

CINÉTICA QUÍMICA

Guía rápida tipo esquema para exámenes (2º Bachillerato)

Objetivo: repasar en 5-10 minutos las ideas clave, fórmulas y trucos para identificar el orden de reacción, manejar leyes integradas y Arrhenius, y evitar errores típicos en problemas.

Fecha: 9 febrero 2026

1. Antes de empezar: definiciones imprescindibles

- Velocidad de reacción: $v = (1/\nu) \cdot |d[\text{especie}]/dt|$. En ejercicios suele pedirse v a partir de concentraciones o presiones.
- Ley de velocidad (experimental): $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$. Los exponentes m, n son el orden parcial y $m+n$ el orden global.
- El orden NO se deduce de la ecuación ajustada (salvo casos elementales y cuando el enunciado lo indique).
- Unidades de k dependen del orden: orden 0 $\rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; orden 1 $\rightarrow \text{s}^{-1}$; orden 2 $\rightarrow \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ (si $[]$ en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$).
- Si trabajas con presiones (gases): puedes usar P en lugar de $[]$ si T es constante ($P \propto \text{concentración}$).

Atajos de examen: cómo reconocer el orden a partir de datos

- Método de velocidades iniciales: compara ensayos donde SOLO cambia una concentración.
- Si al duplicar $[A]$ la velocidad se duplica $\rightarrow$ orden 1 en A. Si se cuadruplica $\rightarrow$ orden 2 en A. Si no cambia $\rightarrow$ orden 0 en A.
- Si no hay velocidades iniciales pero hay $[A](t)$: prueba representaciones: $[A]$ vs t (orden 0), $\ln[A]$ vs t (orden 1), $1/[A]$ vs t (orden 2). La más lineal da el orden.
- Pendiente de la recta: orden 0 $\rightarrow -k$; orden 1 $\rightarrow -k$; orden 2 $\rightarrow +k$.

2. Leyes integradas y vidas medias (lo que más cae)

Orden	Ley integrada (A $\rightarrow$ productos)	Gráfica lineal	$t_{1/2}$ (si aplica)
0	$[A] = [A]_0 - k \cdot t$	$[A]$ vs t (recta)	$t_{1/2} = [A]_0 / (2k)$
1	$\ln([A]) = \ln([A]_0) - k \cdot t$ (equiv.: $[A] = [A]_0 \cdot e^{(-k \cdot t)}$)	$\ln[A]$ vs t (recta)	$t_{1/2} = \ln 2 / k$
2	$1/[A] = 1/[A]_0 + k \cdot t$	$1/[A]$ vs t (recta)	$t_{1/2} = 1/(k \cdot [A]_0)$

Checklist para problemas con leyes integradas

- 1) Identifica orden (datos/representación/te lo dan).
- 2) Escribe la ley integrada correcta y despeja la incógnita (k , t o $[A]$).
- 3) Unidades coherentes: t en s (o min si k está en min^{-1}), concentraciones en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 4) Si te piden % de reacción: $\% = ([A]_0 - [A])/[A]_0 \cdot 100$.
- Error típico: usar $\ln([A]_0/[A]) = k \cdot t$ SOLO para orden 1.

3. Arrhenius, temperatura y energía de activación

- Ecuación de Arrhenius: $k = A \cdot e^{(-E_a/(R \cdot T))}$. Forma lineal: $\ln k = \ln A - (E_a/R) \cdot (1/T)$.
- Dos temperaturas: $\ln(k_2/k_1) = -(E_a/R) \cdot (1/T_2 - 1/T_1)$.
- $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ (usa E_a en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$; si te dan $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, pasa a $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$).
- T siempre en kelvin: $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$.
- Al subir T: k aumenta (más moléculas superan E_a). No cambia el orden, cambia k.

4. Mecanismos, etapa lenta y órdenes

- Si el mecanismo es elemental: la ley de velocidad usa los coeficientes estequiométricos de la etapa lenta.
- Si hay preequilibrio: combina constantes para expresar v en función de especies medibles (aparece una k' efectiva).
- Los intermedios NO suelen aparecer en la ley final (se eliminan usando equilibrios o aproximaciones).
- Pseudo-primer orden: si $[B] \gg [A]$ y B casi constante, $v = k \cdot [A] \cdot [B] \approx k' \cdot [A]$ con $k' = k \cdot [B]$.

5. Factores que afectan la velocidad (respuesta corta típica)

- Concentración / presión (gases): más choques por unidad de tiempo.
- Temperatura: aumenta la energía cinética y la fracción con $E \geq E_a$.
- Superficie de contacto (sólidos): más área $\rightarrow$ más choques efectivos.
- Catalizador: baja E_a y aumenta k (NO modifica ΔH ni el equilibrio; acelera ida y vuelta).
- Naturaleza de reactivos/medio: enlaces, estado físico, disolvente, pH (si aplica).

Errores típicos de examen (muy frecuentes)

- Confundir orden con coeficientes de la reacción ajustada.
- Usar $^{\circ}\text{C}$ en Arrhenius o mezclar unidades (kJ con R en J).
- Tomar log10 cuando la fórmula está en ln (o viceversa) sin ajustar: $\ln x = 2,303 \cdot \log x$.
- Olvidar que en orden 2 la pendiente en $1/[A]$ vs t es +k (no -k).
- Calcular $t_{1/2}$ de orden 0 o 2 con la fórmula de orden 1.