

Resolución razonada de las cuestiones y de las dos opciones.

Cuestiones

Cuestión 1 · Especies isoelectrónicas

Las tres especies tienen 18 electrones: X^- tiene $17 + 1$, Y tiene 18 y Z^+ tiene $19 - 1$. Sus configuraciones son la de argón, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Se trata, respectivamente, de Cl^- , Ar y K^+ . En una serie isoelectrónica, a mayor carga nuclear menor radio; por eso $r(Z^+) < r(Y) < r(X^-)$. La energía necesaria para extraer un electrón sigue el orden inverso: $E_I(X^-) < E_I(Y) < E_I(Z^+)$. La combinación de K y Cl forma KCl por transferencia de electrones. Es un sólido iónico: conduce al fundirse o disolverse, no en estado sólido, y es soluble en agua.

$$r(K^+) < r(Ar) < r(Cl^-); \quad E_I(Cl^-) < E_I(Ar) < E_I(K^+); \quad ZX = KCl.$$

Cuestión 2 · Geometría, polaridad y fuerzas intermoleculares

Aplicando repulsión de pares electrónicos alrededor del átomo central:

Molécula	Geometría	Polaridad
CH ₄	tetraédrica	apolar
NH ₃	piramidal trigonal	polar
H ₂ S	angular	polar
BH ₃	trigonal plana	apolar

En CH₄ los dipolos de enlace se anulan y solo actúan fuerzas de dispersión de London. El amoníaco tiene puentes de hidrógeno entre moléculas, además de fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión. Estos puentes requieren más energía para separar sus moléculas, por lo que el NH₃ tiene mayor temperatura de ebullición que las otras especies.

$$CH_4, BH_3 \text{ apolares; } NH_3, H_2S \text{ polares; } NH_3 \text{ forma puentes de hidrógeno.}$$

Cuestión 3 · Energía de activación y catalizador

El esquema muestra dos caminos entre los mismos reactivos y productos. La curva de menor barrera representa la reacción catalizada: el catalizador ofrece un mecanismo alternativo y reduce la energía de activación sin cambiar ΔH . La velocidad aumenta al disminuir la barrera. Al aumentar la temperatura, aumenta la fracción de moléculas con energía suficiente y crece la constante cinética k (ecuación de Arrhenius). La variación de entalpía es la diferencia entre productos y reactivos; según el diagrama, los productos tienen menor energía, por lo que $\Delta H < 0$ y el proceso es exotérmico.

$$\text{La curva de menor } E_a \text{ corresponde al catalizador y es más rápida; } k \text{ aumenta con } T; \quad \Delta H < 0.$$

Cuestión 4 · Pila cobre-plata

En el ánodo ocurre la oxidación del cobre y en el cátodo la reducción de la plata:



La reacción iónica global es $Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$; con los aniones espectadores, la ecuación molecular es $Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$. El potencial estándar resulta

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V} > 0.$$

Un potencial positivo implica $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} < 0$, de modo que la reacción es espontánea y la pila es galvánica.

$$\text{Ánodo: Cu; cátodo: Ag; } E_{\text{pila}}^{\circ} = 0,46 \text{ V; } \Delta G^{\circ} < 0.$$

Cuestión 5 · Alqueno, adición e isomería

La cadena más larga con el doble enlace tiene cuatro carbonos; numeramos para que el doble enlace tenga el localizador menor. El compuesto es 2-metilbut-2-eno, $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CHCH}_3$. La adición de HI sigue Markovnikov: el H se une al carbono con más hidrógenos y el I al más sustituido; se obtiene 2-yodo-2-metilbutano, $\text{CH}_3\text{C}(\text{I})(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$. El isómero de posición del doble enlace con el mismo esqueleto es 2-metilbut-1-eno, $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$.

