

# Proba de Avaliación do Bacharelato para o Acceso á Universidade

Código: 24

ord. 2019

# **QUÍMICA**

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

## **OPCIÓN A**

- 1.1. Nomee os seguintes compostos e identifique e nomee os grupos funcionais presentes en cada un deles: CH<sub>3</sub>-COO-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub> CH<sub>3</sub>-NH<sub>2</sub> CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CHOH-CH<sub>3</sub> CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH
  1.2. Razoe por que o valor da enerxía reticular (en valor absoluto) para o fluoruro de sodio é maior que para o cloruro de sodio e cal deles terá maior punto de fusión.
- 2. 2.1. Deduza a hibridación do átomo central na molécula de BeF<sub>2</sub>.
  - 2.2. A reacción A + 2B  $\rightarrow$  C + 2 D é de primeira orde con respecto a cada un dos reactivos.
    - 2.2.1 Escriba a expresión da ecuación de velocidade da reacción.
    - 2.2.2. Indique a orde total da reacción.
- O KMnO<sub>4</sub> reacciona con hipoclorito de potasio, KCIO, en medio ácido sulfúrico, formando KCIO<sub>3</sub>, MnSO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e auga.
  - 3.1. Axuste as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
  - 3.2. Que volume dunha disolución que contén 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente con 2,0 litros doutra disolución que contén 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?
- 4. Unha disolución 0,064 M dun ácido monoprótico (HA) ten un pH de 3,86. Calcule:
  - 4.1. A concentración de todas as especies presentes na disolución e o grao de ionización do ácido.
  - 4.2. O valor da constante  $K_a$  do ácido e da constante  $K_b$  da súa base conxugada.
- 5. No laboratorio mestúranse 30 mL dunha disolución 0,1 M de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> e 40 mL dunha disolución 0,1 M de KI, obténdose 0,86 gramos dun precipitado de Pbl<sub>2</sub>.
  - 5.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule a porcentaxe de rendemento da mesma.
  - 5.2. Indique o material e o procedemento que empregaría para separar o precipitado formado.

## OPCIÓN B

- 1. 1.1. Estableza a xeometría das moléculas BF<sub>3</sub> e NH<sub>3</sub> mediante a teoría da repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPEV).
  - 1.2. Complete a seguinte reacción:  $CH_3$ - $CH_2$ - $CH_2$ - $CH_2$ - $CH_2$ +  $CI_2$   $\rightarrow$  Identifique o tipo de reacción e nomee os compostos orgánicos que participan nela.
- 2. 2.1. Razoe por que a 1 atm de presión e a 25 °C de temperatura, o H₂O é un liquido e o H₂S é un gas.
  - 2.2. Dados os compostos BaCl<sub>2</sub> e NO<sub>2</sub>, noméeos e razoe o tipo de enlace que presenta cada un.
- 3. O cloro gas pódese obter segundo a reacción: 4 HCl(g) + O₂ (g) → 2 Cl₂ (g) +2 H₂O (g). Introdúcense 0,90 moles de HCl e 1,2 moles de O₂ nun recipiente pechado de 10 L no que previamente se fixo o baleiro. Quéntase a mestura a 390 °C e, cando se alcanza o equilibrio a esta temperatura, obsérvase a formación de 0,40 moles de Cl₂.
  - 3.1. Calcule o valor da constante  $K_c$ .
  - 3.2. Calcule a presión parcial de cada compoñente no equilibrio e a partir delas calcule o valor de  $K_p$ .
- <u>4.</u> A 25 °C o produto de solubilidade do Ba( $IO_3$ )<sub>2</sub> é 6,5·10<sup>-10</sup>. Calcule:
  - 4.1. A solubilidade do sal e as concentracións molares dos ións iodato e bario.
  - 4.2. A solubilidade do citado sal, en g·L $^{-1}$ , nunha disolución 0,1 M de KIO $_3$  a 25  $^\circ$ C considerando que este sal se atopa totalmente disociado.
- 5.1 Faga un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio a pila que ten a seguinte notación  $Fe(s) | Fe^{2+} (ac, 1 M) | | Cu^{2+} (ac, 1 M) | Cu(s)$ .
  - 5.2. Escriba as semirreaccións que se producen no ánodo e no cátodo e indique as súas polaridades. Escriba a reacción iónica global e calcule a forza electromotriz da pila.
  - Datos:  $R = 8.31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; 1 atm = 101,3 kPa;  $K_w = 1.0 \cdot 10^{-14}$ .  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$ .

