

PROBAS DE ACCESO Á UNIVERSIDADE (PAU)
CONVOCATORIA DE setembro 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 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 considerárase leve e descontárase 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. 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.

1.1. *Reacción redox onde o ión Ag^+ redúcese e o níquel oxídase. 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:

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

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 SO₂ e O₂ 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 (→) maior produción de SO₃.

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: C_(grafito) + 2S_(s) → CS_{2(l)}

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

C_(grafito) + O_{2(g)} → CO_{2(g)} ΔH° = -393,5 kJ·mol⁻¹;

S_(s) + O_{2(g)} → SO_{2(g)} ΔH° = -296,1 kJ·mol⁻¹;

CS_{2(l)} + 3O_{2(g)} → CO_{2(g)} + 2SO_{2(g)} ΔH° = -1072 kJ·mol⁻¹

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.

1 x (C _(grafito) + O _{2(g)} → CO _{2(g)})	ΔH° = -393,5 kJ·mol ⁻¹
2 x (S _(s) + O _{2(g)} → SO _{2(g)})	ΔH° = 2 x (-296,1) kJ·mol ⁻¹
- (CS _{2(l)} + 3O _{2(g)} → CO _{2(g)} + 2SO _{2(g)})	ΔH° = -(-1072) kJ·mol ⁻¹
C _(grafito) + 2S _(s) → CS _{2(l)}	ΔH° _r = -393,5 - 592,2 + 1072 = +86,3 kJ·mol ⁻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:
$$Q = n^\circ \text{ moles } C_{\text{grafito}} \times \Delta H_r = \frac{5 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} \cdot 86,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = +35,96 \text{ kJ}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

4. Considere unha disolución de amoníaco en auga de concentración 6,50·10⁻² M.

4.1. Calcule o pH desta disolución.

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

Dato: K_b(NH₃) = 1,78·10⁻⁵

Concentración molar	NH ₃	+	H ₂ O ⇌	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻
[Inicial]	6,50·10 ⁻²			-		-
[Equilibrio]	6,50·10 ⁻² (1-α)			6,50·10 ⁻² α		6,50·10 ⁻² α

En función do grao de disociación:

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

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

$$\text{Por último o } pH = 14 - pOH = 14 - 2,97 = 11,03$$


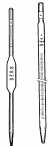



Pódese resolver en función da concentración molar:

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

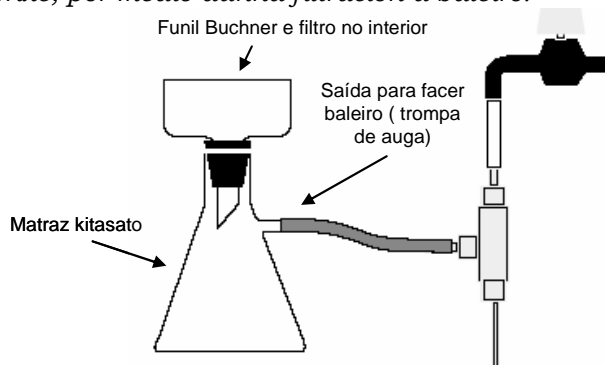
5. 5.1. Debuxe unha probeta, unha pipeta, un matraz erlenmeyer, un vaso de precipitados e un matraz aforado indicando para qué se utilizan.

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...

Probeta	Pipeta	Matraz erlenmeyer	Vaso de precipitados	Matraz aforado
				

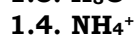
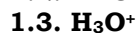
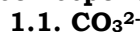
5.2. Emprégase para separar unha substancia, formada en disolución a partir doutras especies químicas, aproveitando a súa baixa solubilidade. Permite illa-lo precipitado da súa disolución de orixe, por medio dunha filtración a baleiro.



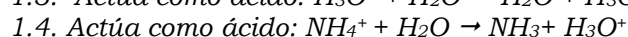
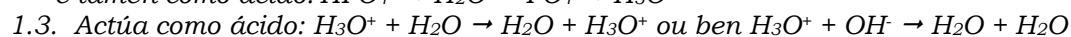
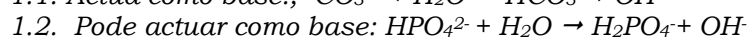
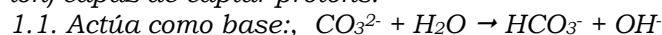
1 punto por apartado. Total 2 puntos.

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.



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.

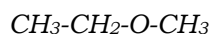
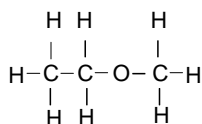


0,5 puntos por apartado. Total 2 puntos.

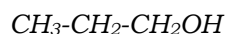
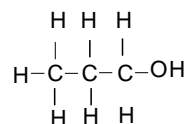
2. 2.1. Escriba as fórmulas desenvolvidas e indique o tipo de isomería que presentan entre sí o etilmetiléter e o 1-propanol.

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.



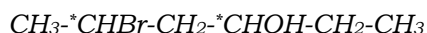
Etilmetiléter



1-propanol

Os dous compostos presentan isomería de función, xa que teñen idénticas fórmulas moleculares ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$) e 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.

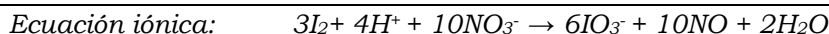
4. 4.1. Empregando o método do ión electrón axuste a ecuación química que corresponde á seguinte reacción:



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



4.2.

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

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

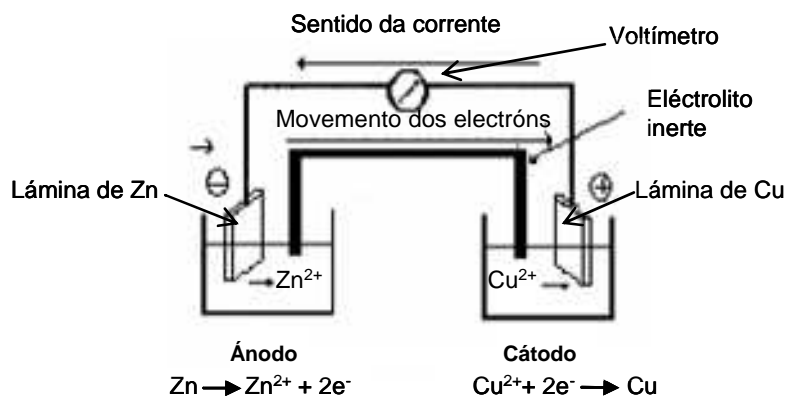
$$mL \text{ de disolución de } HNO_3 \text{ do } 68\% = \frac{185,3}{1,395} = 133 \text{ mL}$$

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 $-0,76\text{ V}$ e $+0,34\text{ V}$, indique as reaccións que teñen lugar, sinalando qué electrodo actúa como ánodo e cál como cátodo, a reacción global e o potencial da pila.

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, fios 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:

Ánodo (oxidación): $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Cátodo (redución): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Reacción global: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ $E^{\circ}_p = +1,1\text{ V}$

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.