

Química — Andalucía 2018 ordinaria

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se explican las leyes, tendencias o reacciones que justifican la respuesta y se muestran los cálculos con unidades.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Peróxido de sodio

El ion peróxido es O_2^{2-} y el sodio forma Na^+ :



b) Cromato de plata

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



c) Etanamida



d) ZnI_2

$\boxed{\text{yoduro de cinc}}.$

e) H_2SO_3

$\boxed{\text{ácido sulfuroso}}.$

f) CHCl_3

$\boxed{\text{triclorometano o cloroformo}}.$

Cuestión 2. Configuración electrónica, energías y radios

Las configuraciones permiten identificar los elementos:

$$\text{A} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [\text{Ar}],$$

$$\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 = [\text{Ar}]4s^1,$$

$$\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 = [\text{Mg}].$$

a) Identificación de A y C

$$\boxed{\text{A} = \text{Ar y C} = \text{Mg}}.$$

La configuración de B corresponde al potasio, **K**.

b) Asignación de energías de ionización

La energía de ionización aumenta al avanzar en un periodo y disminuye al bajar en un grupo. El potasio pierde con facilidad su electrón **4s**; el magnesio lo conserva con más fuerza y el argón tiene la capa cerrada.

elemento	primera energía de ionización
K	419 kJ mol ⁻¹
Mg	735 kJ mol ⁻¹
Ar	1527 kJ mol ⁻¹

c) Asignación de radios atómicos

El radio aumenta al bajar en un grupo y disminuye de izquierda a derecha en un periodo. El potasio tiene una capa electrónica más que Mg y Ar, por lo que es el mayor. En el periodo 3, Mg está más a la izquierda que Ar y es mayor.

elemento	radio atómico
K	235 pm
Mg	160 pm
Ar	97 pm

Cuestión 3. Espontaneidad de procesos redox

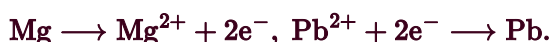
Para cada proceso se calcula

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{reducción}}^{\circ} + E_{\text{oxidación}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}.$$

Un valor positivo indica que el proceso es espontáneo en condiciones estándar.

a) Desplazamiento de Pb^{2+} por Mg

Las semirreacciones son



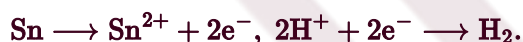
$$E_{\text{pila}}^{\circ} = (-0,125) - (-2,356) = +2,231 \text{ V}.$$

Como el potencial es positivo:

Mg(s) sí desplaza a Pb^{2+} y se forma Pb(s).

b) Reacción del estaño con HCl

El estaño puede oxidarse y los protones reducirse:



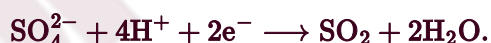
$$E_{\text{pila}}^{\circ} = 0,000 - (-0,137) = +0,137 \text{ V}.$$

Por tanto, el proceso es espontáneo:

El Sn se disuelve en HCl y se desprende $\text{H}_2(\text{g})$.

c) Oxidación de Sn^{2+} por sulfato

Las semirreacciones son



La reacción global es



$$E_{\text{pila}}^{\circ} = 0,170 - 0,154 = +0,016 \text{ V}.$$

El valor es positivo, aunque pequeño:

En las condiciones estándar dadas, SO_4^{2-} sí oxida a Sn^{2+} a Sn^{4+} .

Cuestión 4. Isomería y adición

El compuesto es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$, butan-2-ol.

a) Isomería óptica

El carbono que porta el grupo $-\text{OH}$ está unido a cuatro grupos diferentes: $-\text{OH}$, H, $-\text{CH}_3$ y $-\text{CH}_2\text{CH}_3$. Es un centro quiral:

Si presenta isomería óptica y puede formar dos enantiómeros.

b) Isómeros de posición y de función

Un isómero de posición es butan-1-ol:



Un isómero de función, con la misma fórmula molecular pero función éter, es etoxietano:



c) Alqueno de partida

La hidratación del but-2-eno produce butan-2-ol:



Problema 1. Equilibrio entre hidrógeno y dióxido de carbono



El volumen es **4,68 L**, de modo que las concentraciones iniciales son

$$C_0 = \frac{1,00 \text{ mol}}{4,68 \text{ L}} = 0,2137 \text{ M}$$

para H_2 y CO_2 . Si x es la concentración que reacciona:

