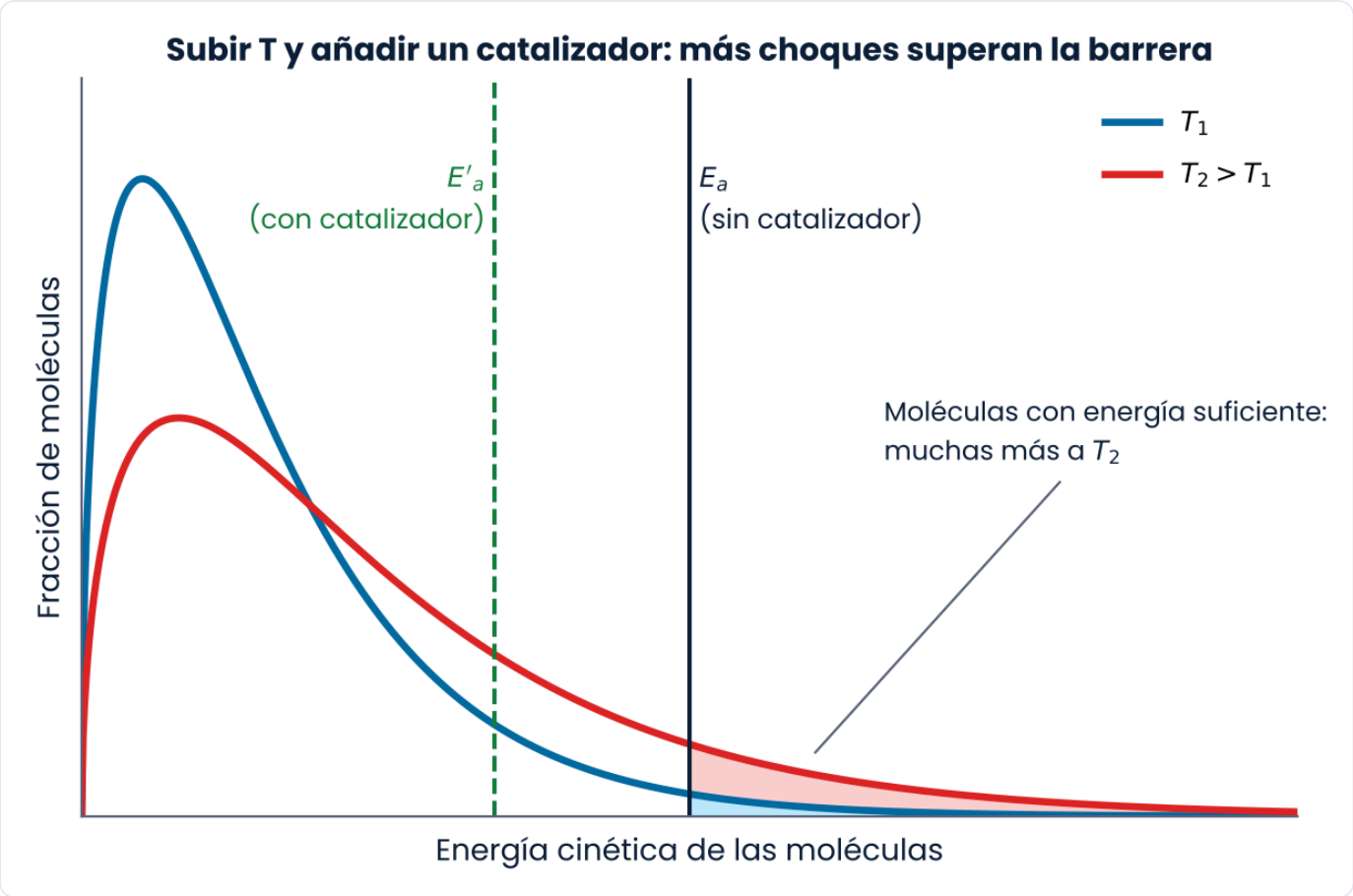
eficaces y, si toca, qué le pasa a k.

- **Ejemplos que caen en los V/F**: el aluminio en polvo arde mucho más rápido que una lámina (superficie; Andalucía 2026, reserva); los alimentos duran más en el congelador porque a baja temperatura las reacciones que los estropean son más lentas (temperatura).
- **Ojo**: subir T acelera **también** una reacción exotérmica; lo de exotérmica afecta al equilibrio (Tema 11).
- **Ojo con «la Ea disminuye al aumentar la temperatura»**: falso (Baleares 2025). La barrera es la misma; lo que cambia es cuántas moléculas la superan. Solo un catalizador cambia la Ea (porque cambia el camino).

Factor	Efecto	Por qué (colisiones)
Naturaleza de los reactivos	Depende de los enlaces que hay que romper	Iones en disolución reaccionan casi al instante (precipitaciones); las reacciones que rompen muchos enlaces covalentes fuertes son lentas (combustiones a temperatura ambiente).
Concentración (en gases, presión)	Más concentración, más velocidad (según su orden)	Más partículas por unidad de volumen: más choques por segundo. Si el orden respecto a ese reactivo es 0, no influye.
Temperatura	Más temperatura, más velocidad (k aumenta)	Más energía cinética: muchas más partículas superan Ea (es el efecto principal) y además chocan más a menudo.
Superficie de contacto (grado de división)	Más dividido, más rápido	En reacciones entre fases, solo chocan las partículas de la superficie: el polvo expone mucha más superficie que un trozo.
Catalizador	Aumenta la velocidad (k aumenta)	Abre un camino de reacción con menor Ea: más choques superan la barrera a la misma temperatura.

Plantilla para justificar cualquier factor

Factor → qué cambia en las partículas (número por volumen, energía, superficie, camino) → más o menos choques eficaces por segundo → la velocidad sube o baja (y, si es la temperatura o un catalizador, cambia k). Sin la parte de las partículas, en Andalucía «La falta de justificación o razonamiento cuando se solicite se penalizará con el 100 %».



Por qué la temperatura y el catalizador aceleran. La curva muestra cuántas moléculas tienen cada energía. A más temperatura la curva se ensancha y el área a la derecha de Ea (moléculas que pueden reaccionar) crece mucho. Un catalizador no cambia la curva: mueve la barrera a la izquierda (E'a).

7 La ecuación de Arrhenius

Explica cómo depende k de la temperatura y de la energía de activación:

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

A es el **factor de frecuencia** (o preexponencial: frecuencia de choques y orientación, con las mismas unidades que k), E_a en J/mol, $R = 8{,}314$ J/(mol·K) y T **en kelvin**.

- **Lectura cualitativa** (la que pide casi todo el mundo): si T sube, el exponente $-E_a/(RT)$ es menos negativo y k **aumenta**; si E_a baja (catalizador), k **aumenta**. Cuanto mayor es E_a, más sensible es k a la temperatura.
- **Forma logarítmica**: $\ln k = \ln A - \dfrac{E_a}{RT}$. Representar $\ln k$ frente a $1/T$ da una recta de pendiente $-E_a/R$.
- **Con dos temperaturas** se elimina A:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

  Sirve para sacar E_a si sabes cuánto cambia k, o para sacar k a otra temperatura (Asturias 2025, ejercicio resuelto abajo).

