

Química

Desarrollo razonado de las opciones y los apartados optativos

Nota sobre la transcripción. El PDF local rotula los ejercicios 4–6, mientras el documento de la convocatoria los numera 3–5; se conserva la numeración local. Además, el local omite las dos reacciones del apartado 6 b1: se resuelven con las reacciones del enunciado de Extra Julio 2025. Su contenido corresponde a la convocatoria extraordinaria adicional de julio de 2025 (DANA).

Ejercicio 1 · Equilibrio del reformado

La reacción es $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, con $K_c = 0,667$, en un recipiente de **20 L**. Sean x los moles que reaccionan de cada reactivo.

a) En el equilibrio hay **5,504 mol de H_2O y de CO , y 4,496 mol de H_2 y de CO_2** . Las concentraciones iniciales de los reactivos son $10/20 = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$; la tabla de equilibrio queda:

	H_2O	CO	H_2	CO_2
Inicial (mol)	10	10	0	0
Cambio (mol)	$-x$	$-x$	$+x$	$+x$
Equilibrio (mol)	$10 - x$	$10 - x$	x	x

Sustituimos las concentraciones de equilibrio en K_c . Como todos los coeficientes estequiométricos son 1, los factores de volumen se cancelan:

$$0,667 = \frac{(x/20)^2}{[(10-x)/20]^2} = \left(\frac{x}{10-x}\right)^2 \Rightarrow x = \frac{10\sqrt{0,667}}{1+\sqrt{0,667}} = 4,4955 \text{ mol.}$$

Restamos x a cada cantidad inicial y lo sumamos a cada producto: $10 - x = 5,5045$ y $x = 4,4955$. Por tanto, las cantidades de equilibrio son las indicadas.

b) $K_p = 0,667$; las presiones parciales son **28,75 atm para cada reactivo y 23,48 atm para cada producto**. Como $\Delta n_g = (1+1) - (1+1) = 0$, $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g} = K_c$. La cantidad total de gas sigue siendo **20 mol**; a $T = 1273,15 \text{ K}$:

$$P_{\text{tot}} = \frac{nRT}{V} = \frac{20(0,082057)(1273,15)}{20} = 104,47 \text{ atm.}$$

La fracción molar de cada producto es $x/20$, y la de cada reactivo es $(10-x)/20$. Aplicando $p_i = y_i P_{\text{tot}}$:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{CO}} = \frac{5,5045}{20}(104,47) = 28,75 \text{ atm,} \quad p_{\text{H}_2} = p_{\text{CO}_2} = \frac{4,4955}{20}(104,47) = 23,48 \text{ atm.}$$

Las presiones parciales suman **104,47 atm**, coherente con la presión total.

Ejercicio 2 · Opción A · Basicidad de la efedrina

Representamos la efedrina como $B = \text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{ON}$. El equilibrio es $B + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$, con $C_0(B) = 0,035 \text{ mol L}^{-1}$ y $\text{pH} = 11,33$.

a) $[B] = 0,03286 \text{ M}$, $[\text{BH}^+] = 2,138 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y $[\text{OH}^-] = 2,138 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. A 25°C , $\text{pOH} = 14,00 - 11,33 = 2,67$, por lo que:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2,67} = 2,138 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

La estequiometría 1:1 produce la misma concentración de BH^+ , mientras que B disminuye en esa cantidad:

$$[\text{BH}^+] = [\text{OH}^-] = x, \quad [B] = 0,035 - x = 0,032862 \text{ M.}$$

Estos valores satisfacen la variación estequiométrica del equilibrio.

b) La constante básica es $K_b = 1,39 \cdot 10^{-4}$. Aplicamos la expresión de equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[B]} = \frac{(2,138 \cdot 10^{-3})^2}{0,032862} = 1,391 \cdot 10^{-4}.$$

Así, $K_b \approx 1,39 \cdot 10^{-4}$.

c) Se necesitan **3,50 mL de HNO_3 0,2 M**. El ácido fuerte neutraliza la efedrina en proporción 1:1; contamos la efedrina total en los **20,0 mL**, no solo la fracción ionizada:

$$n(B) = 0,035 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (0,0200 \text{ L}) = 7,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n(\text{HNO}_3).$$

$$V(\text{HNO}_3) = \frac{n}{C} = \frac{7,00 \cdot 10^{-4}}{0,2} = 3,50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3,50 \text{ mL.}$$

Ese volumen aporta los moles necesarios para neutralizar por completo la base.

