

QUÍMICA

Cualificación: O alumno elixirá UNHA das dúas opcións. Cada pregunta cualificarase con 2 puntos

OPCIÓN A

- 1.1. ¿ Que sucedería se utilizase unha culler de aluminio para axitar unha disolución de nitrato de ferro(II)? Datos: $E^{\circ}(\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ y $E^{\circ}(\text{Al}^{+3}/\text{Al}) = -1,76 \text{ V}$
1.2. Escriba a fórmula do 3-hexeno e analice a posibilidade de que presente isomería xeométrica. Razoe as respostas.
2. Considerando o elemento alcalinotérreo do terceiro período e o segundo elemento do grupo dos halóxenos.
2.1. Escriba as súas configuracións electrónicas e os catro números cuánticos posibles para o último electrón de cada elemento.
2.2. ¿Que tipo de enlace corresponde á unión química destes elementos entre si? Escriba a fórmula do composto que forman. Razoe a resposta.
3. A reacción $\text{I}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$ ten, a $448 \text{ }^{\circ}\text{C}$, un valor da constante de equilibrio K_c igual a 50. A esa temperatura un recipiente pechado de 1 L contén inicialmente 1,0 mol de I_2 e 1,0 mol de H_2 .
3.1. Calcule os moles de $\text{HI}_{(g)}$ presentes no equilibrio.
3.2. Calcule a presión parcial de cada gas no equilibrio.
Dato: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ o $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
4. Unha disolución de amoníaco 0,01 M está ionizada nun 4,2%.
4.1. Escriba a reacción de disociación e calcule a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución una vez alcanzado o equilibrio.
4.2. Calcule o pH e a K_b do amoníaco.
5. 5.1. Indique o procedemento que se debe seguir e o material que temos que utilizar para determinar a entalpía de disolución do NaCl, se ao disolver 0,2 moles da devandita substancia en 500 mL de auga se produce un incremento de temperatura de 2°C .
5.2. ¿Cal será o valor da entalpía de disolución do composto expresado en J/mol?
Datos: Calor específica_(auga) \approx Calor específica_(disolución) = $4,18 \text{ J/g}\cdot^{\circ}\text{C}$ e densidade da auga = $1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

OPCIÓN B

- 1.1. Escriba as reaccións de disociación en auga, segundo o modelo de Brönsted-Lowry, das seguintes especies químicas: CH_3COOH NH_3 NH_4^+ CN^-
1.2. Indique os pares ácido/base conxugados.
2. 2.1. Escriba a expresión de K_c e K_p para cada un dos seguintes equilibrios:
 $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2(g)$ $\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$;
 $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$ $\text{CO}_{2(g)} + \text{C}_{(s)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(g)}$
2.2. Indique, de xeito razoado, en qué casos K_c coincide con K_p .
3. O PbCO_3 é un sal moi pouco soluble na auga cunha K_{ps} de $1,5\cdot 10^{-15}$. Calcule:
3.1. A solubilidade do sal.
3.2. Se se mesturan 150 mL dunha disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,04 M con 50 mL dunha disolución de Na_2CO_3 0,01 M, razoe se precipitará o PbCO_3 no recipiente onde se fixo a mestura.
4. Sábese que o ión MnO_4^- oxida o Fe(II) a Fe(III) en presenza de H_2SO_4 , mentres se reduce ao Mn(II).
4.1. Escriba e axuste polo método do ión-electrón a ecuación iónica global, indicando as semirreaccións correspondentes.
4.2. ¿Que volume de KMnO_4 0,02 M se require para oxidar 40 mL dunha disolución 0,1 M de FeSO_4 en disolución de H_2SO_4 ?
5. 5.1. No laboratorio dispónse dunha disolución de ácido clorhídrico concentrado do 34,90% en masa e densidade $1,175 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. ¿Cal é a súa molaridade?
5.2. Calcular o volume da disolución de ácido clorhídrico concentrado necesario para preparar 500 mL de ácido clorhídrico 0,45 M, explicando detalladamente o material e procedemento empregado.

QUÍMICA

Cualificación: O alumno elixirá UNHA das dúas opcións. Cada pregunta cualificarase con 2 puntos