Comunidad	Qué dice su documento sobre Arrhenius
Asturias	Con números: la ficha 2025-26 pide predecir «de forma cuantitativa» el efecto de catalizadores y temperatura en k. Cayó en 2025 (extraordinaria).
Andalucía	Novedad de 2026-27: «Conocer la relación entre la constante cinética y la temperatura a través de la ecuación de Arrhenius».
Baleares	El Decret 43/2025 la incluye; la matriz pide «conocer el significado de la ecuación de Arrhenius» (traducido del catalán).
Madrid	El Decreto 64/2022 la nombra; en sus exámenes 2025-2026 se ha usado de forma cualitativa.
Castilla-La Mancha y Extremadura	Su bloque de cinética se titula «Cinética química. Ecuaciones de velocidad. Teoría de Arrhenius» (Castilla-La Mancha: orientación Crue 2025-26 que publica la UCLM; Extremadura: criterios generales 2026-27). En sus exámenes, solo cualitativa.
Comunitat Valenciana	«Dependencia cualitativa de la constante de velocidad de la energía de activación y de la temperatura (ecuación de Arrhenius)», aunque la fórmula viene en el formulario del examen.
Canarias	Para la PAU 2026, la influencia de los factores «se tratará de modo cualitativo» (acta de 20-03-2026; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027). El acta de 30-09-2026 añade para 2027 el cálculo de la ecuación de velocidad con velocidades iniciales y no dice nada de Arrhenius.
Murcia	«No serán objeto de examen problemas numéricos relacionados con las ecuaciones de velocidad (cálculo de concentraciones en función del tiempo) o la ecuación de Arrhenius».
Cataluña	«No entra l'equació d'Arrhenius» [no entra la ecuación de Arrhenius] (Orientacions PAU-2027).

Las demás comunidades no la nombran ni la excluyen: sabe usarla al menos de forma cualitativa.

CUÁNTO ACELERA SUBIR 10 °C

Una reacción tiene Ea = 50 kJ/mol. ¿Por cuánto se multiplica k al pasar de 25 °C a 35 °C?

Respuesta modelo

$T_1 = 298{,}15$ K y $T_2 = 308{,}15$ K.

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{50\,000}{8{,}314}\left(\frac{1}{298{,}15} - \frac{1}{308{,}15}\right) = 0{,}655 \;\Rightarrow\; \frac{k_2}{k_1} = e^{0{,}655} = 1{,}92$$

La constante (y la velocidad, con las mismas concentraciones) casi se duplica.

Por qué puntúa. Ea en J/mol, no en kJ/mol: con R = 8,314 J/(mol·K) las unidades tienen que cuadrar.

CUÁNTO ACELERA UN CATALIZADOR

Un catalizador rebaja la energía de activación de 75 kJ/mol a 50 kJ/mol. Suponiendo que A no cambia, ¿por cuánto se multiplica k a 25 °C?

Respuesta modelo

$$\frac{k_{\text{cat}}}{k} = \frac{A\,e^{-50\,000/(RT)}}{A\,e^{-75\,000/(RT)}} = e^{25\,000/(8{,}314\cdot 298{,}15)} = e^{10{,}09} \approx 2{,}4 \cdot 10^4$$

La reacción va unas veinticuatro mil veces más deprisa.

Por qué puntúa. Bajar la barrera es mucho más eficaz que calentar.

8 Catalizadores: qué hacen y qué no hacen

La IUPAC define el **catalizador** como una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción sin modificar la variación de energía de Gibbs estándar global. Participa en la reacción pero **se regenera**: no

se gasta y no aparece en la ecuación global.

- **Cómo actúa**: ofrece un **camino de reacción distinto** (otro mecanismo) con **menor energía de activación**. Baja la Ea directa y la inversa en la misma cantidad, así que acelera por igual la reacción directa y la inversa (el V/F «el catalizador solo afecta a la reacción directa» es falso: Andalucía 2026, reserva).
- **Qué no cambia**: ΔH, ΔG, la constante de equilibrio ni la composición en el equilibrio. **No aumenta el rendimiento**: solo hace que el equilibrio se alcance antes (Aragón 2025, Navarra 2026; lo ves en el Tema 11).
- Actúa en **pequeñas cantidades**, es **específico** y se puede **envenenar** (el plomo inutiliza el convertidor catalítico).
- **Convertidor catalítico** de los coches (Pt, Pd y Rh sobre un soporte cerámico): $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$, $2\,NO + 2\,CO \longrightarrow N_2 + 2\,CO_2$ y la oxidación de los hidrocarburos que no se han quemado, como $2\,C_8H_{18} + 25\,O_2 \longrightarrow 16\,CO_2 + 18\,H_2O$.
- **Industria**: hierro en la síntesis del amoníaco (Haber-Bosch), pentaóxido de divanadio en el método de contacto del ácido sulfúrico, platino-rodio en la oxidación del amoníaco a ácido nítrico (Ostwald). En Haber-Bosch la temperatura se elige equilibrando velocidad y rendimiento (Andalucía y Cantabria lo citan; Tema 11).
- **Inhibidores**: sustancias que **ralentizan** una reacción (conservantes y antioxidantes de alimentos). La IUPAC no los llama catalizadores, pero Murcia habla de «Catalizadores positivos y negativos (inhibidores)» y los criterios de Castilla-La Mancha dan por válido razonar con catalizadores positivos y negativos.

Catálisis homogénea

Catalizador y reactivos en la misma fase, normalmente en disolución: el ácido sulfúrico en la esterificación (Tema 19), los iones yoduro en la descomposición del agua oxigenada.

Catálisis heterogénea

Catalizador sólido y reactivos gaseosos o líquidos: las moléculas se adsorben en la superficie, donde los enlaces se debilitan. El hierro de Haber-Bosch y el convertidor catalítico. Cuanto más dividido el sólido, mejor.

Catálisis enzimática

Las enzimas son proteínas que catalizan las reacciones de los seres vivos: muy específicas y eficaces, con una temperatura y un pH óptimos. Extremadura (modelo 2026) la pide con las tiras reactivas de glucosa, que llevan enzimas.

La frase que puntúa

Di las tres cosas: proporciona un mecanismo alternativo con **menor energía de activación**; por eso aumentan los choques eficaces y la constante k (Arrhenius); **no se consume** y **no cambia ΔH ni la constante de equilibrio**. La solución oficial de Aragón 2025 (extraordinaria) lo resume así: «Un catalizador (positivo) provoca que la reacción transcurra por un camino de reacción distinto donde la energía de activación es más baja, lo que hace que la velocidad de la reacción aumente».