## Solucións

## OPCIÓN A

- a) Nomea os seguintes compostos e identifica e nomea os grupos funcionais presentes en cada un deles: CH<sub>3</sub>-COO-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub> CH<sub>3</sub>-NH<sub>2</sub> CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CHOH-CH<sub>3</sub>
  - CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH
  - b) Razoa por que o valor da enerxía reticular (en valor absoluto) para o fluoruro de sodio é maior que para o cloruro de sodio e cal deles terá maior punto de fusión.

(A.B.A.U. ord. 19)

#### Solución:

	Fórmula	Nome	Tipo	Grupo	funcional
a.1)	CH <sub>3</sub> -COO-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	etanoato de etilo	éster	-COO-	acilo
a.2)	CH <sub>3</sub> -NH <sub>2</sub>	metilamina	amina	$-NH_2$	amino
a.3)	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CHOH-CH <sub>3</sub>	butan-2-ol	alcohol	-OH	hidroxilo
a.4)	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -COOH	ácido propanoico	ácido carboxílico	-COOH	carboxilo

#### Solución:

A enerxía reticular é basicamente unha enerxía electrostática, de expresión:

$$U = K \frac{Z^+ Z^- e^2}{d}$$

K é a constante de Coulomb, Z<sup>+</sup> e Z<sup>−</sup> son os números de oxidación dos ións positivo e negativo, «e» é a carga do electrón e d é a distancia entre as cargas. Esta distancia está relacionada coa estrutura cristalina e os raios iónicos  $r^*$  e  $r^-$ . Ao non coñecer a estrutura cristalina, teremos que supoñer que:

$$d \approx r^+ + r^-$$

Supoñendo que o cloruro de sodio e o fluoruro de sodio teñan o mesmo tipo de rede, ao ser en ambos os casos as mesmas cargas positiva (+1) e negativa (-1), o factor determinante é o raio iónico.

Posto que o raio iónico do ión fluoruro é menor que o do cloruro (ten menos niveis enerxéticos) e o ión sodio é o mesmo dedúcese que

$$d(NaF) < d(NaCl) \implies U(NaF) > U(NaCl)$$

- a) Deduce a hibridación do átomo central na molécula de BeF<sub>2</sub>.
  - b) A reacción A + 2 B  $\rightarrow$  C + 2 D é de primeira orde con respecto a cada un dos reactivos.
    - Escribe a expresión da ecuación de velocidade da reacción. b.1)
    - Indica a orde total da reacción. b.2)

(A.B.A.U. ord. 19)

# Solución:

Na teoría da hibridación, os orbitais s, p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub> e p<sub>z</sub>, solucións da ecuación de onda para certas condicións rexidas polos números cuánticos n, l e m, poden substituírse por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos.

Combinando os orbitais s e p pódense formar tres tipos de orbitais híbridos:

• 2 orbitais sp, formados pola hibridación do orbital s e un orbital p. Están dirixidos en sentidos opostos dunha liña recta, formando un ángulo de 180°.

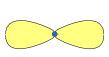
(Quedan dous orbitais p sen hibridar, que poderían formar parte de enlaces  $\pi$ ).

• 3 orbitais sp², formados pola hibridación do orbital s e dous orbitais p. Están dirixidos cara aos vértices dun triángulo equilátero, formando ángulos de 120°.

(Queda un orbital p sen hibridar que podería ser parte dun enlace  $\pi$ ).

• 4 orbitais sp³, formados pola hibridación do orbital s e os tres orbitais p. Están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro, formando ángulos de 109,5°.

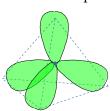
## 2 híbridos sp







4 híbridos sp³



Molécula de fluoruro de berilio: BeF<sub>2</sub>.

A configuración electrónica do átomo de berilio (Z=4) no estado fundamental é  $1s^2\ 2s^2$ , pero para poder enlazarse ten que separar, («desaparear») os dous electróns, elevando un deles ao orbital 2p. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de berilio excitado é 1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> 2p<sub>x</sub><sup>1</sup>

Ao ter dous electróns desapareados, pode formar dous enlaces. Para iso, os orbitais  $s e p_x$  hibrídanse, dando lugar a dous orbitais híbridos sp que se dispoñen linealmente en sentidos opostos.

Ao compartir cada un dos electróns que ocupan estes orbitais híbridos, cun electrón desapareado dun átomo de flúor, fórmase a molécula de BeF<sub>2</sub> que é lineal: F–Be–F.