2-metilbut-2-eno; producto: 2-yodo-2-metilbutano; isómero de posición: 2-metilbut-1-eno.
--

Opción A

Problema 1 · Hidrogenación del eteno

La reacción ajustada es $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$. Sumando entalpías de formación de productos y restando las de reactivos:

$$\Delta H_r^\circ = -84,7 - 52,3 = -137,0 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

Con energías de Gibbs de formación:

$$\Delta G_r^\circ = -32,9 - 68,1 = -101,0 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

De $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ a 298 K, $\Delta S = (\Delta H - \Delta G)/T = -121 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$. Como $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, ΔG pasa a ser positiva por encima de $T = |\Delta H|/|\Delta S|$:

$$T_{\text{límite}} = \frac{137000}{121} = 1,13 \cdot 10^3 \text{ K}.$$

La reacción no es espontánea para temperaturas mayores que unos 1132 K.

$$\Delta H_r^\circ = -137 \text{ kJ mol}^{-1}; \quad \Delta G_r^\circ = -101 \text{ kJ mol}^{-1}; \quad \Delta S_r^\circ = -121 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}; \quad T > 1132 \text{ K}.$$

Problema 2 · Amoniaco doméstico

En un litro de disolución hay $0,962 \cdot 1000 = 962 \text{ g}$ de disolución. El 6,5% en masa son 62,53 g de NH_3 , es decir,

$$C_0 = \frac{62,53}{17} = 3,68 \text{ M}.$$

Para $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, si $x = [\text{OH}^-]$, entonces $K_b = x^2/(C_0 - x)$. La solución de la cuadrática da $x = 8,13 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y $\text{pH} = 14 + \log x = 11,91$. Al diluir diez veces, $C_0 = 0,368 \text{ M}$ y la misma expresión da $x = 2,56 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, por lo que $\text{pH} = 11,41$.

$$C_0 = 3,68 \text{ M}; \quad \text{pH}_{\text{inicial}} = 11,91; \quad \text{pH}_{\text{diluida}} = 11,41.$$

Opción B

Problema 1 · Equilibrio de disociación del HI

Sea x el número de moles de I_2 formados. Para $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$:

$$n_{eq}(HI) = 3 - 2x, \quad n_{eq}(H_2) = n_{eq}(I_2) = x.$$

Como todas las especies ocupan 5 L, el volumen se cancela en K_c :

$$0,0183 = \frac{x^2}{(3 - 2x)^2}, \quad \sqrt{0,0183} = \frac{x}{3 - 2x}, \quad x = 0,319 \text{ mol.}$$

La reacción tiene el mismo número de moles gaseosos en ambos lados, así que el total permanece en 3 mol. Entonces $P = nRT/V = 34,44 \text{ atm}$. Si se duplica el volumen, la nueva concentración inicial de HI es 0,300 M; llamando y a la concentración de I_2 en el nuevo equilibrio:

$$0,0183 = \frac{y^2}{(0,300 - 2y)^2} \implies [HI]_{eq} = 0,236 \text{ M.}$$

$$n(I_2) = 0,319 \text{ mol}; \quad P_{eq} = 34,44 \text{ atm}; \quad [HI]_{eq, 10L} = 0,236 \text{ M.}$$

Problema 2 · Síntesis industrial de HCl

La reacción que forma sulfato de sodio como subproducto es $2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$. Los 100 kg de ácido clorhídrico al 35% contienen 35 kg de HCl puro:

$$n(HCl) = \frac{35000}{36,5} = 958,9 \text{ mol.}$$

Se requiere la mitad de moles de ácido sulfúrico: 479,5 mol, equivalentes a 47,0 kg puros. Para una riqueza del 90%, hacen falta $47,0/0,90 = 52,2 \text{ kg}$ de disolución. Por cada mol de Na_2SO_4 se consumen 2 mol de NaCl; por tonelada de sulfato:

$$m(NaCl) = 1000 \frac{2(58,5)}{142} = 823,9 \text{ kg.}$$

$$m(\text{disolución de } H_2SO_4) = 52,2 \text{ kg}; \quad m(NaCl) = 823,9 \text{ kg/t } Na_2SO_4.$$