9 Mecanismo de reacción, molecularidad y etapa limitante

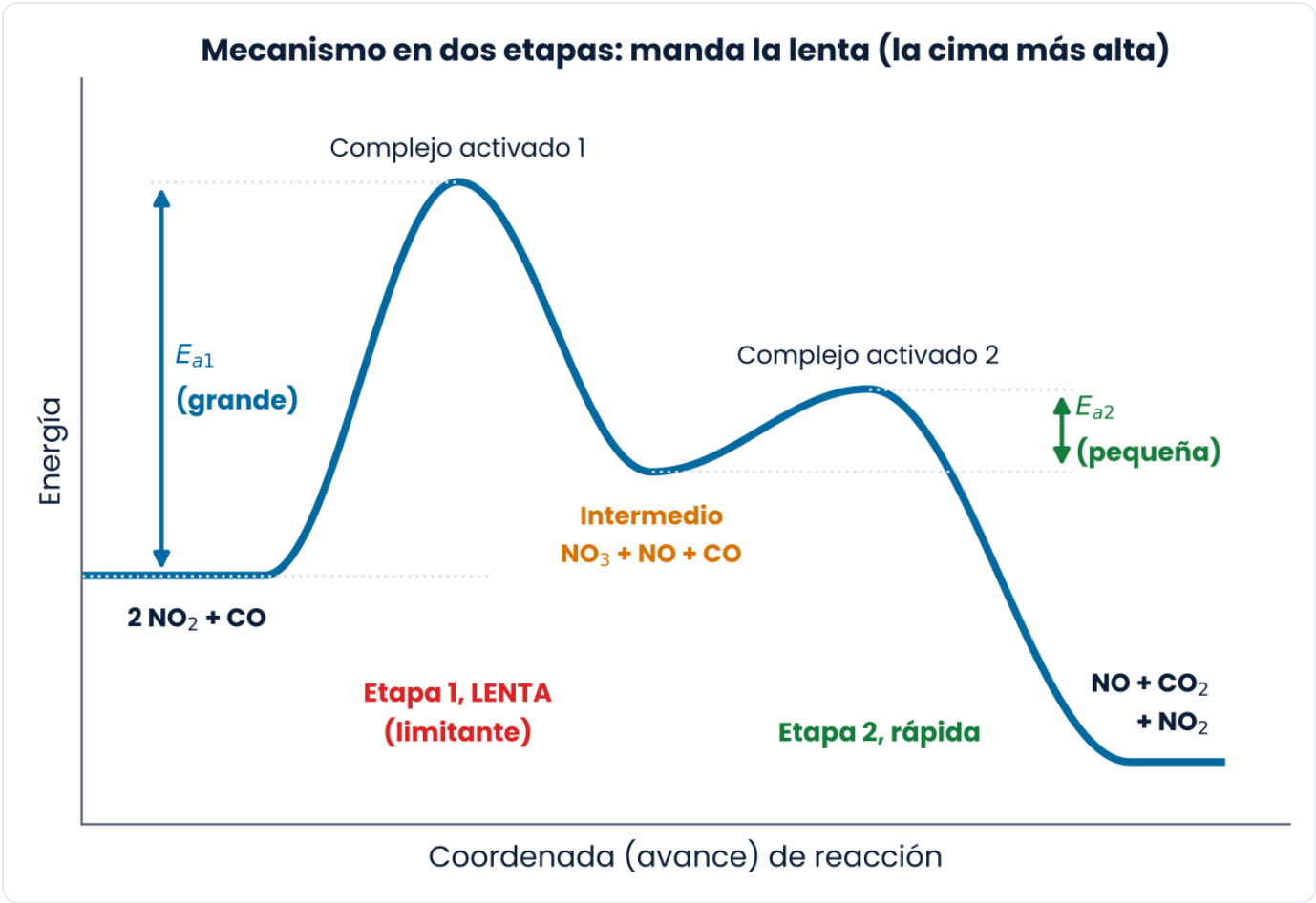
No está en los saberes del Real Decreto 243/2022, pero lo añaden documentos oficiales de varias comunidades y ya ha caído: en Navarra 2026 (ordinaria) y en el modelo 2026 de Extremadura. Mira la caja para saber si te afecta.

- **Mecanismo de reacción**: la secuencia de **etapas elementales** por las que pasa una reacción. Cada etapa elemental ocurre tal como se escribe, en un solo choque. La **suma** de las etapas da la ecuación global.

- **Intermedio de reacción**: especie que se **forma** en una etapa y se **consume** en otra; no aparece en la ecuación global. No lo confundas con el catalizador, que se consume primero y **se regenera** después.
- **Molecularidad**: número de partículas que chocan en una **etapa elemental**: unimolecular (1), bimolecular (2) o termolecular (3, muy rara porque es difícil que choquen tres a la vez). Es siempre un entero positivo y solo tiene sentido para etapas elementales; el **orden** es experimental, es de la reacción global y puede ser 0 o fraccionario. El acta de la UPM (Madrid) pide expresamente «diferenciar orden y molecularidad».
- En una **etapa elemental**, la ecuación de velocidad se escribe con los coeficientes: para la etapa $\mathrm{A} + \mathrm{B} \longrightarrow \mathrm{C}$, $v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]$; para $2\,\mathrm{NO_2} \longrightarrow \mathrm{NO_3} + \mathrm{NO}$, $v = k[\mathrm{NO_2}]^2$.
- **Etapa limitante** (o determinante) de la velocidad: la **más lenta**; en el diagrama de energía, la de la cima (complejo activado) más alta. La reacción global no puede ir más deprisa que ella. Si la lenta es la **primera**, la ecuación de velocidad global es la de esa etapa.
- Ejemplo clásico: $\mathrm{NO_2\,(g)} + \mathrm{CO\,(g)} \longrightarrow \mathrm{NO\,(g)} + \mathrm{CO_2\,(g)}$ por debajo de unos 225 °C (unos 500 K). Etapa 1, lenta: $\mathrm{NO_2} + \mathrm{NO_2} \longrightarrow \mathrm{NO_3} + \mathrm{NO}$. Etapa 2, rápida: $\mathrm{NO_3} + \mathrm{CO} \longrightarrow \mathrm{NO_2} + \mathrm{CO_2}$. Ecuación de velocidad medida: $v = k[\mathrm{NO_2}]^2$, de **orden 0 respecto al CO**, aunque el CO esté en la reacción. Si la hubieras escrito con los coeficientes ($v = k[\mathrm{NO_2}][\mathrm{CO}]$) estaría mal. El $\mathrm{NO_3}$ es un intermedio. (Por encima de unos 225 °C la ecuación medida cambia a $v = k[\mathrm{NO_2}][\mathrm{CO}]$: el mecanismo depende de las condiciones.)
- En la PAU te dicen cuál es la etapa lenta (modelo 2026 de Extremadura) o te dan la velocidad de cada etapa (Navarra 2026); en lo que ha caído, la lenta es siempre la primera. Si fuera una etapa posterior, la ecuación global dependería también de las anteriores, y eso no lo piden.
- Relación con el equilibrio: en una **reacción elemental reversible**, en el equilibrio la velocidad directa iguala a la inversa, así que $K_c = k_d/k_i$. Lo añade la ficha de Asturias (saber B.9); lo ves en el Tema 11.

Qué comunidades lo piden y cuál lo excluye

Galicia: «no apartado de cinética serán cuestións relativas a: [...] ecuacións de velocidade, orde de reacción, mecanismo de reacción, molecularidade» [en cinética habrá cuestiones sobre ecuaciones de velocidad, orden de reacción, mecanismo de reacción, molecularidad; traducido del gallego] (CiUG, Orientacións 2026/2027). **Castilla y León**: el Decreto 40/2022 añade «Mecanismo de reacción» (no figura en la matriz de la PAU). **La Rioja**: la rúbrica de la guía 2025-26 evalúa obtener ecuaciones cinéticas «identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción». **Navarra**: cayó en 2026 (ordinaria, 2B) sin que ningún documento lo nombre. **Murcia** lo excluye en el bloque «Cinética química» de su Orientación para la PAU 2027: «No serán objeto de examen los mecanismos de reacción». Lo que excluyen Andalucía (orientaciones 2026-27), Asturias (acta de 22-10-2024) y Madrid (ámbito de contenidos 2026-27) son los mecanismos de las reacciones orgánicas (Tema 19), que es otra cosa.



Mecanismo de NO_2 + CO en dos etapas. Hay una cima por etapa y un valle con el intermedio (NO_3). La etapa 1 tiene la cima más alta (y la mayor energía de activación): es la lenta y la que fija la ecuación de velocidad, $v = k[NO_2]^2$.

10 Qué te piden en tu comunidad

Lo que ha caído en las convocatorias ordinaria y extraordinaria de 2025 y 2026 y lo que dicen los documentos oficiales de 2026-27. Que algo no haya caído no significa que no entre.

Comunidad	Qué ha caído (2025–2026)	Qué dice su documento
Andalucía	Cuestiones de la Pregunta 2B: orden total, unidades de k, V/F de una reacción elemental (2025 y 2026, ordinaria).	2026-27 añade la ecuación de Arrhenius.
Aragón	En las cuatro: tabla de velocidades iniciales (obligatoria y con contexto en 2025 extraordinaria), V/F de órdenes y unidades, Ea y catalizador.	Sin exclusiones; penaliza las unidades.
Asturias	En las cuatro (Pregunta 5): órdenes, k y ley con tabla de experimentos; Arrhenius con números (2025 extraordinaria).	Ficha 2025-26: Arrhenius cuantitativo, perfil con Ea directa e inversa, Kc = kd/ki.
Baleares	V/F de teoría (2025 ordinaria) y velocidades iniciales con k (2026 ordinaria).	El Decret 43/2025 añade Arrhenius.
Canarias	No ha caído.	Factores de la velocidad, solo cualitativos (acta de 20-03-2026; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027). Para 2027: «Se incluirán preguntas de cinética en las que haya que determinar la ecuación de velocidad a partir de datos de velocidades iniciales» (acta de 30-09-2026).
Cantabria	2026 extraordinaria: k, velocidad con otras concentraciones y dos formas de acelerar.	Sin exclusiones.