(A molécula de BeF<sub>2</sub> é unha excepción á regra do octete, que afirma que os átomos tenden a formar enlaces de tal xeito que cada átomo ten oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

#### Solución:

- b.1) A expresión da ecuación de velocidade é:  $v = k_0 \cdot [A] \cdot [B]$
- b.2) Dous. A orde total da reacción é a suma das ordes con respecto a cada reactivo.
- 3. O KMnO₄ reacciona con hipoclorito de potasio, KCIO, en medio ácido sulfúrico, formando KCIO₃, MnSO₄, K₂SO₄ e auga.
  - a) Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
  - b) Que volume dunha disolución que contén 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente con 2,0 litros doutra disolución que contén 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?

(A.B.A.U. ord. 19)

**Rta.:** a) 4 (MnO<sub>4</sub>)<sup>-</sup> + 5 (ClO)<sup>-</sup> + 12 H<sup>+</sup> 
$$\rightarrow$$
 4 Mn<sup>2+</sup> + 5 (ClO<sub>3</sub>)<sup>-</sup> + 6 H<sub>2</sub>O;  
4 KMnO<sub>4</sub> + 5 KClO + 6 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  $\rightarrow$  5 KClO<sub>3</sub> + 4 MnSO<sub>4</sub> + 2 K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 6 H<sub>2</sub>O; b)  $V = 1,63 \text{ dm}^3$ .

Datos Cifras significativas: 3

Concentración da disolución de hipoclorito de potasio [KClO] = 9,24 g/dm³

Volume de disolución de hipoclorito de potasio  $V = 2,00 \text{ dm}^3$ 

Concentración da disolución de permanganato de potasio  $[KMnO_4] = 15,8 \text{ g/dm}^3$ Masa molar do hipoclorito de potasio M(KClO) = 90,5 g/mol

Masa molar do hipoclorito de potasio M(KClO) = 90,5 g/molMasa molar do hipoclorito de potasio M(KMnO) = 158 g/mol

Masa molar do permanganato de potasio  $M(KMnO_4) = 158 \text{ g/mol}$ 

## Incógnitas

Volume de disolución de KMnO $_4$  que reacciona  $V_2$ 

#### Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

Oxidación:  $\begin{array}{ccc} ClO^- + 2 \ H_2O & \longrightarrow ClO_3^- + 4 \ H^+ + 4 \ e^- \\ Redución: & MnO_4^- + 8 \ H^+ + 5 \ e^- & \longrightarrow Mn^{2^+} + 4 \ H_2O \end{array}$ 

Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5, a segunda por 4 e sumando:

$$4 \text{ MnO}_{4}^{-}(aq) + 5 \text{ ClO}^{-}(aq) + 12 \text{ H}^{+}(aq) \rightarrow 4 \text{ Mn}^{2+}(aq) + 5 \text{ ClO}_{3}^{-}(aq) + 6 \text{ H}_{2}O(l)$$

Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 9 K<sup>+</sup> e 6 SO<sub>4</sub><sup>-</sup>, e combínanse os ións para formar os compostos:

$$4 \text{ KMnO}_4(aq) + 5 \text{ KClO}(aq) + 6 \text{ H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 5 \text{ KClO}_3(aq) + 4 \text{ MnSO}_4(aq) + 2 \text{ K}_2\text{SO}_4(aq) + 6 \text{ H}_2\text{O}(l)$$

b) Calcúlase a cantidade de hipoclorito de potasio que hai en 2,0 dm³ de disolución:

$$n=2,00 \text{ dm}^3 \text{ D KClO} \frac{9,24 \text{ g KClO}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D KClO}} \frac{1 \text{ mol KClO}}{90,6 \text{ g KClO}} = 0,204 \text{ mol KClO}$$

Calcúlase a cantidade de permanganato de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidade de hipoclorito de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n'=0,204 \text{ mol KClO} \frac{4 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol KClO}} = 0,163 \text{ mol KMnO}_4$$

Calcúlase o volume de disolución de permanganato de potasio de concentración 15,8 g/dm³ que contén esa cantidade:

$$V_2 = 0{,}163 \text{ mol } \text{KMnO}_4 \\ \frac{158 \text{ g } \text{KMnO}_4}{1 \text{ mol } \text{KMnO}_4} \\ \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D } \text{KMnO}_4}{15{,}8 \text{ g } \text{KMnO}_4} = 1{,}63 \text{ dm}^3 \text{ D } \text{KMnO}_4$$

- Unha disolución de concentración 0,064 mol/dm³ dun ácido monoprótico (HA) ten un pH de 3,86. Calcula:
  - a) A concentración de todas as especies presentes na disolución e o grao de ionización do ácido.
  - b) O valor da constante  $K_a$  do ácido e da constante  $K_b$  da súa base conxugada.