	H_2	CO_2	H_2O	CO
inicial	0,2137	0,2137	0	0
variación	$-x$	$-x$	$+x$	$+x$
equilibrio	$0,2137 - x$	$0,2137 - x$	x	x

a) Concentraciones de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]} = \left(\frac{x}{0,2137 - x} \right)^2 = 4,40.$$

Tomando la raíz positiva:

$$\frac{x}{0,2137 - x} = \sqrt{4,40} = 2,098,$$

$$x = \frac{2,098(0,2137)}{1 + 2,098} = 0,145 \text{ M}.$$

Así:

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = 0,145 \text{ M},$$

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0,2137 - 0,145 = 0,068 \text{ M}.$$

$$\boxed{[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0,068 \text{ M}, [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = 0,145 \text{ M}.$$

b) Presiones parciales y K_p

Para cada gas ideal:

$$p_i = [i]RT.$$

Con $T = 200 \text{ K}$, $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{CO}} = (0,145)(0,082)(200) = 2,37 \text{ atm},$$

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{CO}_2} = (0,068)(0,082)(200) = 1,11 \text{ atm}.$$

La variación de moles gaseosos es $\Delta n = 2 - 2 = 0$, por lo que

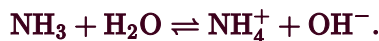
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c = 4,40.$$

$$\boxed{p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{CO}} = 2,37 \text{ atm}, p_{\text{H}_2} = p_{\text{CO}_2} = 1,11 \text{ atm}, K_p = 4,40.}$$

Problema 2. Bases débiles y dilución

a) Hidróxido de amonio

Se considera la ionización de la base débil:



Concentración inicial $C_0 = 0,03 \text{ M}$ y grado de disociación $\alpha = 0,024$:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = C_0\alpha = (0,03)(0,024) = 7,20 \cdot 10^{-4} \text{ M},$$

$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = C_0(1 - \alpha) = (0,03)(0,976) = 0,02928 \text{ M}.$$

La constante básica es

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(7,20 \cdot 10^{-4})^2}{0,02928} = 1,77 \cdot 10^{-5}.$$

$$K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}.$$

El pOH y el pH son

$$\text{pOH} = -\log(7,20 \cdot 10^{-4}) = 3,14, \text{ pH} = 14,00 - 3,14 = 10,86.$$

$$\text{pH} = 10,86.$$

b) Volumen de agua para alcanzar pH 11,5

La disolución de NaOH es una base fuerte. Los moles iniciales de OH^- son

$$n(\text{OH}^-) = (0,03 \text{ mol L}^{-1})(0,100 \text{ L}) = 3,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

El pH objetivo da

$$\text{pOH} = 14 - 11,5 = 2,5, [\text{OH}^-]_{\text{final}} = 10^{-2,5} = 3,162 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

El volumen final necesario es

$$V_f = \frac{n}{[\text{OH}^-]_{\text{final}}} = \frac{3,00 \cdot 10^{-3}}{3,162 \cdot 10^{-3}} = 0,9487 \text{ L}.$$

Por tanto, el agua que se añade es

$$V_{\text{agua}} = 0,9487 - 0,100 = 0,8487 \text{ L} \approx 849 \text{ mL}.$$

$$V_{\text{agua}} \approx 849 \text{ mL}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Óxido de cinc



b) Ácido hipobromoso



c) Etil metil éter



d) K_2S



e) Nitrato de magnesio



f) Ácido 2-metilpropanoico



Cuestión 2. Número atómico, número másico e iones**a) Números atómico y másico**

Para el primer átomo:

$$Z = 34, A = Z + N = 34 + 44 = 78.$$

Es selenio, $^{78}_{34}\text{Se}$. Para el segundo:

$$Z = 19, A = 19 + 20 = 39.$$

Es potasio, $^{39}_{19}\text{K}$.

Primer átomo: $Z = 34, A = 78$; **segundo átomo:** $Z = 19, A = 39$.

b) Números cuánticos posibles del electrón diferenciador

El selenio tiene configuración



Un conjunto posible para el electrón diferenciador de $4p$ es

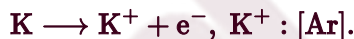
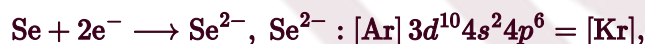
$$(n, \ell, m_\ell, m_s) = (4, 1, -1, -\frac{1}{2}).$$

El potasio tiene configuración $[\text{Ar}]4s^1$, por lo que un conjunto posible es

$$(n, \ell, m_\ell, m_s) = (4, 0, 0, +\frac{1}{2}).$$

c) Iones más estables y configuraciones

El selenio gana dos electrones para completar $4p$, mientras que el potasio pierde su único electrón $4s$:



Iones más estables: Se^{2-} y K^+ .