Comunidad	Qué ha caído (2025–2026)	Qué dice su documento
Castilla-La Mancha	2025 y 2026 extraordinarias: ecuación de velocidad, tabla de velocidades iniciales, unidades de k, catalizador.	Bloque «Cinética química. Ecuaciones de velocidad. Teoría de Arrhenius».
Castilla y León	Tres de cuatro: orden por las unidades de k, efecto de T y del volumen, tabla de velocidades iniciales.	El Decreto 40/2022 añade el mecanismo de reacción (no está en la matriz).
Cataluña	Colisiones y catalizadores (2025 ordinaria, 2026 extraordinaria con contexto).	Sin Arrhenius ni estado de transición; órdenes 0, 1 o 2.
Comunitat Valenciana	En las cuatro (Ejercicio 5): ley con tabla, k con unidades, velocidades de desaparición.	«sin necesidad de integrar las ecuaciones de velocidad»; Arrhenius cualitativo.
Extremadura	2025 ordinaria y extraordinaria: tabla, k, efecto de T y catalizador.	Bloque B2 con «Teoría de Arrhenius»; el Decreto 109/2022 añade el complejo activado.
Galicia	2026 ordinaria: k de una reacción de orden 1 y efecto de duplicar el volumen.	Mecanismo y molecularidad como cuestiones; «non se incluirán cálculos de orde de reacción».
La Rioja	2025 y 2026: órdenes y unidades de k, diagramas con Ea directa e inversa y catalizador.	Rúbrica 2025-26: etapa limitante del mecanismo.
Madrid	2025 ordinaria y 2026 (ordinaria y extraordinaria): ley de velocidad, orden por las unidades de k, T y catalizador (la tabla de velocidades iniciales cayó en el examen coincidente de 2026).	El Decreto 64/2022 nombra Arrhenius y el estado de transición.
Murcia	2025: velocidades iniciales (extraordinaria) y perfil de reacción (ordinaria).	Fuera: problemas numéricos de Arrhenius y de concentración frente al tiempo, y mecanismos.
Navarra	2025 (ordinaria y extraordinaria) y 2026 ordinaria: velocidades iniciales, diagrama con Ea, etapa limitante y catalizador.	Sin exclusiones; -25 % por unidades.
País Vasco	No ha caído.	Está en su temario, sin exclusiones.

Fuentes: los exámenes de 2025 y 2026 y los documentos de cada comisión citados en las fuentes. «Las cuatro» son las ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026.

11 Ejercicio resuelto: órdenes, ecuación de velocidad y k con tres experimentos (Castilla-La Mancha 2026)

PAU CASTILLA-LA MANCHA 2026 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · PROBLEMA 3, OPCIÓN 3B (A ELEGIR ENTRE 3A Y 3B; 2 PUNTOS)

El cloro y el monóxido de nitrógeno reaccionan según la ecuación: $2\,NO\,(g) + \,Cl_2\,(g) \longrightarrow 2\,NOCl\,(g)$. Variando las concentraciones iniciales de ambos reactivos se han obtenido los siguientes datos: Experimento 1: $[NO]_0 = 0{,}250$ mol·L⁻¹, $[Cl_2]_0 = 0{,}250$ mol·L⁻¹, $v_0 = 1{,}43 \cdot 10^{-6}$ mol·L⁻¹·s⁻¹. Experimento 2: $[NO]_0 = 0{,}500$ mol·L⁻¹, $[Cl_2]_0 = 0{,}250$ mol·L⁻¹, $v_0 = 5{,}72 \cdot 10^{-6}$ mol·L⁻¹·s⁻¹. Experimento 3: $[NO]_0 = 0{,}500$ mol·L⁻¹, $[Cl_2]_0 = 0{,}500$ mol·L⁻¹, $v_0 = 1{,}14 \cdot 10^{-5}$ mol·L⁻¹·s⁻¹.

a) Calcule el orden total de la reacción y escriba la ecuación de velocidad. (1 punto)

b) Halle la constante de velocidad y determine sus unidades. (0,5 puntos)

c) Explique cómo afectaría a la velocidad de la reacción, la adición de un catalizador. ¿La variación de la concentración de qué reactivo afectaría más a la velocidad de reacción? Razónelo. (0,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: el orden total es la suma de los órdenes parciales, y los órdenes no se leen en la ecuación ajustada: se sacan de la tabla por el **método de las velocidades iniciales**. Ecuación general: $v = k[\mathrm{NO}]^{\alpha}[\mathrm{Cl_2}]^{\beta}$.
2. Orden respecto al NO: en los experimentos 1 y 2 solo cambia $[\mathrm{NO}]$ (se duplica). Dividiendo:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k\,(0{,}500)^{\alpha}(0{,}250)^{\beta}}{k\,(0{,}250)^{\alpha}(0{,}250)^{\beta}} = 2^{\alpha} = \frac{5{,}72\cdot 10^{-6}}{1{,}43\cdot 10^{-6}} = 4 \;\Rightarrow\; \alpha = 2$$

3. Orden respecto al $\mathrm{Cl_2}$: en los experimentos 2 y 3 solo cambia $[\mathrm{Cl_2}]$ (se duplica):

$$\frac{v_3}{v_2} = 2^{\beta} = \frac{1{,}14\cdot 10^{-5}}{5{,}72\cdot 10^{-6}} = 1{,}99 \approx 2 \;\Rightarrow\; \beta = 1$$

   El 1,99 es error experimental: el orden es el entero más próximo.
4. Orden total: $\alpha + \beta = 2 + 1 = 3$. Aquí los órdenes coinciden con los coeficientes, pero eso no se puede suponer: lo dicen los datos.

SOLUCIÓN $v = k[\mathrm{NO}]^2[\mathrm{Cl_2}]$: orden 2 respecto al NO, orden 1 respecto al $\mathrm{Cl_2}$ y **orden total 3**.

Apartado b)

1. Despeja k con un experimento; con el 1:

$$k = \frac{v_1}{[\mathrm{NO}]^2[\mathrm{Cl_2}]} = \frac{1{,}43\cdot 10^{-6}}{(0{,}250)^2\cdot 0{,}250} = 9{,}15\cdot 10^{-5}$$

   Con el 2 sale lo mismo y con el 3, $9{,}12\cdot 10^{-5}$ (los datos se redondearon).
2. Unidades: $k = \dfrac{\mathrm{mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}}}{(\mathrm{mol\cdot L^{-1}})^3} = \mathrm{L^2\cdot mol^{-2}\cdot s^{-1}}$, las de una reacción de orden total 3.

SOLUCIÓN $k = 9{,}15\cdot 10^{-5}\ \mathrm{L^2\cdot mol^{-2}\cdot s^{-1}}$ (la solución oficial da $9{,}152\cdot 10^{-5}$ y acepta $9{,}2\cdot 10^{-5}$).

Apartado c)

1. Catalizador: proporciona un mecanismo alternativo con **menor energía de activación**. A la misma temperatura, más choques superan la barrera y la constante k aumenta (ecuación de Arrhenius): la velocidad **aumenta**. No se consume ni cambia ΔH.
2. Qué reactivo influye más: el NO, porque su orden es 2. Si se duplica $[\mathrm{NO}]$, la velocidad se multiplica por $2^2 = 4$; si se duplica $[\mathrm{Cl_2}]$, solo por $2^1 = 2$.