(A.B.A.U. ord. 19) Dato:  $K_w = 1.0 \cdot 10^{-14}$ .

Rta.:	a) $[HA] = 0.0639 \text{ mol/dm}^3$ ; $[A^-] = [H^+] = 1.38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ; $[OH^-] = 7.24 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$ ;
	$\alpha = 0.216 \%$ ; b) $K_a = 2.98 \cdot 10^{-7}$ ; $K_b = 3.35 \cdot 10^{-8}$ .

Datos	Cifras significativas: 3
Concentración de ácido monoprótico	$[HA]_0 = 0.064 \text{ mol/dm}^3$
pH da disolución	pH = 3.86

## Incógnitas

Concentración de todas as especies presentes na disolución	$[HA], [H^{\dagger}], [A^{-}], [OH^{-}]$
Grao de disociación	$\alpha$
Constante de acidez do ácido	$K_{\mathrm{a}}$
Constante de basicidade da base conxugada	$K_{b}$

#### Outros símbolos

Concentración da substancia X	[X]
-------------------------------	-----

#### **Ecuacións**

Constante de acidez dun ácido monoprótico: HA(aq) ⇌ H⁺(aq) + A⁻(aq)	$K_{a} = \frac{\left[A^{-}\right]_{e} \cdot \left[H^{+}\right]_{e}}{\left[HA\right]_{e}}$
pH	$pH = -log[H^+]$
Produto iónico da auga	$K_{\rm w} = [{\rm H^+}]_{\rm e} \cdot [{\rm OH^-}]_{\rm e} = 1,00 \cdot 10^{-14}$ $pK_{\rm w} = p{\rm H} + p{\rm OH} = 14,00$
Grao de disociación	$\alpha = \frac{n_{\rm d}}{n_0} = \frac{[s]_{\rm d}}{[s]_0}$

 $[A^{-}] \cdot [H^{+}]$ 

Relación entre a constante de acidez e a de basicidade da base conxugada  $K_a \cdot K_b = K_w$ 

#### Solución:

a) Como pH =  $-\log[H^+]$ ,

$$3,86 = -\log[H^+]$$

$$[H^+]_e = 10^{-3.86} = 1.38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Da estequiometría da reacción de disociación

$$HA(aq) \rightleftharpoons H^{+}(aq) + A^{-}(aq)$$

dedúcese que a concentración de ácido disociado  $[HA]_d$  é a mesma que a dos ións hidróxeno producidos  $[H^+]_e$  e a dos anións  $[A^-]_e$ 

$$[HA]_d = [H^+]_e = [A^-]_e = 1.38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Escribindo nunha táboa as concentracións de cada especie:

		НА	$\rightleftharpoons$	H⁺	A-	
[X] <sub>0</sub>	Concentración inicial	0,064		≈ 0	0	mol/dm³
[X] <sub>d</sub>	Concentración disociada ou formada	1,38·10 <sup>-4</sup>	$\rightarrow$	1,38·10 <sup>-4</sup>	1,38·10 <sup>-4</sup>	mol/dm³
[X] <sub>e</sub>	Concentración no equilibrio	$0,064 - 1,38 \cdot 10^{-4} = 0,0639$		1,38·10 <sup>-4</sup>	1,38·10-4	mol/dm³

A concentración de ións hidróxido calcúlase da constante de equilibrio da auga:

$$K_{\rm w} = [{\rm H}^+]_{\rm e} \cdot [{\rm OH}^-]_{\rm e} \Longrightarrow [{\rm OH}^-]_{\rm e} = \frac{K_{\rm w}}{[{\rm H}^+]_{\rm e}} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,24 \cdot 10^{-11} \; {\rm mol/dm}^3$$

O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,064 \text{ mol/dm}^3} = 0,00216 = 0,216 \%$$

b) A constante de equilibrio  $K_a$  é:

$$K_{a} = \frac{[A^{-}]_{e} \cdot [H^{+}]_{e}}{[HA]_{e}} = \frac{1,38 \cdot 10^{-4} \cdot 1,38 \cdot 10^{-4}}{0.063 \cdot 9} = 2,98 \cdot 10^{-7}$$

