

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se plantea primero la reacción, definición o ley que responde a la pregunta y después se sustituyen los datos con sus unidades.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Cromato de plata

El cromato es CrO_4^{2-} y la plata forma Ag^+ :



b) Óxido de estaño(IV)

El estaño(IV) es Sn^{4+} y el óxido es O^{2-} :



c) But-1-eno

El doble enlace comienza en el carbono 1:



d) CaBr_2

bromuro de calcio.

e) $\text{Zn}(\text{OH})_2$

hidróxido de zinc.

f) $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$

El grupo hidroxilo está en el carbono central:

propan-2-ol.

Cuestión 2. Cantidad de dióxido de carbono

a) 11,2 L en condiciones normales

En condiciones normales, un mol de gas ocupa 22,4 L:

$$n = 11,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,500 \text{ mol}.$$

$$n(\text{CO}_2) = 0,50 \text{ mol}.$$

b) $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas

Usando $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1}$:

$$n = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0,100 \text{ mol}.$$

$$n(\text{CO}_2) = 0,10 \text{ mol}.$$

c) 25 L a 27 °C y 2 atm

La ley de los gases ideales es $PV = nRT$, luego

$$n = \frac{PV}{RT}.$$

Con $T = 27 + 273,15 = 300,15 \text{ K}$:

$$n = \frac{(2 \text{ atm})(25 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(300,15 \text{ K})} = 2,031 \text{ mol.}$$

$$n(\text{CO}_2) \approx 2,03 \text{ mol.}$$

Cuestión 3. Identificación de procesos redox

a) Clasificación

En la reacción



no cambia ningún número de oxidación: es una reacción ácido-base, no una reacción redox.

En cambio, en



el yodo pasa de 0 a +5, por lo que se oxida, y el nitrógeno pasa de +5 en el nitrato a +2 en NO, por lo que se reduce:

la primera no es redox y la segunda sí es redox.

b) Semiecuaciones del proceso redox

La oxidación del yodo en medio ácido es



La reducción del nitrato a monóxido de nitrógeno es



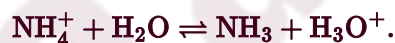
Al combinar ambas semiecuaciones se obtiene, en forma molecular,



Cuestión 4. Hidrólisis y comportamiento ácido-base

a) Adición de amoníaco al equilibrio del cloruro de amonio

El ion amonio es el ácido conjugado de la base débil amoníaco:

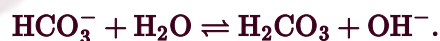


Al añadir NH_3 , aumenta la concentración de un producto. El equilibrio se desplaza hacia la izquierda, consume H_3O^+ y sube el pH:

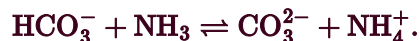
la disolución se hace menos ácida y el equilibrio se desplaza a la izquierda.

b) Anfoterismo del hidrogenocarbonato

Frente a un ácido, HCO_3^- acepta un protón y actúa como base:



Frente a una base, cede un protón y actúa como ácido:

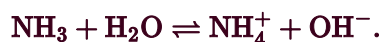


Al poder aceptar o ceder protones,

HCO_3^- es una especie anfótera.

c) Carácter de NH_3 y SO_3^{2-}

El amoníaco acepta un protón del agua y genera iones hidróxido:



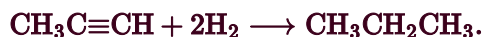
El sulfito también acepta un protón del agua:



Por ello, ambas especies tienen carácter básico en agua:

NH_3 y SO_3^{2-} son bases.