SOLUCIÓN Con catalizador la velocidad aumenta (baja la Ea). La concentración de **NO** afecta más a la velocidad porque está elevada al cuadrado en la ecuación de velocidad.

Lo que puntúa. Los criterios oficiales dan 0,25 por cada orden deducido (la solución oficial escribe el cociente de velocidades), 0,25 por «La ecuación de velocidad: v = k · [NO]2 · [Cl2]» y 0,25 por «Orden total: 3»; en b), 0,25 por el valor «K =9,152·10-5» y 0,25 por las unidades («podemos tomar el valor 9,2·10-5 L2 ·mol-2·s-1»); en c), 0,25 por decir que con un catalizador la velocidad aumenta y 0,25 por razonar que el NO afecta más «puesto que está elevado al cuadrado». Además: «Si alguien razona adecuadamente el caso de catalizadores positivos y negativos, se considera válido», y «Sólo se penalizará cuando tengan 3 errores de calculadora».

Error típico que te quita puntos. Escribir v = k[NO]²[Cl_2] directamente a partir de los coeficientes sin hacer los cocientes: aunque aquí coincida, sin el razonamiento con los datos no se puntúan los órdenes. El otro error típico es olvidar las unidades de k (0,25 de los 0,5 del apartado b).

12 Ejercicio resuelto: energía de activación y k a otra temperatura con Arrhenius (Asturias 2025)

PAU ASTURIAS 2025 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · PREGUNTA 5, OPCIÓN B (SE RESPONDEN CUATRO DE LAS CINCO PREGUNTAS, CON UNA OPCIÓN, A O B, DE CADA UNA; 2,5 PUNTOS)

La constante de velocidad, k, de una reacción química se duplica cuando la temperatura aumenta desde 15,00 hasta 25,00 °C. Dato: R = 8,314 472 J K^{-1} mol^{-1}.

a) Calcule la energía de activación, EA, de la reacción. (1,25 puntos)

b) Si k = 1,20 · 10^{-2} L mol^{-1} s^{-1} a 25,00 °C, calcule el valor de k a 100,00 °C. (1,25 puntos)

Apartado a)

1. La idea: te dan cuánto cambia k entre dos temperaturas, que es justo lo que relaciona la **ecuación de Arrhenius**, $k = A\,e^{-E_a/(RT)}$. Escribiéndola a las dos temperaturas y dividiendo, A se simplifica.
2. Temperaturas en kelvin: $T_1 = 15{,}00 + 273{,}15 = 288{,}15$ K y $T_2 = 25{,}00 + 273{,}15 = 298{,}15$ K. Dato: $k_2 = 2k_1$.
3. $$\frac{k_2}{k_1} = \frac{A\,e^{-E_a/(RT_2)}}{A\,e^{-E_a/(RT_1)}} \Rightarrow \ln 2 = \frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$
4. $\frac{1}{288{,}15} - \frac{1}{298{,}15} = 1{,}164 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{K}^{-1}$. Despejando:

$$E_a = \frac{R \ln 2}{1{,}164 \cdot 10^{-4}} = \frac{8{,}314\,472 \cdot 0{,}6931}{1{,}164 \cdot 10^{-4}} = 4{,}95 \cdot 10^4\ \mathrm{J/mol}$$

SOLUCIÓN $E_a = 4{,}95 \cdot 10^4$ J/mol ≈ 49,5 kJ/mol: es justo el tipo de reacción que «dobla su velocidad cada 10 °C» cerca de la temperatura ambiente.

Apartado b)

1. La idea: con E_a ya conocida, la misma ecuación entre $T_2 = 298{,}15$ K (donde sabes k) y $T_3 = 100{,}00 + 273{,}15 = 373{,}15$ K.
2. $$\ln\frac{k_3}{k_2} = \frac{E_a}{R}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_3}\right) = \frac{4{,}9512 \cdot 10^4}{8{,}314\,472}\left(\frac{1}{298{,}15} - \frac{1}{373{,}15}\right) = 4{,}014$$

   Usa E_a sin redondear (arrastra los decimales).
3. $\frac{k_3}{k_2} = e^{4{,}014} = 55{,}4$, así que $k_3 = 55{,}4 \cdot 1{,}20 \cdot 10^{-2} = 0{,}665$ L·mol^{-1}·s^{-1}.
4. Otra forma (la de la solución oficial): calcula primero el factor de frecuencia, $A = \frac{1{,}20 \cdot 10^{-2}}{e^{-E_a/(RT_2)}} = 5{,}67 \cdot 10^6$ L·mol^{-1}·s^{-1}, y luego $k_3 = A\,e^{-E_a/(RT_3)}$. Sale lo mismo.

SOLUCIÓN k (100 °C) = 0,665 L·mol^{-1}·s^{-1}: unas 55 veces mayor que a 25 °C. Las unidades son las mismas porque el orden no cambia con la temperatura.

Lo que puntúa. Desglose oficial de a): «k = A × exp[-EA /(RT)]» 0,25; la relación 2 = exp[-EA/(RT2)]/exp[-EA/(RT1)] 0,50; «EA = 4,9512 · 10^4 J mol-1» 0,50. De b): «Planteamiento» 0,75 y «k = 0,665 L mol-1 s-1» 0,50. En los dos: «Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.» El acta de 22-10-2024 admite trabajar con la forma logarítmica.

Error típico que te quita puntos. Usar las temperaturas en grados Celsius (con 15 y 25 sale una Ea absurda) o meter la Ea en kJ/mol con R en J/(mol·K). Otro clásico: invertir el paréntesis ($1/T_1 - 1/T_2$) y obtener una Ea negativa, que no tiene sentido.

13 Ejercicio resuelto: diagramas de energía con y sin catalizador y rendimiento en la química clic (La Rioja 2026)

PAU LA RIOJA 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PREGUNTA 5 (OBLIGATORIA Y COMPETENCIAL; 2 PUNTOS)

La química clic fue galardonada con el premio Nobel de Química en el año 2022. Los profesores Barry Sharpless, Morten Mendal [sic: Meldal] y Carolyn Bertozzi fueron reconocidos con este premio por el desarrollo de estas reacciones. Entre ellas, la reacción más utilizada es la siguiente, conocida como la reacción de Huisgen: [en el examen, dibujadas: el compuesto **1**, $CH_3-O-CH_2-C\equiv CH$; el compuesto **2**, $CH_3-CH_2-N_3$ (dibujado como N≡N$^+$–N$^-$–CH_2–CH_3); y el producto **3**, un anillo de cinco átomos con tres nitrógenos seguidos (1,2,3-triazol) que lleva el grupo etilo en un nitrógeno y el grupo CH_2-O-CH_3 en un carbono] En esta reacción, dos fragmentos se unen sin que haya productos secundarios. Sin embargo, esta reacción es muy lenta y requiere altas temperaturas y largos tiempos de reacción. El gran descubrimiento fue que las sales de cobre(I) catalizaban dicha reacción de forma muy eficiente, lo que dio lugar a numerosas aplicaciones que son ampliamente utilizadas en química biológica en la actualidad. Datos: Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; C = 12,0; N = 14,0 g/mol.

a) Sabiendo que la energía de activación directa es de 100 KJ/mol y la energía de activación inversa es de 160 KJ/mol, dibuje un diagrama de energía de la reacción indicando los reactivos, el producto, el complejo activado (o estado de transición), las energías de activación directa e inversa y la variación de entalpía de la reacción. (0,5 puntos)

b) Al añadir un catalizador de cobre(I), la energía de activación directa disminuye y pasa a ser de 60 KJ/mol. Dibuje el diagrama de la reacción catalizada indicando las energías de activación directa e inversa y la variación de entalpía de la reacción. (0,5 puntos)

c) Al hacer reaccionar 2,0 gramos del compuesto 1 con 3,0 gramos del compuesto 2, se obtienen 2,7 gramos del producto 3. Indique cuál es el rendimiento de la reacción y señale cuál es el reactivo en exceso y el reactivo limitante. (1 punto)

Apartado a)

1. La idea: en el diagrama, la Ea directa va de los reactivos a la cima y la inversa, de los productos a la cima. Su diferencia es la variación de entalpía:

$$\Delta H = E_{a,d} - E_{a,i} = 100 - 160 = -60\ \text{kJ/mol}$$

   La reacción es **exotérmica**: el producto queda 60 kJ/mol por debajo de los reactivos.