A base A<sup>-</sup> conxugada do ácido, pode reaccionar coa auga ata acadar o equilibrio:

$$A^{-}(aq) + H_2O \rightleftharpoons OH^{-}(aq) + HA(aq)$$

A constante deste equilibrio  $K_b$  é:

$$K_{b} = \frac{[OH^{-}]_{e} \cdot [AH]_{e}}{[A^{-}]_{e}}$$

Multiplicando esta expresión pola da constante de acidez, obtemos a relación entre ambas.

$$K_{a} \cdot K_{b} = \frac{[A^{-}]_{e} \cdot [H^{+}]_{e}}{[HA]_{e}} \frac{[OH^{-}]_{e} \cdot [AH]_{e}}{[A^{-}]_{e}} = [H^{+}]_{e} \cdot [OH^{-}]_{e} = K_{w}$$

$$K_{\rm b} = \frac{K_{\rm w}}{K_{\rm a}} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{2.98 \cdot 10^{-7}} = 3,35 \cdot 10^{-8}$$

- 5. No laboratorio mestúranse 30 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de Pb(NO₃)₂ e 40 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KI, obténdose 0,86 gramos dun precipitado de Pbl₂.
  - a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da mesma.
  - b) Indica o material e o procedemento que empregarías para separar o precipitado formado.

(A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: Rendemento do 93 %.

Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:

Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do ioduro de chumbo(II):

$$Pb^{2+}(aq) + \frac{2 NO_{3}(aq)}{(aq)} + \frac{2 K^{+}(aq)}{(aq)} + 2 I^{-}(aq) \rightarrow PbI_{2}(s) + \frac{2 NO_{3}(aq)}{(aq)} + \frac{2 K^{+}(aq)}{(aq)}$$

$$Pb^{2+}(aq) + 2 I^{-}(aq) \longrightarrow PbI_{2}(s)$$

Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de ioduro de chumbo(II) que debería obterse a partir dos datos das disolucións de ioduro de potasio e nitrato de chumbo(II).

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai. Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$n_0(\text{KI}) = 40 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0.10 \text{ mol KI}}{1 \text{ dm}^3} = 4.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI}$$

$$n_0(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 30 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0.10 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} = 3.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Calcúlase a cantidade de nitrato de chumbo(II) necesaria para reaccionar co ioduro de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(Pb(NO_3)_2)=4,0\cdot10^{-3} \text{ mol KI} \frac{1 \text{ mol } Pb(NO_3)_2}{2 \text{ mol KI}}=2,0\cdot10^{-3} \text{ mol Pb}(NO_3)_2$$

Como a cantidade necesaria,  $2,0\cdot10^{-3}$  mol, é menor que a inicial,  $3,0\cdot10^{-3}$  mol, o reactivo limitante non é o nitrato de chumbo(II) senón o ioduro de potasio.

Calcúlase a cantidade de ioduro de chumbo(II) que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n=4.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI } \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{2 \text{ mol KI}} = 2.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2$$

A masa que se pode obter é:

$$m=2,0\cdot10^{-3} \text{ mol PbI}_2$$
  $\frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2}=0,92 \text{ g PbI}_2$ 

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 0,86 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$Rto. = \frac{0.86 \text{ g obtidos}}{0.92 \text{ g máximo}} = 0.93 = 93 \%$$

#### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil

á trompa de baleiro kitasato

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa. Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

## **OPCIÓN B**

- a) Establece a xeometría das moléculas BF<sub>3</sub> e NH<sub>3</sub> mediante a teoría da repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPEV).
  - b) Completa a seguinte reacción:  $CH_3$ - $CH_2$ - $CH_2$ - $CH_2$ - $CH_2$ +  $CI_2$   $\rightarrow$  Identifica o tipo de reacción e nomea os compostos orgánicos que participan nela.

(A.B.A.U. ord. 19)

#### Solución:

A teoría de repulsión de pares de electróns da capa de valencia (TRPECV) supón que os electróns de valencia, xunto cos dos átomos que forman enlace con el, rodean a un átomo formando parellas, nas que a repulsión entre os electróns de cada parella é pequena, debido a que teñen spin contrario, e só hai que ter en conta a repulsión electrostática clásica entre os pares enlazantes (excepto os  $\pi$ ) e entre os pares enlazantes e os pares non enlazantes, de forma que se dispoñan o máis afastados posible.

Esta teoría é a que dá unha xustificación máis sinxela dos ángulos de enlace. A repulsión de dous pares dá unha disposición lineal con ángulos de 180°, tres pares dan unha distribución triangular con ángulos de 120° e catro pares diríxense cara aos vértices dun tetraedro con ángulos de 109,5°.