OPCIÓN A

1. Tendo en conta os potenciais de redución estándar dos pares $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ e razoando as respostas, indique:
 - 1.1. ¿Cal é a forza electromotriz, en condicións estándar, da pila que se podería construír?.
 - 1.2. Escriba a notación da pila e as reaccións que teñen lugar.
2. Considerando a reacción: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$, razoe se as afirmacións son verdadeiras ou falsas.
 - 2.1. Un aumento da presión conduce a unha maior produción de SO_3 .
 - 2.2. Unha vez alcanzado o equilibrio, deixan de reaccionar as moléculas de SO_2 e O_2 entre si.
 - 2.3. O valor de K_p é superior ao de K_c á mesma temperatura
 - 2.4. A expresión da constante de equilibrio K_p é $K_p = \frac{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)}{p^2(\text{SO}_3)}$
3. Dada a seguinte reacción: $\text{C}_{(\text{grafito})} + 2\text{S}_{(\text{s})} \rightarrow \text{CS}_{2(\text{l})}$
 - 3.1. Calcule a entalpía estándar da reacción a partir dos seguintes datos:
 $\text{C}_{(\text{grafito})} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{S}_{(\text{s})} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -296,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\text{CS}_{2(\text{l})} + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{SO}_2(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -1072 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - 3.2. Calcule a enerxía necesaria, en forma de calor, para a transformación de 5 g de $\text{C}_{(\text{grafito})}$ en $\text{CS}_{2(\text{l})}$, en condicións estándar.
4. Considere unha disolución de amoníaco en auga de concentración $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.
 - 4.1. Calcule o pH desta disolución.
 - 4.2. Calcule o grao de disociación do amoníaco na disolución.
Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$
5.
 - 5.1. Debuxe unha probeta, unha pipeta, un matraz erlenmeyer, un vaso de precipitados e un matraz aforado indicando para qué se utilizan.
 - 5.2. Faga un esquema da montaxe da utilización dun funil Buchner e dun matraz kitasato e indique para qué se empregan no laboratorio.

OPCIÓN B

1. Indique, segundo a teoría de Brønsted-Lowry, cál ou cáles das seguintes especies poden actuar só como ácido, só como base e como ácido e base. Escriba as correspondentes reaccións ácido-base.
 - 1.1. CO_3^{2-}
 - 1.2. HPO_4^{2-}
 - 1.3. H_3O^+
 - 1.4. NH_4^+
2.
 - 2.1. Escriba as fórmulas desenvolvidas e indique o tipo de isomería que presentan entre si o etilmetiléter e o 1-propanol.
 - 2.2. Indique se o seguinte composto haloxenado $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ ten isomería óptica, razoe a resposta en función dos carbonos asimétricos que poida presentar.
3. Nun recipiente de 2 L de capacidade dispónse de certa cantidade de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ e quéntase o sistema ata 298,15 K. A reacción que ten lugar é: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$. Sabendo que se alcanza o equilibrio químico cando a presión total dentro do recipiente é de 1,0 atm (101,3 kPa) e a presión parcial do N_2O_4 é 0,70 atm (70,9 kPa), calcular:
 - 3.1. O valor de K_p a 298,15 K.
 - 3.2. O número de moles de cada un dos gases no equilibrio.
Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ó $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
4.
 - 4.1. Empregando o método do ión electrón, axuste a ecuación química que corresponde á seguinte reacción redox:

$$\text{I}_{2(\text{s})} + \text{HNO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{HIO}_{3(\text{aq})} + \text{NO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$$
 - 4.2. Calcule o volume de ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] de riqueza do 68% en masa e densidade $1,395 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, necesario para preparar 200 mL dunha disolución 10,0 M de ácido nítrico.
5.
 - 5.1. Realice un esquema dunha pila na que participen os semipares; $\text{Zn}^{2+}(1\text{M})/\text{Zn}$ e $\text{Cu}^{2+}(1\text{M})/\text{Cu}$, detallando cada un dos seus compoñentes, así como o material e reactivos.
 - 5.2. Se os potenciais normais de redución de ambos os dous semipares son respectivamente -0,76 V e +0,34 V, indique as reaccións que teñen lugar, sinalando qué electrodo actúa como ánodo e cál como cátodo, a reacción global e o potencial da pila.

Criterios de Avaliación / Corrección

CRITERIOS XERAIS

- As respostas deben axustarse ao enunciado da pregunta.
- Terase en conta a claridade da exposición dos conceptos, procesos, os pasos seguidos, as hipóteses, a orde lóxica e a utilización adecuada da linguaxe química.
- Os erros graves de concepto levarán a anular o apartado correspondente.
- Os parágrafos/apartados que esixen a solución dun apartado anterior cualificaranse independentemente do resultado do devandito apartado.
- Cando a resposta deba ser razoada ou xustificada, non facelo supoñerá unha puntuación de cero no apartado correspondente. Un resultado erróneo pero cun razoamento correcto valorarase.
- Unha formulación incorrecta ou a igualación incorrecta dunha ecuación química puntuará como máximo o 25% da nota do apartado.
- Nun problema numérico a resposta correcta, sen razoamento ou xustificación, pode ser valorada cun 0 se o corrector/a non é capaz de ver de onde saíu o devandito resultado.
- Os erros nas unidades ou non poñelas descontará un 25% da nota do apartado.
- Un erro no cálculo considerarase leve e descontarase o 25% da nota do apartado, agás que os resultados carezan de lóxica e o alumnado non faga unha discusión acerca da falsidade do devandito resultado.