2. Dibujo (es el de la figura de la sección «Dibujar el diagrama de energía»): eje vertical, energía en kJ/mol; horizontal, coordenada de reacción. Reactivos 1 + 2 a 0 kJ/mol; cima con el **complejo activado** a 100 kJ/mol; producto 3 a -60 kJ/mol. Flechas: Ea directa = 100 kJ/mol (de 0 a 100), Ea inversa = 160 kJ/mol (de -60 a 100) y ΔH = -60 kJ/mol (de 0 a -60).

SOLUCIÓN Diagrama exotérmico con Ea directa = 100 kJ/mol, Ea inversa = 160 kJ/mol y ΔH = -60 kJ/mol.

Apartado b)

1. La idea: el catalizador abre otro camino con la cima más baja, pero **no cambia** la energía de reactivos ni de productos, así que ΔH sigue siendo -60 kJ/mol.

2. Nueva Ea inversa: $E'_{a,i} = E'_{a,d} - \Delta H = 60 - (-60) = 120$ kJ/mol. Las dos han bajado lo mismo, 40 kJ/mol.

3. Dibujo: la misma salida (0) y la misma llegada (-60), con la cima a 60 kJ/mol. Lo más claro es dibujar las dos curvas en el mismo diagrama, la catalizada con trazo discontinuo. (En realidad, el camino catalizado por cobre(I) pasa por varias etapas con intermedios de cobre; el enunciado pide el dibujo simplificado con una sola cima más baja.)

SOLUCIÓN Con Cu(I): Ea directa = 60 kJ/mol, Ea inversa = 120 kJ/mol y ΔH = -60 kJ/mol (igual que sin catalizador).

Apartado c)

1. La idea: es estequiometría del Tema 1. Hace falta la ecuación ajustada (los criterios de La Rioja la exigen) y las masas molares de las fórmulas dibujadas. Fórmulas moleculares: 1, $\mathrm{C_4H_6O}$; 2, $\mathrm{C_2H_5N_3}$; 3, $\mathrm{C_6H_{11}N_3O}$. Ecuación: $\mathrm{C_4H_6O} + \mathrm{C_2H_5N_3} \longrightarrow \mathrm{C_6H_{11}N_3O}$ (1 : 1 : 1).

2. Masas molares con los datos: $M_1 = 4 \cdot 12{,}0 + 6 \cdot 1{,}0 + 16{,}0 = 70{,}0$ g/mol; $M_2 = 2 \cdot 12{,}0 + 5 \cdot 1{,}0 + 3 \cdot 14{,}0 = 71{,}0$ g/mol; $M_3 = 6 \cdot 12{,}0 + 11 \cdot 1{,}0 + 3 \cdot 14{,}0 + 16{,}0 = 141{,}0$ g/mol.

3. Moles: $n_1 = \dfrac{2{,}0}{70{,}0} = 2{,}86 \cdot 10^{-2}$ mol; $n_2 = \dfrac{3{,}0}{71{,}0} = 4{,}23 \cdot 10^{-2}$ mol. Como reaccionan 1 : 1, se acaba antes el 1: **limitante, el compuesto 1**; **en exceso, el 2**. Sobran $4{,}23 \cdot 10^{-2} - 2{,}86 \cdot 10^{-2} = 1{,}37 \cdot 10^{-2}$ mol de 2, unos 0,97 g.

4. Masa teórica de 3 (con el limitante): $2{,}86 \cdot 10^{-2} \cdot 141{,}0 = 4{,}03$ g. Rendimiento:

$$\eta = \frac{2{,}7}{4{,}03} \cdot 100 = 67\ \%$$

SOLUCIÓN Reactivo limitante: el compuesto 1; en exceso: el compuesto 2. Rendimiento ≈ 67 %.

Lo que puntúa. La Rioja no publica la solución de este ejercicio; sus criterios específicos dicen: «Si en una pregunta se hace referencia a un proceso químico, el alumnado tendrá que expresar este proceso con la correspondiente ecuación ajustada. Si no se escribe y se ajusta la ecuación, la pregunta no podrá ser calificada con la máxima puntuación», «Se valorará positivamente la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc., que ayuden a la comprensión de la respuesta por parte del corrector» y «No indicar las unidades del resultado final penalizará hasta un 25%». En a) y b) puntúa que estén todas las etiquetas que pide el enunciado.

Error típico que te quita puntos. En b), dejar la Ea inversa en 160 kJ/mol o cambiar ΔH al añadir el catalizador: el catalizador baja las dos barreras lo mismo y no toca ΔH. En c), elegir el limitante por la masa (2,0 g < 3,0 g) en vez de por los moles.

Conceptos clave

Velocidad de reacción

Variación de la concentración de un reactivo o un producto por unidad de tiempo, dividida entre su coeficiente estequiométrico y con signo menos para los reactivos. Unidades: $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

Ecuación de velocidad

Expresión experimental v = k[A]^α[B]^β que relaciona la velocidad con las concentraciones de los reactivos. También se llama ley de velocidad o ley diferencial.

Orden de reacción

Exponente de cada concentración en la ecuación de velocidad (orden parcial); el orden total es su suma. Se determina experimentalmente y no tiene por qué coincidir con los coeficientes.

Constante de velocidad (k)

Constante de proporcionalidad de la ecuación de velocidad. Depende de la reacción, de la temperatura y del catalizador, no de las concentraciones; sus unidades dependen del orden total.

Método de las velocidades iniciales

Determinación de los órdenes comparando las velocidades iniciales de experimentos en los que solo cambia la concentración de un reactivo.

Teoría de colisiones

Modelo según el cual una reacción se produce por choques entre partículas; solo son eficaces los que tienen energía suficiente (al menos Ea) y orientación adecuada.

Energía de activación (Ea)

Energía mínima que deben tener las partículas que chocan para que el choque produzca reacción. En el diagrama de energía, la altura de la barrera desde los reactivos (directa) o desde los productos (inversa).

Complejo activado (estado de transición)

Agrupación inestable de máxima energía que se forma en un choque eficaz, con enlaces rompiéndose y formándose; no se puede aislar.

Ecuación de Arrhenius

k = A·e^(−Ea/RT): la constante de velocidad aumenta con la temperatura y al disminuir la energía de activación. A es el factor de frecuencia.

Catalizador

Sustancia que aumenta la velocidad de una reacción sin consumirse, porque abre un camino con menor energía de activación; no cambia ΔH, ΔG ni la constante de equilibrio.

Inhibidor

Sustancia que disminuye la velocidad de una reacción. Algunas comunidades lo llaman «catalizador negativo».

Mecanismo de reacción

Secuencia de etapas elementales cuya suma es la ecuación global de la reacción.

Molecularidad

Número de partículas que intervienen en una etapa elemental (uni-, bi- o termolecular). Siempre es un entero positivo.

Intermedio de reacción

Especie que se forma en una etapa del mecanismo y se consume en otra; no aparece en la ecuación global.

Etapa limitante

Etapa más lenta de un mecanismo (en el diagrama de energía, la de la cima más alta); fija la velocidad de la reacción global.

MODO PAU

Siete claves que valen puntos

Órdenes de la tabla

Divide dos experimentos en los que solo cambie una concentración y escribe el cociente. **Nunca** saques los órdenes de los coeficientes.