Molécula de fluoruro de boro: BF<sub>3</sub>.

O átomo central é o boro, que ten tres electróns na capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de boro (Z=5) no estado fundamental é  $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ , pero para formar tres enlaces ten que separar («desaparear») os dous electróns 2s, elevando un deles ao orbital 2p. O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía dos enlaces que se van a formar.

A configuración electrónica do átomo de boro excitado é 1s² 2s¹ 2p¹ 2p¹.

Os tres electróns desapareados forman tres enlaces, cada un cun electrón desapareado dun átomo de flúor, como se ve no diagrama de puntos de electróns de Lewis:

(A molécula BF<sub>3</sub> é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a unirse de xeito que cada átomo teña oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de boro só hai seis (tres pares de) electróns).

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 3 pares de electróns é triangular plana. A molécula é triangular plana, cun ángulo F–B–F de 120°.

Molécula de amoníaco: NH<sub>3</sub>.

O átomo central é o nitróxeno, que ten 5 electróns na súa capa de valencia. A configuración electrónica do átomo de nitróxeno (Z=7) no estado fundamental é:  $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$ . Tres destes electróns forman enlaces covalentes cos tres átomos de cloro, mentres que os outros dous permanecen como un par solitario non enlazante, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis: Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica.

A forma da molécula determínase a partir da posición dos átomos (sen ter en conta os pares non H enlazantes). O átomo de nitróxeno está no centro do tetraedro e os tres átomos de hidróxeno están dispostos en tres vértices, pero no cuarto vértice hai un par non enlazante que non se «ve». A forma da molécula de NH<sub>3</sub> é piramidal achatada.

Dado que o par non enlazante está máis preto do átomo de nitróxeno que os pares de enlace, a repulsión entre o par non enlazante e os pares de enlace é maior que entre os pares de enlace e entre si, e fará que os átomos de hidróxeno se acheguen un pouco máis. O ángulo de enlace H-N-H será algo inferior a 109,5°.

Na molécula de trifluoruro de boro, non existe ese par non enlazante e, por tanto, a molécula é triangular plana.

## Solución:

b)  $CH_3$ - $CH_2$ - $CH_2$ - $CH_2$ +  $Cl_2$   $\rightarrow$   $CH_3$ - $CH_2$ -

(A.B.A.U. ord. 19)



#### Solución:

BaCl<sub>2</sub> é cloruro de bario, iónico.

NO<sub>2</sub> é dióxido de nitróxeno, covalente.

O enlace iónico explica a unión entre átomos de diferente electronegatividade. O cloro é un elemento moi electronegativo, tanto que a captura dun electrón é un proceso exotérmico, favorecido polo feito de que o ión cloruro acada a configuración electrónica dun gas nobre. O bario é moi pouco electronegativo, e a perda de dous electróns para ter unha configuración estable é un proceso que require unha cantidade de enerxía que non é excesiva. A enerxía de rede, xunto coa afinidade electrónica, compensa os achegues enerxéticos necesarios para a súa formación.

O enlace covalente emprégase para explicar a unión entre átomos de electronegatividade parecida. O nitróxeno e o osíxeno son electronegativos. O enlace prodúcese polo feito de compartir electróns desapareados para intentar que cada átomo quede rodeado por oito electróns (regra do octete). O NO2 é unha excepción á regra do octete, que establece que os átomos tenden a formar enlaces de xeito que cada átomo teña oito electróns en su capa de valencia. No NO2 o número de electróns implicados é impar (6 × 2 do osíxeno + 5 do nitróxeno). A explicación da súa existencia covalente require da suposición de resonancia entre dúas

formas:  $O = N \cdot O \longrightarrow O \cdot N = O$ 

- O cloro gas pódese obter segundo a reacción:  $4 \text{ HCl}(g) + O_2(g) \rightarrow 2 \text{ Cl}_2(g) + 2 \text{ H}_2O(g)$ . Introdúcense 0,90 moles de HCl e 1,2 moles de O<sub>2</sub> nun recipiente pechado de 10 dm<sup>3</sup> no que previamente se fixo o baleiro. Quéntase a mestura a 390 °C e, cando se alcanza o equilibrio a esta temperatura, obsérvase a formación de 0,40 moles de Cl<sub>2</sub>.
  - a) Calcula o valor da constante  $K_c$ .
  - b) Calcula a presión parcial de cada compoñente no equilibrio e a partir delas calcula o valor de  $K_p$ . Datos:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; 1 atm = 101,3 kPa. (A.B.A.U. ord. 19) **Rta.**: a)  $K_c = 2,56 \cdot 10^3$ ; b) p(HCl) = 0,544;  $p(O_2) = 5,44$  atm;  $p(Cl_2) = p(H_2O) = 2,18$  atm;  $K_p = 47,0$ .