CONVOCATORIA DE XUÑO

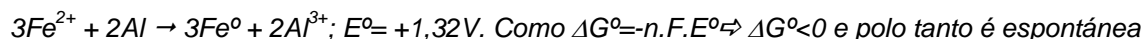
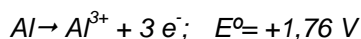
OPCIÓN 1

1. 1.1. ¿ Qué sucedería se utilizase unha culler de aluminio para axitar unha disolución de nitrato de ferro(II)? Datos: $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ y $E^{\circ}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,76 \text{ V}$

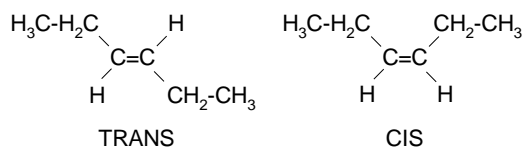
1.2. Escriba a fórmula do 3-hexeno e analice a posibilidade de que presente isomería xeométrica.

Razoe as respostas.

1.1. Ocurriría unha reacción redox, onde o ion Fe^{2+} redúcese e o aluminio oxídase polo tanto a culler de aluminio empezaría a disolverse na disolución.



1.2. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$. O 3-hexeno é un composto orgánico que ten un dobre enlace e polo tanto é posible a isomería xeométrica con isómeros cis e trans.



1 punto por apartado. Total 2 puntos.

2. Considerando o elemento alcalinotérreo do terceiro período e o segundo elemento do grupo dos halóxenos.

2.1. Escriba as súas configuracións electrónicas e os catro números cuánticos posibles para o último electrón de cada elemento.

2.2. ¿ Qué tipo de enlace corresponde á unión química destes elementos entre sí? Escriba a fórmula do composto que forman. Razoe a resposta.

O elemento alcalinotérreo do terceiro período e o magnesio, Mg; e o segundo elemento do grupo dos halóxenos é o cloro, Cl.

2.1. A configuración electrónica do Mg é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ é a do Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Os valores posibles dos catro números cuánticos do último electrón serían, para o magnesio: $n=3$, $l=0$, $m=0$, $s=\pm\frac{1}{2}$ e para o cloro: $n=3$, $l=1$, $m=-1,0,+1$, $s=\pm\frac{1}{2}$

Criterios de Avaliación / Corrección

2.2. O tipo de enlace é iónico. O Mg ao perder dous electróns adquire estrutura de gas noble moi estable, e polo tanto convírtese en Mg^{2+} . O cloro adquire estrutura estable gañando un electrón formando Cl^- , polo tanto únense por atracción electrostática formando unha rede iónica na que hai dou ións Cl^- por cada ión Mg^{2+} . A enerxía da rede compensa enerxéticamente o proceso no que se forma $MgCl_2$.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

3. A reacción $I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ ten, a 448 °C, un valor da constante de equilibrio K_c igual a 50. A esa temperatura un recipiente pechado de 1 L contén inicialmente 1,0 mol de I_2 e 1,0 mol de H_2 .

3.1. Calcule os moles de $HI_{(g)}$ presentes no equilibrio.

3.2. Calcule a presión parcial de cada gas no equilibrio.

Dato: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ o $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

3.1. Dada a reacción $I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

	$I_{2(g)}$	$+ H_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2HI_{(g)}$
nº moles iniciais	1	1		-
nº moles que reaccionan	x	x		-
nº moles no equilibrio	1-x	1-x		2x

O valor de $K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]} = \frac{(2x/1)^2}{(1-x/1)(1-x/1)} = 50$; resulta a seguinte ecuación de segundo grado $4x^2 - 100x + 50 = 0$ que ao resolvela $x = 0,78$ moles. Polo tanto os moles de HI no equilibrio = $2 \times 0,78 = 1,6$ moles.

100x+50=0 que ao resolvela x=0,78 moles. Polo tanto os moles de HI no equilibrio= 2 x 0,78= 1,6 moles.

3.2. O número total de moles no equilibrio é $n_T = 1,56 + 0,22 + 0,22 = 2$ moles.

A partir da ecuación dos gases ideais calcúlase a presión total do sistema $P_T \cdot xV = n_T \cdot xRT$;

$$P_T = \frac{2 \times 0,082 \times 721}{1} = 118,24 \text{ atm ou ben } P_T = \frac{2 \times 8,31 \times 721}{1} = 11983 \text{ Pa}$$

A partir da relación entre a presión total do sistema e as presións parciais e fraccións molares de cada gas, calculamos as presións parciais dos gases:

$$P_{H_2} = P_{I_2} = 118,24 \times \frac{0,22}{2} = 13 \text{ atm e } P_{HI} = 118,24 \times \frac{1,56}{2} = 92 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = P_{I_2} = 11983 \times \frac{0,22}{2} = 1318 \text{ Pa e } P_{HI} = 11983 \times \frac{1,56}{2} = 9347 \text{ Pa}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

4. Unha disolución de amoníaco 0,01 M está ionizada nun 4,2%.

4.1. Escriba a reacción de disociación e calcule a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución una vez alcanzado o equilibrio.

4.2. Calcule o pH e a K_b do amoníaco.

4.1.