Problema 1. Hidrogenación del propino



a) Entalpía a partir de energías medias de enlace

En los reactivos se rompen cuatro enlaces C-H, un enlace C-C, un enlace C≡C y dos enlaces H-H. En el propano se forman ocho enlaces C-H y dos enlaces C-C:

$$\Delta H = \sum E(\text{enlaces rotos}) - \sum E(\text{enlaces formados}).$$

$$\begin{aligned}\Delta H &= 4(415) + 347 + 830 + 2(436) - [8(415) + 2(347)] \\ &= 3709 - 4014 \\ &= \boxed{-305 \text{ kJ mol}^{-1}}.\end{aligned}$$

El signo negativo indica que la hidrogenación es exotérmica.

b) Energía para disociar 100 g de H_2

La masa molar del hidrógeno molecular es $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g mol}^{-1}$:

$$n(\text{H}_2) = \frac{100 \text{ g}}{2 \text{ g mol}^{-1}} = 50 \text{ mol}.$$

Cada mol de moléculas necesita la energía de disociación de un mol de enlaces H-H:

$$Q = 50 \text{ mol} (436 \text{ kJ mol}^{-1}) = 21\,800 \text{ kJ}.$$

$$\boxed{Q = 21\,800 \text{ kJ}}.$$

Problema 2. Equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$

En 20 L, en el equilibrio inicial,

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_1 = \frac{2,14}{20} = 0,107 \text{ M}, \quad [\text{NO}_2]_1 = \frac{0,50}{20} = 0,0250 \text{ M}.$$

a) Constantes de equilibrio

La expresión de la constante de concentración es

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}.$$

Por tanto,

$$K_c = \frac{(0,0250)^2}{0,107} = 5,84 \cdot 10^{-3}.$$

Como $\Delta n = 2 - 1 = 1$,

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c RT.$$

Con $T = 298,15 \text{ K}$:

$$K_p = (5,84 \cdot 10^{-3})(0,082)(298,15) = 0,143.$$

$$\boxed{K_c = 5,84 \cdot 10^{-3}}, \quad \boxed{K_p \approx 0,143}.$$

b) Concentración de NO_2 tras añadir 2 mol de N_2O_4

Justo después de añadir el reactivo, antes del desplazamiento, hay 4,14 mol de N_2O_4 y 0,50 mol de NO_2 . Si x mol de N_2O_4 se disocian:

	N_2O_4	NO_2
Moles iniciales	4,14	0,50
Variación	$-x$	$+2x$
Moles de equilibrio	$4,14 - x$	$0,50 + 2x$

La condición de equilibrio es

$$5,84 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{0,50 + 2x}{20}\right)^2}{\left(\frac{4,14 - x}{20}\right)}.$$

La raíz físicamente posible es $x = 0,0938 \text{ mol}$. Así,

$$[\text{NO}_2]_2 = \frac{0,50 + 2(0,0938)}{20} = 0,0344 \text{ M}.$$

$$[\text{NO}_2]_2 \approx 0,034 \text{ M}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Peróxido de hidrógeno



b) Hidrogenosulfito de cobre(II)

El catión Cu^{2+} se combina con dos aniones HSO_3^- :



c) 2,2,4-trimetilpentano

La cadena principal tiene cinco carbonos y los metilos ocupan 2, 2 y 4:



d) KClO_4

perclorato de potasio.

e) $\text{Fe}(\text{OH})_2$

hidróxido de hierro(II).

f) CH_3COOH

ácido etanoico (ácido acético).

Cuestión 2. Energías de ionización

a) Asignación de las dos configuraciones

La primera configuración es $[\text{Ne}]$, correspondiente al neón. La segunda es $[\text{Ne}]3s^1$, correspondiente al sodio.

El electrón 3s del sodio está en una capa más externa y queda más apantallado, por lo que se arranca con menor energía. El neón tiene una capa cerrada y estable:

$$1s^2, 2s^2, 2p^6 \longrightarrow 2080 \text{ kJ mol}^{-1},$$

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1 \longrightarrow 496 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

b) Segunda ionización del helio frente a la del hidrógeno

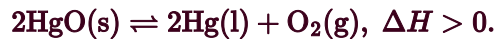
La primera ionización del hidrógeno elimina su único electrón. La segunda ionización del helio elimina el electrón restante de He^+ :



