

2ºB EJERCICIOS QUÍMICA - CINÉTICA QUÍMICA

EJERCICIOS RESUELTOS

CINÉTICA QUÍMICA

2.º Bachillerato - Serie 1

Marco teórico

Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos de cinética química (2.º de Bachillerato), con razonamiento teórico y matemático paso a paso. Se trabajan: ley de velocidad (método de velocidades iniciales), orden de reacción, unidades de la constante cinética, leyes integradas y ecuación de Arrhenius para el efecto de la temperatura.

Convenciones y recordatorios:

- Velocidad: $v = -(1/\nu_{\text{reactivo}}) \cdot d[\text{reactivo}]/dt = (1/\nu_{\text{producto}}) \cdot d[\text{producto}]/dt$.
- Ley de velocidad (experimental): $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$ (el orden total es $m+n$).
- Arrhenius: $\ln(k_2/k_1) = -E_a/R \cdot (1/T_2 - 1/T_1)$ con T en kelvin.

Problema 1. Método de velocidades iniciales: determinación de la ley de velocidad

Enunciado. Para la reacción $A + B \rightarrow \text{productos}$, se obtienen los siguientes datos iniciales (a T constante):

- Exp. 1: $[A]=0,100 \text{ M}$; $[B]=0,100 \text{ M}$; $v_0=2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$
- Exp. 2: $[A]=0,200 \text{ M}$; $[B]=0,100 \text{ M}$; $v_0=8,0 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$
- Exp. 3: $[A]=0,100 \text{ M}$; $[B]=0,200 \text{ M}$; $v_0=4,0 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$

Determina los órdenes parciales m y n, la ley de velocidad y el valor de k.

Marco teórico

Si $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$, al comparar experimentos donde solo cambia una concentración, el cociente de velocidades permite hallar el exponente correspondiente.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Planteamos la forma general: $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$.

Paso 2: Comparamos Exp. 2 con Exp. 1 (B constante, cambia A):

$$v_2/v_1 = (k \cdot [A_2]^m \cdot [B]^n) / (k \cdot [A_1]^m \cdot [B]^n) = ([A_2]/[A_1])^m$$

Sustituimos: $(8,0 \cdot 10^{-3}) / (2,0 \cdot 10^{-3}) = (0,200/0,100)^m \rightarrow 4 = 2^m \rightarrow m = 2$.

Paso 3: Comparamos Exp. 3 con Exp. 1 (A constante, cambia B):

$$v_3/v_1 = ([B_3]/[B_1])^n$$

Sustituimos: $(4,0 \cdot 10^{-3}) / (2,0 \cdot 10^{-3}) = (0,200/0,100)^n \rightarrow 2 = 2^n \rightarrow n = 1$.

Paso 4: La ley de velocidad queda: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$.

Paso 5: Calculamos k con Exp. 1: $k = v_1 / ([A_1]^2 \cdot [B_1])$.

$$k = (2,0 \cdot 10^{-3}) / ((0,100)^2 \cdot 0,100) = (2,0 \cdot 10^{-3}) / (0,00100) = 2,0$$

Paso 6: Unidades de k: v tiene $\text{M} \cdot \text{s}^{-1}$ y $[A]^2[B]$ tiene $\text{M}^3 \rightarrow k$ tiene $\text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$.

Conclusión: $m = 2$, $n = 1$; $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$; $k = 2,0 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$.

Problema 2. Orden total y unidades de la constante cinética

Enunciado. Una reacción presenta la ley de velocidad $v = k \cdot [C]^3$. Indica (a) el orden de reacción, (b) las unidades de k y (c) qué efecto tiene duplicar [C] sobre la velocidad.

Marco teórico

El orden parcial coincide con el exponente en la ley de velocidad experimental. Las unidades se deducen imponiendo consistencia dimensional: $v (\text{M} \cdot \text{s}^{-1}) = k \cdot (\text{M})^{\{\text{orden}\}}$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Identificamos el exponente: $v = k \cdot [C]^3 \rightarrow$ orden respecto a C = 3.

Paso 2: Como solo aparece C, el orden total es 3.

Paso 3: Deducimos unidades: v tiene unidades $\text{M} \cdot \text{s}^{-1}$ y $[C]^3$ tiene unidades M^3 .

Por tanto $k = v/[C]^3$ tiene unidades $(\text{M} \cdot \text{s}^{-1})/\text{M}^3 = \text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$.

Paso 4: Efecto de duplicar [C]: si $[C] \rightarrow 2[C]$, entonces $v \rightarrow k \cdot (2[C])^3 = 8 \cdot k \cdot [C]^3$.

La velocidad se multiplica por 8.

Conclusión: Orden total 3; k en $\text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$; al duplicar [C] la velocidad se multiplica por 8.