Concentración molar	NH_3	$+ H_2O$	\rightleftharpoons	NH_4^+	$+ OH^-$
[Inicial]	0,01			-	-
[Equilibrio]	$0,01(1-\alpha)$	‘		$0,01\alpha$	$0,01\alpha$

A concentración de $[NH_3] = 0,01 \times (1 - 0,042) = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; e as concentracións de

$$[NH_4^+] = [OH^-] = 0,01 \times 0,042 = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Criterios de Avaliación / Corrección

4.2. Podemos resolvelo tendo en conta o grado de disociación:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,01 \times (0,042)^2}{1-0,042} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

ou ben tendo en conta os moles:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(4,2 \cdot 10^{-4})^2}{(9,6 \cdot 10^{-3})} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

$$O \text{ pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log 4,2 \cdot 10^{-4} = 10,6$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

5. 5.1. Indique o procedemento a seguir e o material a utilizar para determinar a entalpía de disolución do NaCl, se ao disolver 0,2 moles da devandita substancia en 500 mL de auga se produce un incremento de temperatura de 2°C.

5.2. ¿Cal será o valor da entalpía de disolución do composto expresado en J/mol?

Datos: Calor específica(auga) ≈ Calor específica(disolución) = 4,18 J/g·°C e densidade do auga = 1 g·mL⁻¹.

5.1. Material e reactivos: Calorímetro con termómetro e axitador, balanza, vidro de reloxo, probeta, espátula, frasco lavador.

Procedemento: Collemos un calorímetro e introducimos nel 500 mL de auga medidos cunha probeta; medimos a temperatura, T₁. Nunha balanza pesamos a cantidade determinada, 11,2 g, que é a masa de 0,2 moles de NaCl. A continuación introducímolos no calorímetro coa auga, péchase o calorímetro e movemos lixeiramente o axitador. Lemos no termómetro a temperatura máxima que alcanza, T₂. Neste caso o $\Delta T = T_2 - T_1 = 2^\circ\text{C}$

5.2. O calor desprendido na reacción: $Q = -C_e \times m \times \Delta T$

$$\text{A masa de disolución: } m = (0,2 \text{ moles} \times 58,5 \text{ g/mol}) + (500 \text{ mL} \times 1 \text{ g/mL}) = 511,7 \text{ g}$$

Polo tanto o calor sería igual a $Q = -4,18 \times 511,7 \times 2 = -4277,8 \text{ J}$ e polo tanto a entalpía de

$$\text{disolución } \Delta H = \frac{Q}{n^\circ \text{ moles}} = \frac{-4277,8 \text{ J}}{0,2 \text{ moles}} = -2,14 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$$

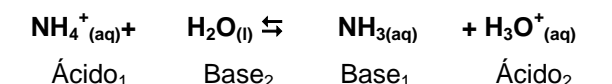
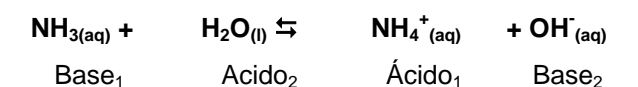
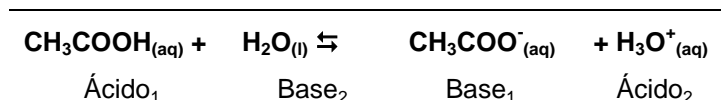
1 punto por apartado. Total 2 puntos.

OPCIÓN 2

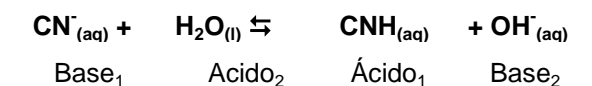
1. 1.1. Escriba as reaccións de disociación en auga, segundo o modelo de Brönsted-Lowry, das seguintes especies químicas: CH₃COOH NH₃ NH₄⁺ CN⁻

1.2. Indique os pares ácido/base conxugados.

1.1. e 1.2.



Criterios de Avaliación / Corrección



1 punto por apartado. Total 2 puntos.

2. 2.1. Escriba a expresión de Kc e Kp para cada un dos seguintes equilibrios:



2.2. Indique, de xeito razoado, en que casos Kc coincide con Kp.

2.1. $\text{CO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2_{(\text{g})}$; as constantes serían: $K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$ e $K_p = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}$

$2\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{g})}$ as constantes serían: $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$ e $K_p = \frac{P^2_{\text{SO}_3}}{P^2_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{O}_2}}$

$\text{CO}_{(\text{g})} + 2\text{H}_2_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{g})}$ as constantes serían: $K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$ e $K_p = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}}}{P_{\text{CO}} \cdot P^2_{\text{H}_2}}$

$\text{CO}_{2(\text{g})} + \text{C}_{(\text{s})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{g})}$ as constantes serían: $K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$ e $K_p = \frac{P^2_{\text{CO}}}{P_{\text{CO}_2}}$

2.2. Kc coincidirá con Kp cando o número de moles gasosos de reactivos e de produtos sexan iguais, $K_p = K_c \times (R \times T)^{\Delta n}$.

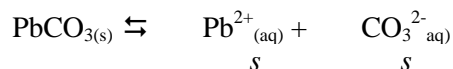
1 punto por apartado. Total 2 puntos.