Ejercicio 2 · Opción B · Obtención de AlCl_3

a) Se obtienen 18,25 g de AlCl_3 . Ajustamos la reacción: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$. Primero calculamos la masa de aluminio puro:

$$m(\text{Al}) = 4,23(0,873) = 3,69279 \text{ g}, \quad n(\text{Al}) = \frac{3,69279}{26,98} = 0,13686 \text{ mol}.$$

Los moles de cloro introducidos se obtienen con la ecuación de los gases ideales, $PV = nRT$, usando $T = 348,15 \text{ K}$:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{(1,82 \text{ atm})(4,5 \text{ L})}{(0,082057 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(348,15 \text{ K})} = 0,28668 \text{ mol}.$$

Se necesitan $\frac{3}{2}n(\text{Al}) = 0,20530 \text{ mol}$ de Cl_2 ; como hay más, el aluminio es el reactivo limitante. La proporción $\text{Al} : \text{AlCl}_3$ es 1:1:

$$m(\text{AlCl}_3) = 0,13686(26,98 + 3 \cdot 35,45) = 18,25 \text{ g}.$$

La cantidad de producto es 18,25 g, determinada por el aluminio limitante.

b) Quedan 0 g de Al y 5,77 g de Cl_2 . El aluminio se consume por completo. Restamos del cloro inicial la cantidad que reacciona:

$$n_{\text{restante}}(\text{Cl}_2) = 0,28668 - \frac{3}{2}(0,13686) = 0,08139 \text{ mol}.$$

$$m_{\text{restante}}(\text{Cl}_2) = 0,08139(70,90) = 5,77 \text{ g}.$$

Por tanto, no queda aluminio y sobran aproximadamente 5,77 g de dicloro.

Ejercicio 4 · Moléculas, geometría y enlace

a) NF_3 es piramidal trigonal y F_2CO es trigonal plana. En NF_3 , N es el átomo central: forma tres enlaces sencillos N-F y conserva un par libre. En F_2CO , C central forma dos enlaces C-F sencillos y un enlace C=O doble; O tiene dos pares libres y cada F, tres.



En NF_3 hay cuatro dominios electrónicos alrededor del N (geometría electrónica tetraédrica); al ocupar uno un par libre, la geometría molecular es piramidal trigonal. En F_2CO hay tres dominios alrededor del C y ninguno libre: la geometría es trigonal plana.

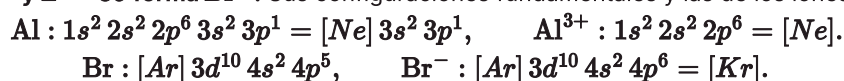
b) Ambas moléculas son polares. En NF_3 , los dipolos N-F no se cancelan por la geometría piramidal. En F_2CO , la geometría es plana, pero los sustituyentes no son iguales y la suma vectorial de los dipolos C-F y C=O no es nula.

c1) La fórmula es CaCl_2 ; el enlace es iónico y el compuesto es soluble en agua. El elemento $Z = 20$ es Ca y pierde dos electrones para formar Ca^{2+} ; $Z = 17$ es Cl y gana uno para formar Cl^- . La neutralidad eléctrica exige un ion calcio por dos cloruros:



La atracción electrostática entre iones opuestos origina el enlace iónico; la hidratación de los iones favorece la disolución de esta sal en agua.

c2) $Z = 13$ forma Al^{3+} y $Z = 35$ forma Br^- . Sus configuraciones fundamentales y las de los iones más estables son:



El aluminio alcanza la configuración estable de Ne al ceder tres electrones; el bromo completa el subnivel 4p al captar uno.