Cuestión 3. Lewis, geometría y punto de ebullición**a) Estructuras de Lewis**

En el agua, el oxígeno forma dos enlaces y conserva dos pares libres:



En NF_3 , el nitrógeno central forma tres enlaces sencillos con F y conserva un par libre. Cada flúor completa octeto con tres pares libres:

**b) Geometría según RPECV**

En el agua hay cuatro dominios electrónicos alrededor del oxígeno: dos enlaces y dos pares libres. Es un caso AX_2E_2 : la geometría electrónica es tetraédrica y la molecular es angular, con ángulo aproximado de $104,5^\circ$.

H_2O : geometría angular.

En NF_3 hay cuatro dominios: tres enlaces y un par libre. Es AX_3E : geometría electrónica tetraédrica y molecular piramidal trigonal.

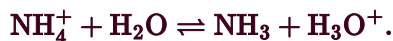
NF_3 : geometría piramidal trigonal.

c) Punto de ebullición

El agua forma una red extensa de enlaces de hidrógeno entre sus moléculas. En NF_3 no se forman enlaces de hidrógeno comparables, por lo que sus fuerzas intermoleculares son menos intensas:

El agua tiene mayor punto de ebullición que NF_3 .**Cuestión 4. Brönsted-Lowry****a) Carácter de NH_4^+ y S^{2-}**

El ion amonio puede ceder un protón al agua:



Por tanto:

 NH_4^+ es un ácido de Brönsted-Lowry.

El ion sulfuro acepta un protón del agua:

 S^{2-} es una base de Brönsted-Lowry.**b) Bases conjugadas****c) Base conjugada más fuerte**

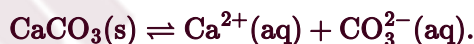
Para un par ácido-base conjugado:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}.$$

El ácido cianhídrico tiene el menor K_a , por lo que su base conjugada es la más fuerte:

$$K_b(\text{CN}^-) = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,9 \cdot 10^{-10}} = 2,04 \cdot 10^{-5},$$

$$K_b(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,4 \cdot 10^{-5}} = 1,56 \cdot 10^{-10}.$$

 CN^- es la base conjugada más fuerte.**Problema 1. Solubilidad del carbonato de calcio****a) Solubilidad molar**

Si s es la solubilidad molar:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s, \quad [\text{CO}_3^{2-}] = s,$$

$$K_{ps} = s^2 = 4,8 \cdot 10^{-9}.$$

$$s = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-9}} = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}.$$

$S = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$

b) Masa para preparar 250 mL saturados

La masa molar del carbonato de calcio es

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3(16) = 100 \text{ g mol}^{-1}.$$

Los moles necesarios son

$$n = sV = (6,93 \cdot 10^{-5})(0,250) = 1,73 \cdot 10^{-5} \text{ mol}.$$

$$m = nM = (1,73 \cdot 10^{-5})(100) = 1,73 \cdot 10^{-3} \text{ g}.$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 1,73 \cdot 10^{-3} \text{ g}.$$

Problema 2. Redox del dicromato con hierro(II)

a) Ajuste iónico y molecular

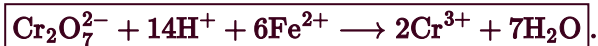
El dicromato se reduce a cromo(III):



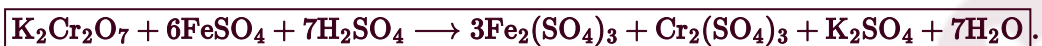
El hierro(II) se oxida:



Multiplicando la segunda por seis y sumando:



La ecuación molecular ajustada es



b) Masa de sulfato de hierro(III)

La masa molar del dicromato de potasio es

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 2(39) + 2(52) + 7(16) = 294 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{4,00 \text{ g}}{294 \text{ g mol}^{-1}} = 0,01361 \text{ mol}.$$

La ecuación indica que un mol de dicromato produce tres moles de sulfato de hierro(III):

$$n_{\text{teórico}} = 3(0,01361) = 0,04082 \text{ mol}.$$

Con un rendimiento del 75 %:

$$n_{\text{real}} = 0,04082(0,75) = 0,03061 \text{ mol}.$$

Como

$$M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 2(56) + 3[32 + 4(16)] = 400 \text{ g mol}^{-1},$$

$$m = (0,03061)(400) = 12,24 \text{ g}.$$

$$m(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 12,24 \text{ g}.$$