3. O PbCO_3 é una sal moi pouco soluble na agua cunha K_{ps} de $1,5 \cdot 10^{-15}$. Calcule:

3.1. A solubilidade da sal.

3.2. Se se mesturan 150 mL dunha disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,04 M con 50 mL dunha disolución de Na_2CO_3 0,01 M, razoe se precipitará o PbCO_3 no recipiente onde se fixo a mestura.

3.1. Tendo en conta a reacción que ten lugar e a expresión da K_s , resulta:



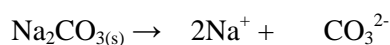
$P_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$ e polo tanto $K_s = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-15}} = 3,9 \cdot 10^{-8} \text{ M}$.

(Tamén pode expresarse en g/L tendo en conta o P_m do $\text{PbCO}_3 = 3,9 \cdot 10^{-8} \cdot 267,2 = 1,04 \cdot 10^{-5} \text{ g/L}$)

3.2. Tendo en conta as reaccións que teñen lugar resulta:



$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{0,150 \text{ L} \cdot 0,04 \text{ mol/L}}{0,2 \text{ L}} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$



$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{0,05 \text{ L} \cdot 0,01 \text{ mol/L}}{0,2 \text{ L}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Aplicando $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-5} > K_{ps}(\text{PbCO}_3) \Rightarrow$ formarase precipitado.

0,75 puntos o apartado 2.1. e 1,25 puntos o apartado 2.2. Total 2 puntos.

Criterios de Avaliación / Corrección

4. Se sabe que o ión MnO_4^- oxida o Fe(II) a Fe(III) en presenza de H_2SO_4 , mentres se reduce a Mn(II) .

4.1. Escriba e axuste polo método do ión-electrón a ecuación iónica global, indicando as semirreaccións correspondentes.

4.2. ¿Qué volume de KMnO_4 0,02 M requírese para oxidar 40 mL dunha disolución 0,1 M de FeSO_4 en disolución de H_2SO_4 ?

4.1. Semirreacción redución: $(\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}) \times 1$

Semirreacción oxidación: $(\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1\text{e}^-) \times 5$

Ecuación iónica: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$

4.2. Según a estequiometría 1 mol de MnO_4^- oxida a 5 moles de Fe^{2+} , polo tanto 1 mol de KMnO_4 oxida a 5 moles de FeSO_4 .

$n^\circ \text{ moles } \text{FeSO}_4 = 40 \cdot 10^{-3} \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ M} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$;

$n^\circ \text{ moles } \text{KMnO}_4 = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{5} = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$;

$V(\text{mL}) \text{ de } \text{KMnO}_4 = \frac{0,8 \cdot 10^{-3}}{0,02} \cdot 10^3 = 40 \text{ mL}$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

5. 5.1. No laboratorio dispónse dunha disolución de ácido clorhídrico concentrado do 34,90% en masa e densidade $1,175 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. ¿Cal é a súa molaridade?

5.2. Calcular o volume da disolución de ácido clorhídrico concentrado necesario para preparar 500 mL de ácido clorhídrico 0,45 M, explicando detalladamente o material e procedemento empregado.

5.1. Supoñamos 1L de disolución do ácido clorhídrico concentrado; e así os gramos de disolución: $g_{\text{disolución}} = V \cdot d = 1000 \text{ mL} \times 1,175 \text{ g/mL} = 1175 \text{ g}$. Os gramos de ácido clorhídrico na

disolución: $g_{\text{HCl}} = \frac{1175 \cdot 34,90}{100} = 410,1 \text{ g}$ e polo tanto a molaridade: $M = \frac{410,1 / 36,5}{1} = 11,23 \text{ M}$

5.2. **Cálculo:** O volume a tomar da disolución concentrada de ácido clorhídrico é:

$V = \frac{0,5 \times 0,45}{11,23} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$

Material e reactivos: pipeta, funil, vaso de precipitados, matraz aforado, varíña de vidro, frasco de vidro, frasco lavador

Procedemento: Medida do reactivo (cunha pipeta toma-lo volume da disolución calculado). Disolución (nun vaso de precipitados botar auga nun volume aproximado á metade do volume total da disolución a preparar. Botar dentro o reactivo medido e remexer lixeiramente cunha varíña de vidro. É moi importante botar sempre o ácido sobre a auga e non ó revés). Medida do volume a preparar (coa axuda dun funil, transvasa-la disolución do vaso de precipitados a un matraz aforado de 500 mL. Co mesmo vaso de precipitados (para recollelos posíbeis restos de disolución) engadir auga ata completa-lo enrase. Almacenado e etiquetado (coa axuda dun funil pasa-la disolución preparada ó frasco adecuado e etiquetado).

1 punto por apartado (0,33 por material, 0,33 por procedemento e 0,33 polo cálculo). Total 2 puntos.

Criterios de Avaliación / Corrección

CONVOCATORIA DE SETEMBRO

OPCIÓN 1

1. Tendo en conta os potenciais de redución estándar dos pares $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ e razoando as respostas, indique:

- 1.1. ¿Cál é a forza electromotriz, en condicións estándar, da pila que se podería construír?
- 1.2. Escriba a notación da pila e as reaccións que teñen lugar.

