

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se identifica la magnitud o propiedad que se pide, se plantea la ley o ecuación correspondiente antes de sustituir los datos y se termina con una conclusión explícita.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Fluoruro de calcio

El calcio forma Ca^{2+} y el fluoruro F^{-} . Por neutralidad:



b) Trióxido de wolframio

Tres oxígenos aportan número de oxidación -6 , por lo que el wolframio está en $+6$:



c) Metilpropano

El nombre corresponde a una cadena principal de propano con un metilo en el carbono 2:



d) H_2S

$\boxed{\text{sulfuro de hidrógeno}}.$

e) NaHSO_4

El anión es el hidrogenosulfato, HSO_4^{-} :

$\boxed{\text{hidrogenosulfato de sodio}}.$

f) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$

La cadena tiene tres carbonos y el grupo hidroxilo ocupa el carbono 2:

$\boxed{\text{propan-2-ol}}.$

Cuestión 2. Configuración electrónica de un elemento

La configuración dada para M^{2+} equivale a $[\text{Ar}], 3d^4$. El ion tiene 22 electrones; por tanto, el átomo neutro tiene 24 electrones.

a) Número atómico

En un átomo neutro, el número de electrones es igual al número de protones:

$$Z = 22 + 2 = \boxed{24}.$$

El elemento es el cromo, **Cr**.

b) Configuración de M^{3+}

Al pasar de M^{2+} a M^{3+} se extrae un electrón del subnivel **3d**:

$$\boxed{\text{M}^{3+} = [\text{Ar}], 3d^3}.$$

c) Números cuánticos de un electrón **3d**

Para un electrón **3d**, $n = 3$ y $l = 2$. Los valores permitidos son

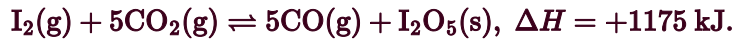
$$m_l = -2, -1, 0, +1, +2, \quad m_s = +\frac{1}{2} \text{ o } -\frac{1}{2}.$$

Por tanto, cualquier conjunto

$$\boxed{(n, l, m_l, m_s) = (3, 2, m_l, \pm \frac{1}{2})}, \quad m_l \in \{-2, -1, 0, +1, +2\},$$

describe uno de los electrones del subnivel **3d**.

Cuestión 3. Equilibrio heterogéneo



a) Aumento de la temperatura: efecto sobre K_c

La reacción directa es endotérmica porque $\Delta H > 0$. Al aumentar la temperatura se aporta calor y el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Además, la constante de equilibrio aumenta para favorecer el sentido endotérmico:

K_c aumenta.

b) Adición de $\text{I}_2\text{O}_5(\text{s})$: efecto sobre la cantidad de I_2

El sólido puro no aparece en la expresión de K_c ni en el cociente de reacción. Añadir más sólido no modifica el equilibrio mientras siga presente la fase sólida:

la cantidad de I_2 no cambia.

c) Aumento de la presión: efecto sobre la cantidad de CO

En los gases hay 6 moles en el lado izquierdo y 5 en el derecho. Un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia el lado con menos moles gaseosos, es decir, hacia la derecha:

la cantidad de CO aumenta.

Cuestión 4. Adiciones a un alquino

El compuesto inicial es but-1-ino, $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

a) Un mol de H_2

Con un mol de hidrógeno se satura parcialmente el triple enlace y se forma el alqueno correspondiente:



but-1-eno.

b) Dos moles de Br_2

El triple enlace incorpora dos moléculas de bromo. Cada carbono del antiguo triple enlace queda unido a dos bromos:



$\text{CHBr}_2 - \text{CBr}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

c) Un mol de HCl

La adición principal sigue la orientación de Markovnikov: el hidrógeno se une al carbono terminal y el cloro al carbono interno:



2-clorobut-1-eno.

Problema 1. Combustiones del etanol y del ácido acético

a) Entalpías estándar de combustión

La energía liberada por gramo tiene signo negativo en una entalpía de combustión.

Para el etanol, $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2(12) + 6(1) + 16 = 46 \text{ g mol}^{-1}$:

$$\Delta H_c^\circ(\text{etanol}) = (-29,8 \text{ kJ g}^{-1})(46 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{-1370,8 \text{ kJ mol}^{-1}}.$$

Para el ácido acético, $M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 2(12) + 4(1) + 2(16) = 60 \text{ g mol}^{-1}$:

$$\Delta H_c^\circ(\text{ácido acético}) = (-14,5 \text{ kJ g}^{-1})(60 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{-870 \text{ kJ mol}^{-1}}.$$

b) Entalpía de la reacción solicitada

La reacción ajustada es



Si se quema el etanol directamente o se transforma primero en ácido acético y después se quema este, la entalpía total es la misma. Por la ley de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{etanol}) = \Delta H_{\text{reacción}}^\circ + \Delta H_c^\circ(\text{ácido acético}).$$

Despejando:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = -1370,8 - (-870) = \boxed{-500,8 \text{ kJ mol}^{-1}}.$$

La transformación es exotérmica.