Ese electrón está sometido a una carga nuclear $Z = 2$, mientras que el electrón del hidrógeno ve $Z = 1$. En un ion hidrogenoide la energía de ionización es proporcional a Z^2 , por lo que

$$E_{\text{ion},2}(\text{He}) > E_{\text{ion},1}(\text{H}).$$

Cuestión 3. Equilibrio de descomposición del óxido de mercurio(II)



a) Constantes K_c y K_p

Los sólidos y líquidos puros tienen actividad igual a uno. Solo aparece el oxígeno gaseoso:

$$K_c = [\text{O}_2], \quad K_p = P_{\text{O}_2}.$$

b) Aumento de la presión parcial de oxígeno

El oxígeno es un producto. Si aumenta P_{O_2} , el cociente de reacción supera a K_p y el sistema consume oxígeno desplazándose hacia la izquierda:

se favorece la formación de HgO(s) .

c) Aumento de temperatura

La reacción directa es endotérmica porque $\Delta H > 0$. Al aumentar la temperatura, el equilibrio absorbe parte del calor desplazándose a la derecha:

aumenta la descomposición de HgO y aumenta P_{O_2} .

Cuestión 4. Compuestos orgánicos

a) Enlace de hidrógeno

El metanol, CH_3OH , posee un enlace O-H. El oxígeno es pequeño y electronegativo, de modo que sus moléculas pueden formar puentes de hidrógeno:



b) Reacciones de adición

El propeno y el 2-buteno contienen un doble enlace C=C. La adición rompe el enlace π y une nuevos átomos o grupos a los dos carbonos:



c) Isomería geométrica

El 2-buteno presenta isomería geométrica porque cada carbono del doble enlace está unido a dos sustituyentes distintos: H y CH_3 . El propeno no la presenta porque uno de los carbonos del doble enlace tiene dos hidrógenos:

el compuesto con isomería geométrica es el 2-buteno.

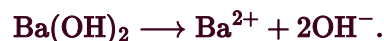
Problema 1. Disolución de hidróxido de bario

a) Masa de Ba(OH)_2

El pH es 12, por lo que

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2, \quad [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ M}.$$

El hidróxido de bario es una base fuerte y se disocia según



Por tanto,

$$[\text{Ba(OH)}_2] = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

En 650 mL:

$$n = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} (0,650 \text{ L}) = 3,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

La masa molar es

$$M(\text{Ba(OH)}_2) = 137 + 2(16 + 1) = 171 \text{ g mol}^{-1}.$$

Luego,

$$m = nM = (3,25 \cdot 10^{-3})(171) = 0,5558 \text{ g}.$$

$$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) \approx 0,556 \text{ g}.$$

b) Volumen de HCl para neutralizar

La neutralización es



Se necesitan

$$n(\text{HCl}) = 2(3,25 \cdot 10^{-3}) = 6,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Con $c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$:

$$V = \frac{n}{c} = \frac{6,50 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,0325 \text{ L}.$$

$$V(\text{HCl}) = 32,5 \text{ mL}.$$

Problema 2. Precipitación de cloruro de plata

La reacción molecular ajustada es



a) Masa de precipitado

Los moles iniciales son

$$n(\text{AgNO}_3) = (0,5)(0,100) = 0,050 \text{ mol},$$

$$n(\text{NaCl}) = (0,4)(0,100) = 0,040 \text{ mol}.$$

La proporción es 1:1. El cloruro de sodio es el reactivo limitante y forma 0,040 mol de **AgCl**. Su masa molar es

$$M(\text{AgCl}) = 108 + 35,5 = 143,5 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$m(\text{AgCl}) = (0,040)(143,5) = 5,74 \text{ g}.$$

$$m(\text{AgCl}) = 5,74 \text{ g}.$$

b) Reactivo en exceso

Sobran

$$n_{\text{sobran}}(\text{AgNO}_3) = 0,050 - 0,040 = 0,010 \text{ mol}.$$

Como $M(\text{AgNO}_3) = 108 + 14 + 3(16) = 170 \text{ g mol}^{-1}$,

$$m_{\text{sobran}} = (0,010)(170) = 1,70 \text{ g}.$$

$$m_{\text{sobran}}(\text{AgNO}_3) = 1,70 \text{ g}.$$