1.2. *Reacción redox onde o ión Ag^+ redúcese e o níquel oxidase. A forza electromotriz (fem) da pila que se podería construír e que se representa por E_p^0 é a seguinte:*

Ánodo (oxidación) $E^0 = +0,25 \text{ V}$

Cátodo (redución) $E^0 = +0,80 \text{ V}$

Forza electromotriz da pila: $E_p^0 = +1,05 \text{ V}$.

1.2. *As reaccións que terían lugar son:*

Oxidación (ánodo): $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 e^-$

Redución (cátodo): $\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}^0$

Reacción global: $2\text{Ag}^+ + \text{Ni} \rightarrow 2\text{Ag}^0 + \text{Ni}^{2+}$

A notación da pila é Ánodo || Cátodo, e polo tanto sería:

$\text{Ni}_{(s)} | \text{Ni}^{2+}_{(aq)} || \text{Ag}^+_{(aq)} | \text{Ag}_{(s)} \quad E^0 = +1,05 \text{ V}$

1 punto por apartado. Total 2 puntos

2. Considerando a reacción: $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$, razoe se as afirmacións son verdadeiras ou falsas.

2.1. Un aumento da presión conduce a unha maior produción de SO_3 .

2.2. Unha vez alcanzado o equilibrio, deixan de reaccionar as moléculas de SO_2 e O_2 entre si.

2.3. O valor de K_p é superior ao de K_c á mesma temperatura

2.4. A expresión da constante de equilibrio K_p é $K_p = \frac{P^2(\text{SO}_2) \cdot P(\text{O}_2)}{P^2(\text{SO}_3)}$

O razoamento está baseado no Principio de Le Chatelier: cando nun sistema en equilibrio prodúcese unha modificación das variables co determinan (concentración, presión, temperatura), o equilibrio desprázase no sentido de contrarrestar o devandito cambio.

2.1. *Verdadeiro. O equilibrio desprázase cara a onde diminúa a presión e polo tanto onde haxa menor número de moles en estado gasoso, cara á dereita (\rightarrow) maior produción de SO_3 .*

2.2. *Falso. O equilibrio é un equilibrio dinámico.*

2.3. *Falso. A relación entre constantes de equilibrio é: $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot (RT)^{-1} \Rightarrow K_p = \frac{K_c}{RT}$; polo tanto, o valor de K_p é inferior a K_c .*

2.4. *Falso. $K_p = \frac{P^2_{\text{SO}_3}}{P^2_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{O}_2}}$*

0,5 puntos por apartado. Total 2 puntos.

3. Dada a seguinte reacción: $\text{C}_{(\text{grafito})} + 2\text{S}_{(s)} \rightarrow \text{CS}_{2(l)}$

3.1. Calcule a entalpía estándar da reacción a partir dos seguintes datos:

$\text{C}_{(\text{grafito})} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} \quad \Delta H^0 = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

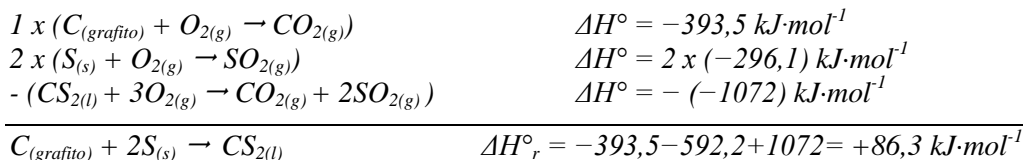
$\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{2(g)} \quad \Delta H^0 = -296,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

Criterios de Avaliación / Corrección



3.2. Calcule a enerxía necesaria, en forma de calor, para a transformación de 5 g de $C_{(grafito)}$ en $CS_{2(l)}$, en condicións estándar.

3.1.



3.2. Calculando o número de moles de grafito e tendo en conta a entalpía estándar da reacción calculada no apartado anterior, resulta que a enerxía necesaria en forma de calor é igual a:

$$Q = n^\circ \text{ moles } C_{grafito} \times \Delta H_r = \frac{5 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} \cdot 86,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = +35,96 \text{ kJ}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

4. Considere unha disolución de amoníaco en auga de concentración $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

4.1. Calcule o pH desta disolución.

4.2. Calcule o grao de disociación do amoníaco na disolución.

Dato: $K_b(NH_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$

Concentración molar	NH_3	+	$H_2O \rightleftharpoons$	NH_4^+	+	OH^-
[Inicial]	$6,50 \cdot 10^{-2}$			-		-
[Equilibrio]	$6,50 \cdot 10^{-2} (1 - \alpha)$			$6,50 \cdot 10^{-2} \alpha$		$6,50 \cdot 10^{-2} \alpha$

En función do grao de disociación:

4.1 $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{6,5 \cdot 10^{-2} \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = 1,78 \cdot 10^{-5}$, e polo tanto $\alpha = 1,65 \cdot 10^{-2}$ ou 1,65%.