**Datos** 

Cifras significativas: 3  $V = 10.0 \text{ dm}^3$ Gas: volume

 $T = 390 \,^{\circ}\text{C} = 663 \,^{\circ}\text{K}$ temperatura

Cantidade inicial de HCl  $n_0(HCl) = 0.900 \text{ mol HCl}$ 

Cantidade inicial de O2  $n_0(O_2) = 1,20 \text{ mol } O_2$ 

Cantidade no equilibrio de Cl<sub>2</sub>  $n_{\rm e}({\rm Cl_2}) = 0.400 \; {\rm mol} \; {\rm Cl_2}$ 

 $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^{3} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8.31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ Constante dos gases ideais

 $K_p$ 

Incógnitas

Constante do equilibrio  $K_c$  $K_c$ 

Presións parciais de cada compoñente p(HCl),  $p(O_2)$ ,  $p(Cl_2)$ ,  $p(H_2O)$ 

Constante do equilibrio  $K_p$ 

**Ecuacións** 

 $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Longrightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$ Ecuación de estado dos gases ideais

[X] = n(X) / VConcentración da substancia X

 $K_{c} = \frac{\left[\mathbf{C}\right]_{e}^{c} \cdot \left[\mathbf{D}\right]_{e}^{d}}{\left[\mathbf{A}\right]_{e}^{d} \cdot \left[\mathbf{B}\right]_{e}^{d}} \quad K_{p} = \frac{\boldsymbol{p}_{e}^{c}(\mathbf{C}) \cdot \boldsymbol{p}_{e}^{d}(\mathbf{D})}{\boldsymbol{p}_{e}^{d}(\mathbf{A}) \cdot \boldsymbol{p}_{e}^{d}(\mathbf{B})}$ Constantes do equilibrio:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ 

#### Solución:

a) Da estequiometría da reacción:

$$4 \operatorname{HCl}(g) + O_2(g) \rightarrow 2 \operatorname{Cl}_2(g) + 2 \operatorname{H}_2O(g)$$

Reaccionaron 0,800 mol de HCl e 0,200 mol de O<sub>2</sub> e formouse a mesma cantidade de H<sub>2</sub>O que de Cl<sub>2</sub>. Representamos nun cadro as cantidades (moles) de cada gas en cada fase:

		4 HCl	$O_2$	$\rightleftharpoons$	2 Cl <sub>2</sub>	2 H <sub>2</sub> O	
Cantidade inicial	$n_0$	0,900	1,20		0,0	0,0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	$n_{\rm r}$	0,800	0,200		0,400	0,400	mol
Cantidade no equilibrio	$n_{\rm e}$	0,900 - 0,800 = 0,100	1,20 - 0,200 = 1,00		0,400	0,400	mol

No equilibrio haberá:

$$n_e(HCl) = 0.100 \text{ mol}; n_e(O_2) = 1.00 \text{ mol}; n_e(Cl_2) = n_e(H_2O) = 0.400 \text{ mol}$$

As concentracións serán:

[HCl] = 
$$\frac{n_e(\text{HCl})}{V}$$
 =  $\frac{0,100 \text{ mol HCl}}{10,0 \text{ dm}^3}$  = 0,010 0mol/dm<sup>3</sup>

$$[O_2] = \frac{n_e(O_2)}{V} = \frac{1,00 \text{ mol } O_2}{10,0 \text{ dm}^3} = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$[Cl_2] = [H_2O] = \frac{n_e(Cl_2)}{V} = \frac{0.400 \text{ mol}}{10.0 \text{ dm}^3} = 0.040 \text{ 0mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_{c} = \frac{\left[\text{Cl}_{2}\right]_{e}^{2}\left[\text{H}_{2}\text{O}\right]_{e}^{2}}{\left[\text{HCl}\right]_{e}^{4}\left[\text{O}_{2}\right]_{e}} = \frac{0.040 \ \ \mathring{0} \ 0.040 \ \ \mathring{0}}{0.010 \ \ \mathring{0} \cdot 0.00100} = 2,56 \cdot 10^{3} \text{ (concentracións en mol/dm³)}$$

b) A presión parcial de cada un dos gases, suposto comportamento ideal, é a que exercería se se atopase só no recipiente.

