

ABAU
CONVOCATORIA DE XUÑO
Ano 2018
CRITERIOS DE AVALIACIÓN
QUÍMICA
(Cód. 24)

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 e 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.

Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ó $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$; $K_w = 1,0\cdot 10^{-14}$
Constante de Faraday, $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

OPCIÓN A

- 1. 1.1. Dados os orbitais atómicos 4s, 2d, 5f, 2p, 1p; razoe cales non poden existir.**
1.2. Razoe se é correcta a seguinte afirmación: a solubilidade do cloruro de prata (sal pouco soluble) é igual en auga pura que nunha disolución de cloruro de sodio.

1.1. Non poden existir os orbitais 2d e 1p. Para o orbital 2d o número cuántico principal tería un valor $n = 2$, polo tanto os valores permitidos para o número cuántico secundario l serían $l = 0$ (orbital s) e $l = 1$ (orbitais p). Para o orbital 1p o número cuántico principal tería un valor $n = 1$, polo tanto o único valor permitido de l sería $l = 0$ (orbital s)

1.2. Non. Explícase polo efecto do ión común. Ao disolver $\text{AgCl}(s)$ en auga establécese o equilibrio $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac)$. Se se dissolve $\text{AgCl}(s)$ nunha disolución de NaCl , aumentará a concentración do ión Cl^- e, de acordo co principio de Le Chatelier, o equilibrio de solubilidade do $\text{AgCl}(s)$ desprazarase cara á esquerda, diminuíndo a súa solubilidade. Tamén se pode explicar a partir da definición de $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$, xa que ao aumentar a concentración de ións Cl^- a concentración de ións Ag^+ debe diminuír para que K_{ps} permaneza constante, diminuíndo a solubilidade do sal.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

- 2. 2.1. Explique a hibridación do átomo central na molécula de BeCl_2**

2.2. Dada a reacción: 2-propanol \rightarrow propeno + auga. Escriba as fórmulas semidesenvolvidas dos compostos orgánicos e identifique o tipo de reacción.

2.1. O átomo de Be na molécula BeCl_2 ten hibridación sp . A estrutura de Lewis é Cl-Be-Cl polo que hai dous pares electrónicos ao redor do átomo de Be, necesitándose unha hibridación sp . Tendo en conta a configuración electrónica do Be $[\text{He}] 2s^2$, logo a do Be hibridado será $[\text{He}] (sp)^1 (sp)^1$. Cada orbital híbrido semiocupado solápanse cun orbital $2p$ do cloro para formar dous enlaces Be-Cl equivalentes.

2.2. $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Reacción de eliminación (deshidratación de alcohois)

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

3. 3.1. Calcule:

3.1.1. O pH dunha disolución de hidróxido de sodio 0,010 M.

3.1.2. O pH dunha disolución de ácido clorhídrico 0,020 M.

3.2. Calcule o pH da disolución obtida ao mesturar 100 mL da disolución de hidróxido de sodio 0,010 M con 25 mL da disolución de ácido clorhídrico 0,020 M.

3.1.

3.1.1. $\text{NaOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Na}^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$

[inicial] 0,010 M - -

[final] - 0,010 M 0,010 M

$$[\text{OH}^-] = 0,010 \text{ M} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{0,010} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ M}, \text{ pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 12,00$$

3.1.2. $\text{HCl}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{ac})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}$

[inicial] 0,020 M - -

[final] - 0,020 M 0,020 M

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,020 \text{ M}, \text{ pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,70$

$$\mathbf{3.2.} \quad [\text{NaOH}] = \frac{0,1 \text{ L} \cdot 0,010 \text{ mol/L}}{0,125 \text{ L}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0,025 \text{ L} \cdot 0,020 \text{ mol/L}}{0,125 \text{ L}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

[inicial] $4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ $8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

[reaccionan] $- 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ $- 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

[final] - $4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$[\text{OH}^-] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-12} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 11,60$$

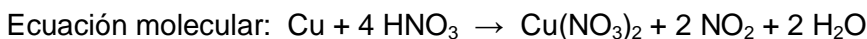
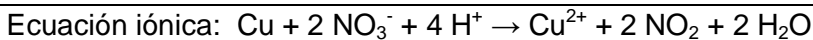
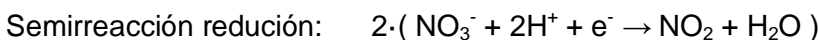
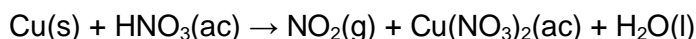
1 punto por apartado. Total 2 puntos.