Problema 3. Ley integrada de primer orden: cálculo de k y vida media

Enunciado. La descomposición de un reactivo D sigue una cinética de primer orden. Si $[D]_0 = 0,120 \text{ M}$ y a los 30,0 min se mide $[D] = 0,0300 \text{ M}$, calcula: (a) la constante k (en min^{-1}) y (b) la vida media $t_{1/2}$.

Marco teórico

Para primer orden: $\ln([D]_0/[D]) = k \cdot t$. Además, $t_{1/2} = \ln 2 / k$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Escribimos la ley integrada: $\ln([D]_0/[D]) = k \cdot t$.

Paso 2: Sustituimos datos: $\ln(0,120/0,0300) = k \cdot (30,0 \text{ min})$.

Paso 3: $0,120/0,0300 = 4,00$.

Paso 4: $\ln(4,00) = 1,386$.

Paso 5: $k = 1,386 / 30,0 = 0,0462 \text{ min}^{-1}$.

Paso 6: $t_{1/2} = 0,693 / 0,0462 = 15,0 \text{ min}$ (aprox.).

Paso 7: Comprobación: en 30 min baja a 1/4 (dos vidas medias) $\rightarrow 30/2 = 15 \text{ min}$, coherente.

Conclusión: $k \approx 0,0462 \text{ min}^{-1}$ y $t_{1/2} \approx 15,0 \text{ min}$.

Problema 4. Identificación del orden a partir de una recta (datos de concentración vs tiempo)

Enunciado. Se estudia la reacción $E \rightarrow \text{productos}$. Se obtienen datos de [E] a distintos tiempos (t en s):

t: 0, 50, 100, 150

[E] (M): 0,200; 0,160; 0,133; 0,114

Sabiendo que la reacción podría ser de orden 0, 1 o 2, decide el orden y estima k.

Marco teórico

Criterios: orden 0 $\rightarrow [E]$ vs t lineal (pendiente $-k$). Orden 1 $\rightarrow \ln[E]$ vs t lineal (pendiente $-k$). Orden 2 $\rightarrow 1/[E]$ vs t lineal (pendiente $+k$).

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Probamos orden 0 con caídas de [E] por 50 s: $-0,040$; $-0,027$; $-0,019$ (no constante) $\rightarrow$ no sugiere orden 0.

Paso 2: Probamos orden 1 con $\ln[E]$ (aprox.): $\ln(0,200) = -1,609$; $\ln(0,160) = -1,833$; $\ln(0,133) = -2,017$; $\ln(0,114) = -2,171$.

Paso 3: Incrementos de $\ln[E]$ cada 50 s: $-0,224$; $-0,184$; $-0,154 \rightarrow$ descenso casi lineal, compatible con 1er orden.

Paso 4: Estimamos k con extremos: $\ln([E]_0/[E]) = k \cdot t$.

$k = \ln(0,200/0,114)/150 = \ln(1,754)/150$; $\ln(1,754) = 0,562 \rightarrow k = 0,562/150 = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$.

Conclusión: El comportamiento es compatible con 1er orden; $k \approx 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$.

Problema 5. Ecuación de Arrhenius: cálculo de E_a a partir de k a dos temperaturas

Enunciado. Para una reacción, la constante cinética vale $k_1 = 1,20 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$ a 25°C y $k_2 = 8,50 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$ a 55°C . Calcula la energía de activación E_a . Datos: $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Marco teórico

La forma de dos temperaturas de Arrhenius es: $\ln(k_2/k_1) = -E_a/R \cdot (1/T_2 - 1/T_1)$. Se despeja $E_a = R \cdot \ln(k_2/k_1) / (1/T_1 - 1/T_2)$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: $T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$; $T_2 = 55 + 273 = 328 \text{ K}$.

Paso 2: $k_2/k_1 = (8,50 \cdot 10^{-3}) / (1,20 \cdot 10^{-3}) = 7,083$.

Paso 3: $\ln(7,083) = 1,958$ (aprox.).

Paso 4: $(1/T_1 - 1/T_2) = (1/298 - 1/328) = 0,000307 \text{ K}^{-1}$.

Paso 5: $E_a = 8,314 \cdot 1,958 / 0,000307 \approx 5,31 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Paso 6: $E_a \approx 53,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Conclusión: La energía de activación es aproximadamente $E_a \approx 53 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Aviso legal

© Prohibida la reproducción total o parcial de este documento, así como su distribución o uso comercial, sin autorización expresa del autor.

Este material tiene finalidad educativa y está dirigido a alumnado de 2.º de Bachillerato.

Las marcas y nombres comerciales que pudieran aparecer pertenecen a sus respectivos propietarios.