Ejercicio 5 · Reacción redox del peróxido

a) La ecuación ajustada es $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Se conserva el número de átomos de H, O y Cl con coeficientes 1 : 2 : 1 : 2.

b) Es una reacción redox; H_2O_2 es el oxidante y Cl^- el reductor. Las semirreacciones en medio ácido son:



El oxígeno pasa de número de oxidación -1 a -2 , y el cloro de -1 a 0 . El peróxido acepta electrones y es el agente oxidante; el ion cloruro los cede y es el agente reductor. Al sumar las semirreacciones se obtiene la ecuación iónica y, con los iones espectadores, la molecular ajustada.

c1) Hay que añadir 0,090 mol de H_2O_2 . En 2 L, la disolución inicial de HCl a pH 1 contiene:

$$n_i(\text{H}^+) = 2(10^{-1}) = 0,20 \text{ mol}.$$

Para alcanzar pH 2 quedan $2(10^{-2}) = 0,020 \text{ mol}$ de H^+ ; por tanto, la reacción debe consumir 0,18 mol. La ecuación iónica consume dos protones por mol de peróxido:

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{0,20 - 0,020}{2} = 0,090 \text{ mol}.$$

Esta cantidad reduce la concentración de protones de 0,10 M a 0,010 M, es decir, al pH solicitado.

c2) Con HCl la reacción es espontánea ($E_{\text{celda}}^\circ = +0,40 \text{ V}$); con HF no es espontánea en sentido directo ($E_{\text{celda}}^\circ = -1,29 \text{ V}$). El peróxido se reduce con $E^\circ = 1,76 \text{ V}$; al oxidar Cl^- , usamos $E_{\text{red}}^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$:

$$E_{\text{celda}}^\circ = 1,76 - 1,36 = +0,40 \text{ V} > 0.$$

Para el fluoruro, $E_{\text{red}}^\circ(\text{F}_2/\text{F}^-) = 3,05 \text{ V}$, por lo que:

$$E_{\text{celda}}^\circ = 1,76 - 3,05 = -1,29 \text{ V} < 0.$$

El signo positivo confirma la espontaneidad con HCl; el negativo descarta la reacción análoga directa con HF en condiciones estándar.

Ejercicio 6 · Química orgánica y cinética

a) Dos isómeros de fórmula $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ son propanal y propanona. Sus estructuras y grupos funcionales son:



Tienen la misma fórmula molecular, pero difieren en la función orgánica; son isómeros de función.

b1.i) El propan-2-ol se oxida a propanona. En medio ácido, el dicromato oxida el alcohol secundario a cetona. La ecuación global con ácido sulfúrico es:



El compuesto A es propanona; la transformación es una oxidación de un alcohol secundario.

b1.ii) Ácido butanoico y etanol forman butanoato de etilo y agua. Es una esterificación, catalizada por ácido:



Así, B es butanoato de etilo y C es agua; se elimina una molécula de agua al formarse el éster.

b2.i) Las unidades de k son $\text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{min}^{-1}$. El orden total es $2 + 1 = 3$, así que $v = k[\text{A}]^2[\text{B}]$. Como la velocidad se mide en $\text{mol L}^{-1} \text{min}^{-1}$:

$$[k] = \frac{\text{mol L}^{-1} \text{min}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^3} = \text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{min}^{-1}.$$

Estas unidades hacen que $k[\text{A}]^2[\text{B}]$ tenga las unidades de velocidad.

b2.ii) No, la constante k no se duplica al duplicar [A]. A temperatura fija, k no depende de las concentraciones; sí cambia la velocidad:

$$v' = k(2[\text{A}])^2[\text{B}] = 4k[\text{A}]^2[\text{B}] = 4v.$$

Duplicar [A] cuadruplica la velocidad, mientras que la constante de velocidad permanece igual.