4. O cobre metálico reacciona con ácido nítrico concentrado formando dióxido de nitróxeno, nitrato de cobre(II) e auga.

4.1. Axuste a reacción iónica e molecular polo método do ión-electrón.

4.2. Calcule o volume dunha disolución de ácido nítrico comercial do 25,0% en masa e densidade $1,15 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ que reaccionará con 5,0 g dun mineral que ten un 10% de cobre.

4.1. A ecuación química sen axustar é:



$$4.2. n_{\text{HNO}_3} = 5 \text{ g mineral} \frac{10 \text{ g Cu}}{100 \text{ g mineral}} \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} = 0,03147 \text{ mol}$$

$$\text{Vdisolución HNO}_3 = 0,03147 \text{ mol} \frac{63,02 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g disolución}}{25 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ mL}}{1,15 \text{ g}} = 6,9 \text{ mL}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

5. Ao mesturar 25 mL dunha disolución de AgNO_3 0,01 M con 10 mL dunha disolución de NaCl 0,04 M obtense un precipitado de cloruro de prata.

5.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule a cantidade máxima de precipitado que se podería obter.

5.2. Describa o procedemento e nomee o material que utilizaría no laboratorio para separar o precipitado.

5.1. $\text{AgNO}_{3(\text{ac})} + \text{NaCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})} + \text{NaNO}_{3(\text{ac})}$ ou a ecuación iónica equivalente.

$$\text{Moles de AgNO}_3 = 0,025 \text{ L} \cdot 0,01 \text{ mol/L} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

$$\text{Moles de NaCl} = 0,010 \text{ L} \cdot 0,04 \text{ mol/L} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

Como a reacción é mol a mol o reactivo limitante será o AgNO_3 , polo que a cantidade máxima de AgCl que se podería obter será:

$$m_{\text{AgCl}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{143,32 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,036 \text{ g AgCl}$$

5.2. **Material:** probeta, vasos de precipitados, matraz Kitasato, funil Büchner, papel de filtro, trompa de baleiro. **Procedemento:** prepárase o funil Büchner e o matraz Kitasato encaixados á trompa de baleiro e colócase o papel de filtro no funil Büchner. Fíltrase a baleiro a disolución para separar o precipitado de AgCl , que quedará sobre o papel de filtro.

Será válido calquera outro procedemento exposto correctamente.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

OPCIÓN B

1. 1.1. Ordene razoadamente de menor a maior primeira enerxía de ionización, os átomos Al, B, C, K e Na.

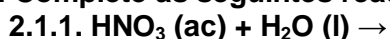
1.2. Dados os compostos HF e HCl xustifique cal presentará un punto de ebulición máis alto.

1.1. A enerxía de ionización pódese definir como a mínima enerxía necesaria para que un átomo neutro dun elemento X, en estado gaseoso e fundamental, ceda un electrón do seu nivel externo e se convirta nun ión X^+ , tamén en estado gasoso e fundamental: $X(g) \rightarrow X^+(g) + 1 e^-$. Dentro dun mesmo grupo, a enerxía de ionización aumenta ao ascender xa que diminúe o número de capas electrónicas e os electróns periféricos estarán máis fortemente atraídos e, por tanto, necesitarase máis enerxía para arrincalos. Nun mesmo período a enerxía de ionización aumenta cara á dereita, xa que aumenta a carga nuclear (Z), o que provoca unha maior atracción do núcleo sobre o electrón polo que se necesitará máis enerxía para arrincalo do átomo. Por tanto a orde será: $K < Na < Al < B < C$.

1.2. A temperatura de ebulición nos compostos covalentes depende das forzas intermoleculares. Presentará un punto de ebulición máis alto o HF porque as súas moléculas únense entre si por enlaces de hidróxeno (pontes de hidróxeno) que son máis intensas que as forzas dipolo-dipolo de Van der Waals presentes no HCl.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

2. 2.1. Complete as seguintes reaccións e identifique os pares conxugados ácido-base.

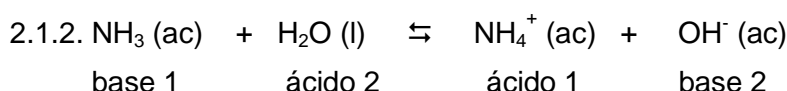
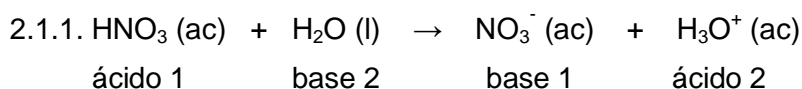


2.2. Para os compostos 2-pentanol, dietiléter, ácido 3-metilbutanoico e propanamida:

2.2.1. Escriba as súas fórmulas semidesenvolvidas.

2.2.2. Razoe se algún pode presentar isomería óptica.

2.1.

