

PROBAS DE ACCESO Á UNIVERSIDADE (PAU)
CONVOCATORIA DE xuño Curso 2010-2011
CRITERIOS DE AVALIACIÓN
QUÍMICA (Código 27)

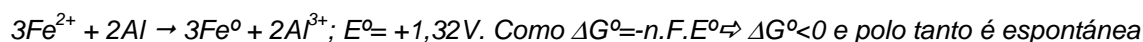
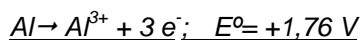
CRITERIOS XERAIS DE AVALIACIÓN DO EXAME DE QUÍMICA

- 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 anula-lo 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.

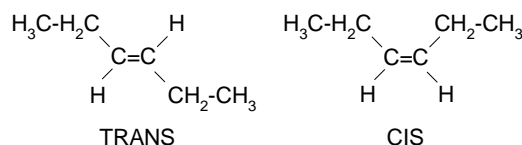
OPCIÓN 1

1. 1.1. ¿ Qué sucedería se utilizase unha culler de aluminio para axitar unha disolución de nitrato de ferro(II)? Datos: $E^{\circ}(\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ e $E^{\circ}(\text{Al}^{+3}/\text{Al}) = -1,76 \text{ V}$
- 1.2. Escriba a fórmula do 3-hexeno e analice a posibilidade de que presente isomería xeométrica.
- Razoe as respostas.

1.1. Ocurrería unha reacción redox, onde o ión Fe^{2+} se reduce e o aluminio se oxida 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. ¿Que tipo de enlace corresponde á unión química destes elementos entre si? 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: $n=3, l=1, m=-1, 0, +1, s=\pm\frac{1}{2}$

2.2. O tipo de enlace é iónico. O Mg ao perder dous electróns adquire estrutura de gas nobre moi estable, e polo tanto convértese 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 enerxeticamente 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: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ou $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

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

	$I_{2(g)}$	+	$H_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2HI_{(g)}$
<i>n° moles iniciais</i>	1		1		-
<i>n° moles que reaccionan</i>	x		x		-
<i>n° moles no equilibrio</i>	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 grao $46x^2 - 100x + 50 = 0$ que ao resolvela $x = 0,78$ moles. Polo tanto os moles de HI no equilibrio = $2 \times 0,78 = 1,6$ moles.

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 $P_T \times V = n_T \times R T$;

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

A partir da relación entre a presión total do sistema e as presións parciais e fraccións molares de cada gas, calculámos-las 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 unha 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 $[NH_3] = 0,01 \times (1 - 0,042) = 9,6 \cdot 10^{-3} M$; e as concentracións de $[NH_4^+] = [OH^-] = 0,01 \times 0,042 = 4,2 \cdot 10^{-4} M$

4.2. Podemos resolvelo tendo en conta o grao 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 pH = 14 - pOH = 14 - log $4,2 \cdot 10^{-4}$ = 10,6

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

5. 5.1. Indique o procedemento a seguido e o material utilizado para determina-la 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 da 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 e 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 ΔT = T₂ - T₁ = 2°C

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

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

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

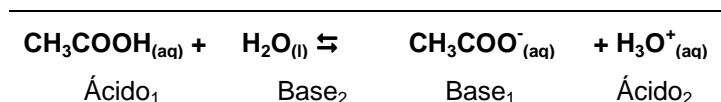
1 punto por apartado. Total 2 puntos.

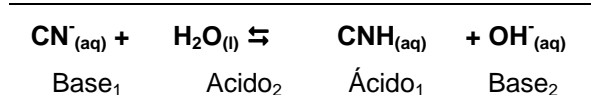
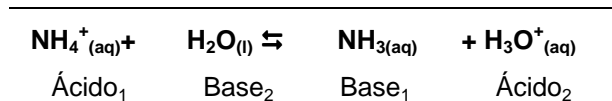
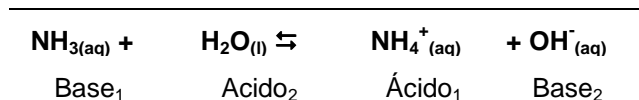
OPCIÓN 2

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

1.2. Indique os pares ácido/base conxugados.

1.1. e 1.2.





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 $K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2}}$

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

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

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

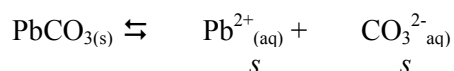
1 punto por apartado. Total 2 puntos.

3. O PbCO_3 é 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.

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



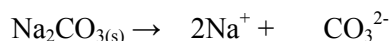
$P_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$ e polo tanto $K_s = s \cdot s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-15}} = 3,9 \cdot 10^{-8} \text{ M}$.

(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:



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



$$[CO_3^{2-}] = \frac{0,05 L \cdot 0,01 \text{ mol/L}}{0,2 L} = 2,5 \cdot 10^{-3} M$$

Aplicando $[Pb^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 3,0 \cdot 10^{-2} \cdot 2,5 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-5} > K_{ps}(PbCO_3) \Rightarrow$ formarase precipitado.

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

4. Sábese 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 se require para oxidar 40 mL dunha disolución 0,1 M de $FeSO_4$ en disolución de H_2SO_4 ?

4.1. Semirreacción redución: $(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O) \times 1$

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

Ecuación iónica: $MnO_4^- + 8H^+ + 5Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$

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 $FeSO_4$.

$$n^\circ \text{ moles } FeSO_4 = 40 \cdot 10^{-3} \text{ mL} \cdot 0,1 M = 4 \cdot 10^{-3} \text{ moles} ;$$

$$n^\circ \text{ moles } KMnO_4 = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{5} = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ moles} ;$$

$$V(\text{mL}) \text{ de } KMnO_4 = \frac{0,8 \cdot 10^{-3}}{0,02} \cdot 10^3 = 40 \text{ mL}$$

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. Calcula-lo 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

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

5.2. **Cálculo:** o volume tomado da disolución concentrada de ácido clorhídrico é:

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

Material e reactivos: pipeta, funil, vaso de precipitados, matraz aforado, variña 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 que se vai preparar. Botar dentro o reactivo medido e remexer lixeiramente cunha variña de vidro. É moi importante botar sempre o ácido sobre a auga e non ó revés). Medida do volume que se vai 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 recolle-los posíbeis restos de disolución)

engadir auga ata completa-lo rasado. 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.