Problema 2. Disoluciones de HCl y ácido acético

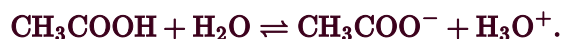
a) pH de cada disolución

Para el HCl, ácido fuerte, la disociación es completa:



$$\text{pH} = -\log(0,050) = \boxed{1,30}.$$

El ácido acético es débil:



Si $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$, entonces

$$K_a = \frac{x^2}{0,050 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

Resolviendo la ecuación, $x = 9,40 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ (la aproximación $x \ll 0,050$ da prácticamente el mismo valor). Por tanto,

$$\text{pH} = -\log(9,40 \cdot 10^{-4}) = \boxed{3,03}.$$

b) Agua que debe añadirse al HCl

La disolución más ácida es la de HCl. Para igualar los pH, su concentración final de iones oxonio debe ser $9,40 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, igual a la del ácido acético.

Los moles de HCl permanecen constantes durante la dilución:

$$n(\text{HCl}) = CV = (0,050 \text{ mol L}^{-1})(0,015 \text{ L}) = 7,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol}.$$

El volumen final necesario es

$$V_f = \frac{n}{C_f} = \frac{7,50 \cdot 10^{-4}}{9,40 \cdot 10^{-4}} = 0,798 \text{ L}.$$

Por tanto, el agua añadida es

$$V_{\text{agua}} = 0,798 - 0,015 = 0,783 \text{ L} = \boxed{783 \text{ mL}}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Ácido crómico

El anión cromato es CrO_4^{2-} , por lo que el ácido correspondiente es



b) Hidróxido de cobre(II)



c) Pentan-2-ol



d) SrO_2

El grupo O_2^{2-} es el anión peróxido:

$\boxed{\text{peróxido de estroncio}}.$

e) AlH_3

$\boxed{\text{hidruro de aluminio}}.$

f) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$

La cadena de cinco carbonos tiene dobles enlaces en las posiciones 1 y 4:

$\boxed{\text{penta-1,4-dieno}}.$

Cuestión 2. Cantidades de etano

La masa molar del etano es

$$M(\text{C}_2\text{H}_6) = 2(12) + 6(1) = 30 \text{ g mol}^{-1}.$$

a) Moles de etano

$$n = 0,13 \text{ g} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30 \text{ g C}_2\text{H}_6} = \boxed{4,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol C}_2\text{H}_6}.$$

b) Moléculas de etano

Usando el número de Avogadro, $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$:

$$N = 4,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = \boxed{2,61 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}}.$$

c) Átomos de carbono

Cada molécula de etano contiene dos átomos de carbono:

$$N_C = (2,61 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}) \frac{2 \text{ átomos C}}{1 \text{ molécula}} = \boxed{5,21 \cdot 10^{21} \text{ átomos de C}}.$$

Cuestión 3. Propiedades de sustancias

a) BF_3 es apolar aunque sus enlaces están polarizados

La afirmación es verdadera. El boro central forma tres enlaces con el flúor y no tiene pares libres; según el modelo RPECV, la geometría es trigonal plana, con ángulos de aproximadamente 120° . Los tres dipolos B-F tienen igual módulo y están separados simétricamente, por lo que su suma vectorial es nula:

$\boxed{\text{BF}_3 \text{ es apolar, aunque cada enlace B--F es polar}}.$

b) El NaCl tiene menor punto de fusión que el CsCl

La afirmación es falsa. Ambos compuestos tienen iones con cargas $+1$ y -1 , pero el radio de Cs^+ es mayor que el de Na^+ . La distancia entre iones es mayor en CsCl y la energía reticular, en valor absoluto, es menor. Por ello el NaCl presenta mayor punto de fusión:

$$T_f(\text{NaCl}) > T_f(\text{CsCl}).$$

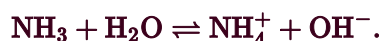
c) El NaCl sólido no conduce y el cobre sí

La afirmación es verdadera. En el cristal sólido de NaCl los iones están fijos y no pueden transportar carga; el NaCl fundido o disuelto sí conduce. En el cobre existen electrones deslocalizados con movilidad por la red metálica:

$$\text{NaCl sólido no conduce; el cobre sí conduce.}$$

Cuestión 4. Brønsted–Lowry**a) Carácter básico del amoníaco**

Una base de Brønsted–Lowry acepta protones. El par libre del nitrógeno del amoníaco acepta un protón del agua:



Al formarse OH^- , la disolución adquiere carácter básico:

$$\text{NH}_3 \text{ es una base de Brønsted--Lowry.}$$

b) Carácter básico del acetato de sodio

La sal se disocia completamente:



El ion sodio procede de una base fuerte y no hidroliza apreciablemente. El acetato es la base conjugada del ácido acético, que es débil, y sí acepta protones del agua:



Por tanto,

$$\text{una disolución de CH}_3\text{COONa es básica.}$$

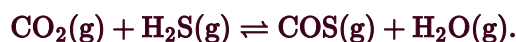
c) Si HNO_2 puede originar una disolución de pH mayor que 7

El ácido nitroso es un ácido débil, pero sigue cediendo protones al agua:



La concentración de H_3O^+ es mayor que la de una disolución neutra, así que su pH es menor que 7. Por sí sola, esta especie no puede producir una disolución básica:

$$\text{no; una disolución de HNO}_2 \text{ tiene pH} < 7.$$

Problema 1. Equilibrio entre CO_2 y H_2S **a) Moles de las especies en el equilibrio**

Los moles iniciales de dióxido de carbono son

$$n_0(\text{CO}_2) = \frac{4,4 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,100 \text{ mol.}$$

Como en el equilibrio hay **0,010 mol** de agua y esta se forma con proporción 1:1, el avance de reacción es **$x = 0,010 \text{ mol}$** . La tabla de equilibrio es

	CO_2	H_2S	COS	H_2O
moles iniciales	0,100	n_0	0	0
variación	$-x$	$-x$	$+x$	$+x$
moles de equilibrio	0,090	$n_0 - 0,010$	0,010	0,010

Para hallar el H_2S restante usamos la ecuación de los gases ideales para la mezcla:

$$n_{\text{total}} = \frac{PV}{RT} = \frac{(10 \text{ atm})(2,5 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(610,15 \text{ K})} \approx 0,500 \text{ mol.}$$

La suma de los moles conocidos es $0,090 + 0,010 + 0,010 = 0,110 \text{ mol}$, por lo que

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 0,500 - 0,110 = \boxed{0,390 \text{ mol}}.$$

Así, las cantidades en el equilibrio son

$$\boxed{n(\text{CO}_2) = 0,090 \text{ mol}}, \quad \boxed{n(\text{H}_2\text{S}) = 0,390 \text{ mol}},$$

$$\boxed{n(\text{COS}) = n(\text{H}_2\text{O}) = 0,010 \text{ mol}}.$$

b) Constantes K_c y K_p

Como el volumen es el mismo para todas las especies, podemos calcular primero las concentraciones:

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,090}{2,5} = 0,0360 \text{ M}, \quad [\text{H}_2\text{S}] = \frac{0,390}{2,5} = 0,156 \text{ M},$$

$$[\text{COS}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,010}{2,5} = 0,00400 \text{ M}.$$

La expresión de la constante es

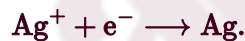
$$K_c = \frac{[\text{COS}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{S}]} = \frac{(0,00400)(0,00400)}{(0,0360)(0,156)} = \boxed{2,85 \cdot 10^{-3}}.$$

En la reacción hay dos moles gaseosos a cada lado, de modo que $\Delta n = 0$. Por tanto,

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c, \quad \boxed{K_p = 2,85 \cdot 10^{-3}}.$$

Problema 2. Electrodeposición de plata

En el cátodo se produce la reducción



a) Tiempo de electrodeposición

La carga necesaria para depositar una masa m es, por la ley de Faraday,

$$Q = n_e F = \frac{m}{M(\text{Ag})} F.$$

Con $m = 40 \text{ g}$, $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g mol}^{-1}$ y $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$:

$$Q = \frac{40}{108} (96500) = 35740,7 \text{ C}.$$

Como $I = Q/t$, el tiempo es

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{35740,7 \text{ C}}{2 \text{ C s}^{-1}} = 17870 \text{ s}.$$

Pasando a horas:

$$t = \frac{17870}{3600} = \boxed{4,96 \text{ h}}.$$

b) Moles de electrones

La estequiometría de la semirreacción indica que un mol de plata requiere un mol de electrones:

$$n_e = n(\text{Ag}) = \frac{40 \text{ g}}{108 \text{ g mol}^{-1}} = \boxed{0,370 \text{ mol de e}^-}.$$