4.2. A $[OH^-] = c \cdot \alpha = 6,5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,0165 = 1,07 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, e o $pOH = -\log[OH^-] = 2,97$

Por último o $pH = 14 - pOH = 14 - 2,97 = 11,03$

Pódese resolver en función da concentración molar:






1 punto por apartado. Total 2 puntos.

5. 5.1. Debuxe unha probeta, unha pipeta, un matraz erlenmeyer, un vaso de precipitados e un matraz aforado indicando para qué se utilizan.

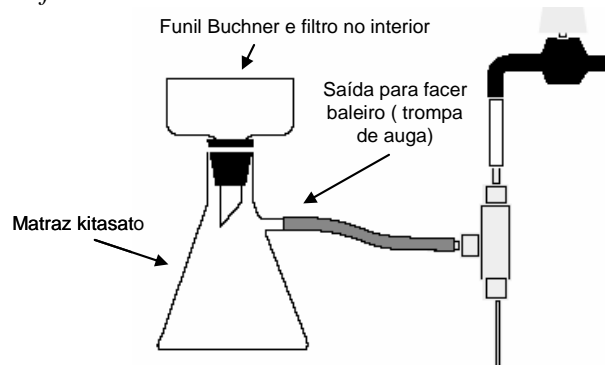
5.2. Faga un esquema da montaxe da utilización dun funil Buchner e dun matraz kitasato e indique para qué se empregan no laboratorio.

5.1. A probeta: medir volumes con pouca precisión. A pipeta: medir volumes con precisión. Matraz aforado: medir un volume determinado de líquido con precisión e para preparar disolucións de concentración coñecida e exacta. Matraz erlenmeyer: para facer valoracións ou mesturas por axitación. Vaso de precipitados: para disolver algunha substancia, traspaso de líquidos...

Criterios de Avaliación / Corrección

Probeta	Pipeta	Matraz erlenmeyer	Vaso de precipitados	Matraz aforado
				

- 5.2. *Emprégase para separar unha substancia, formada en disolución a partir doutras especies químicas, aproveitando a súa baixa solubilidade. Permite illa-lo precipitado da súa disolución de orixe, por medio dunha filtración a baleiro.*



1 punto por apartado. Total 2 puntos.

OPCIÓN 2

1. Indique, segundo a teoría de Brönsted-Lowry, cal ou cales das seguintes especies poden actuar só como ácido, só como base e como ácido e base? Escriba as correspondentes reaccións ácido-base.

- 1.1. CO_3^{2-}
- 1.2. HPO_4^{2-}
- 1.3. H_3O^+
- 1.4. NH_4^+

Segundo a teoría de Brönsted-Lowry un ácido é toda especie química (molécula ou ión) capaz de ceder protóns a outra especie química, e unha base é toda especie química (molécula ou ión) capaz de captar protóns.

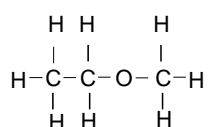
- 1.1. Actúa como base: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
- 1.2. Pode actuar como base: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
e tamén como ácido: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- 1.3. Actúa como ácido: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$ ou ben $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 1.4. Actúa como ácido: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

0,5 puntos por apartado. Total 2 puntos.

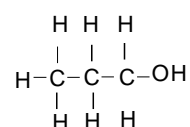
2. 2.1. Escriba as fórmulas desenvolvidas e indique o tipo de isomería que presentan entre sí o etilmetiléter e o 1-propanol.

- 2.2. Indique se o seguinte composto haloxenado $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ ten isomería óptica, razoe a resposta en función dos carbonos asimétricos que poida presentar.

2.1.



$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$
Etilmetiléter

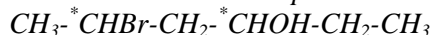


$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$
1-propanol

Criterios de Avaliación / Corrección

Os dous compostos presentan isomería de función, xa que teñen idénticas fórmulas moleculares (C_3H_8O) é diferente grupo funcional. Correspóndese a un éter e un alcol co mesmo número de átomos de carbono.

2.2. O composto haloxenado si presenta isomería óptica, que se dá nas moléculas que presentan carbonos asimétricos, nos que o carbono está unido a catro átomos ou grupos de átomos diferentes. O composto haloxenado ten dous carbonos asimétricos nas posicións 2 e 4, marcados cun asterisco:



1 punto por apartado. Total 2 puntos.