Unidades de k

Despeja k = v/(concentraciones con sus órdenes) y simplifica. Orden 1: **s^{-1}**; orden 2: **$L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$**; orden 3: **$L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$**. Sin unidades pierdes entre el 10 % y el 25 % del apartado según la comunidad; en La Rioja, si te las piden expresamente, el apartado entero.

Qué cambia k

Solo la **temperatura** y el **catalizador**. Cambiar concentraciones o volumen cambia v, no k.

Cada especie

v = −(1/a)Δ[A]/Δt: la velocidad de desaparición de una especie es su **coeficiente** por la velocidad de la reacción.

Diagrama

Reactivos, productos, complejo activado y tres flechas con valor: **Ea directa, Ea inversa y ΔH = Ea,d − Ea,i**.

Catalizador

Baja la Ea por **otro camino**, igual en los dos sentidos; **no** cambia ΔH, K ni el rendimiento; no se gasta.

Arrhenius

Temperaturas **en kelvin**, Ea **en J/mol** con R = 8,314 J/(mol·K). Con dos temperaturas, $\ln(k_2/k_1) = (Ea/R)(1/T_1 - 1/T_2)$.

Cómo te lo pueden preguntar

- Cinética en cualquier forma: sale en **38 de las 68 convocatorias**, en 15 comunidades (todas menos Canarias y País Vasco, que no la han preguntado en 2025-2026; Canarias anuncia velocidades iniciales para 2027).
- **Ecuación de velocidad**: órdenes con una tabla de velocidades iniciales, k con sus unidades, velocidad con otras concentraciones, orden a partir de las unidades de k y relación entre las velocidades de cada especie. Sale en **32 de las 68 convocatorias**, en 14 comunidades.
- **Teoría**: colisiones y energía de activación, diagrama de energía con Ea directa e inversa, factores (temperatura, concentración, volumen, superficie), catalizadores y Arrhenius cualitativo. Sale en **25 de las 68 convocatorias**, en 13 comunidades.
- **Verdadero o falso** de cinética (Andalucía, Aragón, Baleares): cada afirmación vale 0,5 y hay que justificarla; en Andalucía y Aragón, sin justificar no puntúa.

- **Arrhenius con números** (Ea a partir de cómo cambia k, o k a otra temperatura): en 2025-2026 solo ha caído en Asturias (2025, extraordinaria).
- **Mecanismo y etapa limitante**: Navarra 2026 (ordinaria) y el modelo 2026 de Extremadura.

No lo confundas

- **Orden con molecularidad**: el orden es experimental, de la reacción global, y puede ser 0 o fraccionario; la molecularidad es el número de partículas que chocan en una etapa elemental y siempre es un entero positivo.
- **Velocidad con constante de velocidad**: v cambia al cambiar las concentraciones y baja con el tiempo; k solo cambia con la temperatura y el catalizador.
- **Velocidad de la reacción con velocidad de desaparición de una especie**: la segunda es la primera multiplicada por el coeficiente de esa especie.
- **Energía de activación con entalpía de reacción**: Ea es la barrera (positiva en una etapa elemental) y decide la rapidez; ΔH es la diferencia entre productos y reactivos y no depende del camino.
- **Rápida con espontánea**: una reacción con $\Delta G < 0$ puede ser lentísima (diamante → grafito); la rapidez la decide la Ea, no ΔG (Tema 9).
- **Catalizador con intermedio**: el catalizador entra al principio y se regenera al final; el intermedio se forma en una etapa y se consume en otra.
- **Más velocidad con más rendimiento**: un catalizador acelera la llegada al equilibrio, pero no cambia cuánto producto hay en el equilibrio.

Ponte a prueba

PAU Navarra 2026 (ordinaria), Bloque 2, opción 2B (a elegir entre 2A y 2B; 2 puntos). Se han medido por separado las velocidades de las reacciones fundamentales (transcurren en una sola etapa) [1] y [2] siendo 2,0·10⁻⁴ M·s⁻¹ y 1,0·10⁻³ M·s⁻¹ respectivamente. a) Indique cuál es la reacción limitante de la Velocidad de Reacción global [3] (0,50 ptos.). b) Escriba la Ley de Velocidad para dicha reacción [3] (0,25 ptos.). c) Razone cuáles serían las unidades de la constante cinética correspondiente (0,50 ptos.). d) Defina catalizador e indique gráficamente cómo afecta a la velocidad de reacción (0,50 ptos.) y e) a las concentraciones en el equilibrio químico (0,25 ptos.). [1] $\mathrm{A(g) + B(g) \longrightarrow C(g)}$ [2] $\mathrm{A(g) + C(g) + D(g) \longrightarrow E(g)}$ [3] $\mathrm{2\,A(g) + B(g) + D(g) \longrightarrow E(g)}$

Solución: a) La [1], porque es la más lenta (2,0·10⁻⁴ M·s⁻¹ frente a 1,0·10⁻³ M·s⁻¹): la etapa más lenta de un mecanismo limita la velocidad global. Sumando [1] y [2] se obtiene [3]; C es un intermedio (se forma en [1] y se gasta en [2]). El enunciado dice «reacción limitante»: lo correcto es **etapa limitante**. **b)** La etapa limitante es elemental y es la primera, así que su ecuación se escribe con los coeficientes: $v = k[\mathrm{A}][\mathrm{B}]$ (orden 1 en A, 1 en B, total 2; el D no aparece porque entra después de la etapa lenta). **c)** $k = \dfrac{v}{[\mathrm{A}][\mathrm{B}]}$: $\dfrac{\mathrm{M{\cdot}s^{-1}}}{\mathrm{M^2}} = \mathrm{M^{-1}{\cdot}s^{-1}}$, es decir, L·mol⁻¹·s⁻¹ (orden total 2). **d)** Catalizador: sustancia que aumenta la velocidad sin consumirse, porque ofrece un camino con menor energía de activación. Gráfica: diagrama de energía con dos curvas entre los mismos reactivos y productos, la catalizada con la cima más baja (como la figura de la sección del diagrama). **e)** No cambia las concentraciones en el equilibrio: acelera por igual la reacción directa y la inversa, no cambia la constante de equilibrio y solo hace que el equilibrio se alcance antes.

PAU Andalucía 2026 (ordinaria), Pregunta 2, opción 2B (2 puntos: 0,5 puntos cada apartado; a elegir entre 2A y 2B). Dada la ecuación elemental $\mathrm{CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2}$, justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Su ecuación de velocidad es $v = k[\mathrm{CO}][\mathrm{Cl_2}][\mathrm{COCl_2}]$ b) La velocidad de reacción varía durante el transcurso de la reacción. c) La constante k es independiente de la temperatura. d) Si duplicamos la concentración de $\mathrm{Cl_2}$ la velocidad se duplica.

Solución: a) Falsa. Al ser elemental, los órdenes coinciden con los coeficientes de los reactivos: $v = k[\mathrm{CO}][\mathrm{Cl_2}]$. El producto no aparece en la ecuación de velocidad. **b) Verdadera.** Al avanzar la reacción, $[\mathrm{CO}]$ y $[\mathrm{Cl_2}]$ disminuyen, hay menos choques por segundo y la velocidad disminuye. **c) Falsa.** Según la ecuación de Arrhenius, $k = A\,e^{-E_a/(RT)}$, k aumenta al subir la temperatura (más moléculas superan la energía de activación). **d) Verdadera.** El orden respecto al $\mathrm{Cl_2}$ es 1: $v' = k[\mathrm{CO}](2[\mathrm{Cl_2}]) = 2v$. Recuerda: en Andalucía «La falta de justificación o razonamiento cuando se solicite se penalizará con el 100 %».