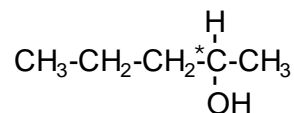


2.2.



2.2.2. Un composto presenta isomería óptica cando ten polo menos un átomo de carbono enlazado a catro substituíntes diferentes. Estes carbonos chámanse carbonos asimétricos ou quirales (*C).

O 2-pentanol presenta isomería óptica porque ten un C asimétrico na posición 2.



1 punto por apartado. Total 2 puntos.

3. Realízase a electrólise dunha disolución de cloruro de ferro(III) facendo pasar unha corrente de 10 amperios durante 3 horas. Calcular:

3.1. Os gramos de ferro depositados no cátodo.

3.2. O tempo que tería que pasar a corrente para que no ánodo se desprendan 20,5 L de Cl_2 gas medidos a 25 °C de temperatura e 1 atm de presión.

3.1. A reacción que ten lugar no cátodo é: $\text{Fe}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Fe}$

$$Q = I \cdot t = 10 \text{ A} \cdot 3 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{\text{h}} = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C}$$

$$m \text{ Fe} = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{55,85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 20,8 \text{ g}$$

3.2. $PV = nRT$; $1 \text{ atm} \cdot 20,5 \text{ L} = n_{\text{Cl}_2} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 25) \text{ K}$; $n_{\text{Cl}_2} = 0,839$ moles

A reacción que ten lugar no ánodo é: $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 e^-$

$$Q = 0,839 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{\text{mol } e^-} = 1,62 \cdot 10^5 \text{ C}$$

$$Q = I \cdot t; t = \frac{1,62 \cdot 10^5 \text{ C}}{10 \text{ A}} = 1,62 \cdot 10^4 \text{ s} = 4,50 \text{ h}$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

4. Nun reactor de 10 L introdúcese 2,5 moles de PCl_5 e quéntase ata 270 °C, producíndose a seguinte reacción: $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$. Unha vez alcanzado o equilibrio compróbase que a presión no reactor é de 15,7 atm. Calcular:

4.1. O número de moles de todas as especies presentes no equilibrio.

4.2. O valor das constantes K_c e K_p á devandita temperatura.

4.1. A reacción transcorre cara á dereita:

	$\text{PCl}_5 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3 (\text{g})$	$+$	$\text{Cl}_2 (\text{g})$
Moles iniciais	2,5		-		-
Moles reaccionan	- x		x		x
Moles no equilibrio	2,5 - x		x		x

$$P_t = P_{\text{PCl}_5} + P_{\text{PCl}_3} + P_{\text{Cl}_2} \Rightarrow 15,7 \text{ atm} = \frac{(2,5 - x) \cdot R \cdot T}{10 \text{ L}} + \frac{x \cdot R \cdot T}{10 \text{ L}} + \frac{x \cdot R \cdot T}{10 \text{ L}}; x = 1,026 \text{ moles}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = 1,47 \text{ moles}; n_{\text{PCl}_3} = n_{\text{Cl}_2} = 1,03 \text{ moles}$$

$$4.2. \quad K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{1,03}{10}\right) \left(\frac{1,03}{10}\right)}{\left(\frac{1,47}{10}\right)} = 0,072$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,072 \cdot (0,082 \cdot 543) = 3,2$$

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

5. Na valoración de 20,0 mL dunha disolución de ácido sulfúrico gástanse 30,0 mL dunha disolución de hidróxido de sodio 0,50 M.

5.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule a molaridade do ácido.

5.2. Describa o procedemento experimental e nomee o material necesario para realizar a valoración.

5.1. A reacción que ten lugar: $H_2SO_4(ac) + 2 NaOH(ac) \rightarrow Na_2SO_4(ac) + 2 H_2O(l)$

$$n_{H_2SO_4} = 0,030 L NaOH \cdot \frac{0,50 mol NaOH}{1 L} \cdot \frac{1 mol H_2SO_4}{2 mol NaOH} = 7,5 \cdot 10^{-3} moles H_2SO_4$$

$$[H_2SO_4] = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} mol}{20,0 \cdot 10^{-3} L} = 0,375 M$$

5.2. *Procedemento e material:* medir cunha **pipeta/probeta** os 20,0 mL da disolución de H_2SO_4 e vertelos nun **matraz erlenmeyer**. Engadir unhas pingas de indicador (fenolftaleína). Nunha **bureta**, que estará suxeita no soporte por unhas pinzas, e coa axuda dun **funil**, botamos a disolución de NaOH 0,50 M e cebamos e enrasamos. Engadimos lentamente a disolución de NaOH sobre o ácido, axitando o erlenmeyer, ata que o indicador cambie de cor. Anotamos o volume gastado que resultaría ser de 30,0 mL.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.