3. Nun recipiente de 2 L de capacidade dispónse de certa cantidade de $N_2O_{4(g)}$ e quéntase o sistema ata 298,15 K. A reacción que ten lugar é: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$. Sabendo que se alcanza o equilibrio químico cando a presión total dentro do recipiente é de 1,0 atm (101,3 kPa) e a presión parcial do N_2O_4 é 0,70 atm (70,9 kPa), calcular:

3.1. O valor de K_p a 298,15 K.

3.2. O número de moles de cada un dos gases no equilibrio.

Dato: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ó $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

3.1. Sabendo que $P_T = P_{NO_2} + P_{N_2O_4}$; $P_{NO_2} = P_T - P_{N_2O_4} = 1 - 0,70 = 0,30 \text{ atm}$. Polo que para a

$$\text{reacción } N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} \text{ o valor de } K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{(0,30)^2}{(0,70)} = 0,129$$

3.2. Sabendo que:

$$P_{N_2O_4} = P_T \cdot X_{N_2O_4} = P_T \cdot \frac{\text{moles de } N_2O_4}{\text{moles de } N_2O_4 + \text{moles de } NO_2}$$

$$P_{NO_2} = P_T \cdot X_{NO_2} = P_T \cdot \frac{\text{moles de } NO_2}{\text{moles de } N_2O_4 + \text{moles de } NO_2};$$

$$n_T = \text{moles de } N_2O_4 + \text{moles de } NO_2 = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \times 2}{0,082 \times 298,15} = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

$$\text{moles de } N_2O_4 = 0,70 \times 8,2 \cdot 10^{-2} = 5,7 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

$$\text{moles de } NO_2 = 0,30 \times 8,2 \cdot 10^{-2} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

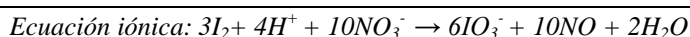
4. 4.1. Empregando o método do ión electrón axuste a ecuación química que corresponde á seguinte reacción:



4.2. Calcule o volume de ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] de riqueza do 68% en masa e densidade $1,395 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, necesario para preparar 200 mL dunha disolución 10,0 M de ácido nítrico.

4.1. Semirreacción oxidación: $(I_2 + 6H_2O \rightarrow 2IO_3^- + 12H^+ + 10e^-) \times 3$

Semirreacción redución: $(NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O) \times 10$



Criterios de Avaliación / Corrección

4.2.

$$g \text{ de } HNO_3 \text{ puros} = 200 \cdot 10^{-3} L \cdot 10 M \cdot 63 g/mol = 126 g$$

$$g \text{ de disolución de } HNO_3 \text{ do } 68\% = \frac{126 \cdot 100}{68} = 185,3 g$$

$$mL \text{ de disolución de } HNO_3 \text{ do } 68\% = \frac{185,3}{1,395} = 133 mL$$

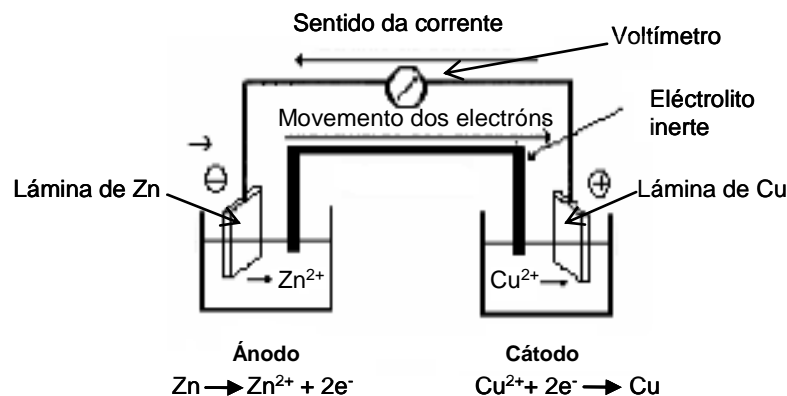
1 punto por apartado. Total 2 puntos.

5. 5.1. Realice un esquema dunha pila na que participen os semipares; $Zn^{2+}(1M)/Zn$ y $Cu^{2+}(1M)/Cu$, detallando cada un dos seus compoñentes, así como o material e reactivos.

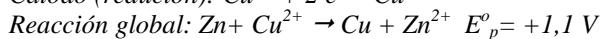
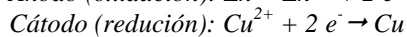
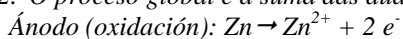
5.2. Se os potenciais normais de redución de ambos os dous semipares son respectivamente -0,76 V e +0,34 V, indique as reaccións que teñen lugar, sinalando qué electrodo actúa como ánodo e cádo como cátodo, a reacción global e o potencial da pila.

5.1. Lámina de Cu (electrodo) introducida nunha disolución acuosa 1 M dun sal de cobre ($CuSO_4$), separado (por un tabique poroso ou ponte salina que contén un electrólito forte como cloruro de sodio), doutra lámina de Zn electrodo introducida nunha disolución 1 M dun sal de cinc ($ZnSO_4$). As láminas únense mediante un conductor externo onde se coloca un voltímetro.

Dous vasos de precipitados, probeta, fíos conductores, tubo en U, pinzas de crocodilo, voltímetro, disolucións 1 M dos sales de cobre e zinc e láminas dos mesmos elementos.



5.2. O proceso global e a suma das dúas semirreaccións que teñen lugar separadamente nos electrodos:



0,5 puntos polo esquema, 0,5 puntos por indicar os elementos, 0,5 puntos por ánodo e cátodo; 0,5 puntos pola reacción. Total 2 puntos.