PAU Aragón 2025 (extraordinaria), Pregunta 1 (obligatoria; 2 puntos). Las reacciones químicas fusionadas («fused chemical reactions») son reacciones químicas, que después de iniciarse, tardan un tiempo antes de que se empiecen a producir cantidades significativas de los productos finales, es decir, no tienen lugar nada más mezclarse los reactivos. Este tipo de reacciones tienen aplicaciones en la industria farmacéutica para la liberación de fármacos de forma controlada, en la industria agrícola en la gestión de fertilizantes, y también tienen uso en la industria petrolera para tratar problemas de obstrucción de tuberías, especialmente en aguas profundas donde las temperaturas son extremadamente bajas y se forman depósitos de parafinas (ceras) y asfaltenos (compuestos pesados del petróleo). Para solucionar el problema de la obstrucción de las tuberías se pueden utilizar reacciones químicas fusionadas altamente exotérmicas que suministren mucho calor en las zonas donde sea necesario y así se fundan y redisuelvan los depósitos de cera. Un ejemplo de este tipo de reacciones usadas en la industria petrolera es la reacción de los cationes amonio con los aniones nitrito en disolución acuosa a 25 °C: $\mathrm{NH_4{}^+\,(aq) + \ NO_2{}^-\,(aq) \longrightarrow N_2\,(g) + \ 2\,H_2O\,(l)}$. Un estudio previo sobre la cinética de esta reacción indicó que es de orden 1 respecto a los cationes amonio, y ahora se han realizado dos experimentos más para determinar el orden de reacción respecto a los nitritos: Experimento 1: $[\mathrm{NH_4{}^+}]_0 = 0{,}01$ mol·L⁻¹, $[\mathrm{NO_2{}^-}]_0 = 0{,}20$ mol·L⁻¹, $V_0 = 5{,}40 \cdot 10^{-7}$ mol·L⁻¹·s⁻¹. Experimento 2: $[\mathrm{NH_4{}^+}]_0 = 0{,}01$ mol·L⁻¹, $[\mathrm{NO_2{}^-}]_0 = 0{,}40$ mol·L⁻¹, $V_0 = 1{,}08 \cdot 10^{-6}$ mol·L⁻¹·s⁻¹. a) Determine el orden de reacción respecto a los aniones nitritos, así como el orden total de la reacción, y escriba la ecuación de velocidad para esta reacción. (0,75 puntos) b) Calcule la constante de velocidad, k, y especifique sus unidades. (0,5 puntos) c) Calcule el valor de la velocidad de reacción en el momento en el que $[\mathrm{NH_4{}^+}] = 5 \cdot 10^{-3}$ M y $[\mathrm{NO_2{}^-}] = 0{,}1$ M. ¿Cómo afecta la disminución de las concentraciones a la velocidad de la reacción?, y ¿cómo afectaría a la velocidad la adición de un catalizador? (0,75 puntos)

Solución: a) $v = k[\mathrm{NH_4{}^+}][\mathrm{NO_2{}^-}]^\beta$. Entre los experimentos 1 y 2 solo cambia $[\mathrm{NO_2{}^-}]$: $\dfrac{v_1}{v_2} = \dfrac{5{,}40 \cdot 10^{-7}}{1{,}08 \cdot 10^{-6}} = 0{,}5 = \left(\dfrac{0{,}20}{0{,}40}\right)^\beta = (0{,}5)^\beta \Rightarrow \beta = 1$. Orden total 2; $v = k[\mathrm{NH_4{}^+}][\mathrm{NO_2{}^-}]$. **b)** Con el experimento 1: $k = \dfrac{5{,}40 \cdot 10^{-7}}{0{,}01 \cdot 0{,}20} = 2{,}7 \cdot 10^{-4}$ L·mol⁻¹·s⁻¹ (el experimento 2 da lo mismo). **c)** $v = 2{,}7 \cdot 10^{-4} \cdot 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}1 = 1{,}35 \cdot 10^{-7}$ mol·L⁻¹·s⁻¹, menor que las de la tabla: al disminuir las concentraciones hay menos choques por segundo y la velocidad baja. Un catalizador (positivo) abre un camino con menor energía de activación y la velocidad aumenta. Coincide con la solución oficial de Aragón.

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química, saberes básicos: cinética química)
2. PAU Castilla-La Mancha 2026, extraordinaria: examen
3. PAU Castilla-La Mancha 2026, extraordinaria: criterios y soluciones
4. PAU Asturias 2025, extraordinaria: examen
5. PAU Asturias 2025, extraordinaria: examen con soluciones y desglose de la puntuación
6. PAU La Rioja 2026, ordinaria: examen y criterios
7. PAU La Rioja 2026, ordinaria: estructura y criterios de corrección
8. PAU Navarra 2026, ordinaria: examen
9. PAU Navarra 2026, ordinaria: criterios
10. PAU Andalucía 2026, ordinaria: examen
11. PAU Andalucía 2026, ordinaria: criterios específicos de corrección
12. PAU Aragón 2025, extraordinaria: examen y soluciones
13. Andalucía: Directrices y orientaciones generales para la PAU, Química, curso 2026-27

14. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU, curso 2025/2026, Química (ficha de la materia)
15. Decret 43/2025, d'1 d'agost, currículum del batxillerat a les Illes Balears (BOIB núm. 103)
16. Canarias: acta de la 1.ª reunión de coordinación de Química, PAU 2027 (30-09-2026)
17. Canarias: Estructura de la prueba de Química para las convocatorias de 2027, con aclaraciones sobre formulación inorgánica y cinética (subcomisión de Química, publicada en octubre de 2026): ejercicio modelo con velocidades iniciales
18. Decreto 40/2022, currículo del Bachillerato en Castilla y León (BOCYL n.º 189, 30-9-2022)
19. Orientacions per a l'examen de la matèria Química de les PAU-2027 (Generalitat de Catalunya; 15-10-2026, modificadas el 12-11-2026)
20. Comunitat Valenciana: Matizaciones sobre el programa de Química (PAU)
21. Universidad de Extremadura: Criterios Generales de Evaluación, Química, PAU 2026-2027
22. CiUG (Galicia): Orientacións, curso 2026/2027
23. Universidad de La Rioja: Guía de calificación de Química, PAU 2025-2026
24. Decreto 64/2022, currículo del Bachillerato de la Comunidad de Madrid (BOCM n.º 176, 26-7-2022)
25. Universidad de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
26. IUPAC, Compendium of Chemical Terminology (Gold Book): catalyst
27. IUPAC, Compendium of Chemical Terminology (Gold Book): rate-controlling step
28. IUPAC, Compendium of Chemical Terminology (Gold Book): activation energy
29. Petrucci, Herring, Madura y Bissonnette, Química general, 11.ª ed. (Pearson), cap. 20 «Cinética química» (ecuación de Arrhenius, mecanismos, catálisis)
30. OpenStax (Rice University), Química: comenzando con los átomos, 2.ª ed., 17.6 «Mecanismos de reacción» (NO_2 + CO por debajo de 225 °C)
31. Universidad de Zaragoza: Química, estructura básica y criterios generales de la PAU, curso 2025-2026
32. PAU Madrid 2027: modelo de examen con soluciones (Química)
33. Madrid: Modelo 2027 de Química con soluciones y «Ámbito de contenidos de la materia Química», curso 2026-2027 (Comisión de Materia; versión corregida publicada por la UAM, 6-11-2026)

Imágenes: Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib) con los datos de La Rioja 2026 (ordinaria, Pregunta 5). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema cualitativo de elaboración propia (Python y matplotlib) con la distribución de energías de Maxwell-Boltzmann. · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema cualitativo de elaboración propia (Python y matplotlib).

Apuntes de Farmeando PAU · farmeandopau.com · Revisados frente a fuentes. Última revisión: 15 de noviembre de 2026. Licencia CC BY-NC-ND 4.0: puedes copiarlo y compartirlo citándonos, sin uso comercial ni cambios (las imágenes, con su propia licencia). ¿Un error? Avísanos desde la página del tema. Cómo los hacemos: farmeandopau.com/metodologia.