$$p(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl}) \cdot R \cdot T}{V_{\text{T}}} = \frac{0.100 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10.0 \text{ dm}^3} = 0.544 \text{ atm}$$

$$p(O_2) = \frac{n(O_2) \cdot R \cdot T}{V_T} = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10,0 \text{ dm}^3} = 5,44 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{Cl}_2) \cdot R \cdot T}{V_{\text{T}}} = \frac{0.400 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{10.0 \text{ dm}^3} = 2.18 \text{ atm}$$

$$p(H_2O) = p(Cl_2) = 2.18 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{Cl}_2) \cdot p_e^2(\text{H}_2\text{O})}{p_e^4(\text{HCl}) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{2.18^2 \cdot 2.18^2}{0.544^4 \cdot 5.44} = 47.0 \text{ (presións en atm)}$$

- A 25 °C o produto de solubilidade do Ba $(IO_3)_2$  é 6,5·10<sup>-10</sup>. Calcula:
  - a) A solubilidade do sal e as concentracións molares dos ións iodato e bario.
  - b) A solubilidade do citado sal, en g/dm³, nunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KIO₃ a 25 ℃ considerando que este sal se atopa totalmente disociado.

(A.B.A.U. ord. 19)

**Rta.**: a)  $s = [Ba^{2+}] = 5,46 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ;  $[(IO_3)^-] = 1,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $s' = 3,17 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$ .

Produto de solubilidade do Ba(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Datos

 $K_{\rm s} = 6.5 \cdot 10^{-10}$ 

Cifras significativas: 2

Datos Cifras significativas: 2

Concentración da disolución do  $KIO_3$  [ $KIO_3$ ] = 0,10 mol/dm<sup>3</sup>

Masa molar do iodato de bario  $M(Ba(IO_3)_2) = 487 \text{ g/mol}$ 

Incógnitas

Solubilidade (mol/dm³) do Ba(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en auga s<sub>a</sub>

Concentracións (mol/dm³) dos ións [IO₃], [Ba²+]

Solubilidade (g/dm³) do Ba(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en KIO<sub>3</sub> 0,1 mol/dm³ s'

**Ecuacións** 

Produto de solubilidade do equilibrio:  $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$   $K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$ 

## Solución:

a) O equilibrio de solubilidade do iodato e bario é:

$$Ba(IO_3)_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + 2 IO_3^{-}(aq)$$

Chámase s á solubilidade, que é a concentración de sólido que se disolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		Ba(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	=	Ba <sup>2+</sup>	2 IO <sub>3</sub>	
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			s	2 s	mol/dm³

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [IO_3^-]_e^2 = s (2 s)^2 = 4 s^3 = 6.5 \cdot 10^{-10}$$

Calcúlase a solubilidade do iodato de bario en auga:

$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6.5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5.5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba} (IO_3)_2 / dm^3 D$$

As concentracións dos ións valen:

$$[Ba^{2+}]_e = s = 5.5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3;$$

$$[IO_3^-] = 2 \ s = 1,1 \cdot 10^{-3} \ \text{mol/dm}^3$$

b) O iodato de potasio está totalmente disociado.

$$KIO_3(s) \rightarrow K^+(aq) + IO_3^-(aq)$$

A concentración de ión iodato é:

$$[IO_3^-] = [KIO_3] = 0,10 \text{ mol } IO_3^-/dm^3 D$$

Chámase  $s_b$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se disolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		Ba(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	$\rightleftharpoons$	Ba <sup>2+</sup>	2 IO <sub>3</sub>	
Concentración inicial	[X] <sub>0</sub>			0	0,10	mol/dm³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] <sub>r</sub>	S <sub>b</sub>	$\rightarrow$	S <sub>b</sub>	2 s <sub>b</sub>	mol/dm³
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			S <sub>b</sub>	$0.10 + 2 s_b$	mol/dm³

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [IO_3^-]_e^2 = s_b \cdot (0.10 + 2 s_b)^2 = 6.5 \cdot 10^{-10}$$

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable  $s_b$  fronte a 0,1, ( $s_b \ll 0,1$ ). Entón:

$$s_b \cdot 0.10^2 \approx 6.5 \cdot 10^{-10}$$

$$s_b = \frac{6.5 \cdot 10^{-10}}{0.10^2} = 6.5 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

Este valor é desprezable fronte a 0,10.

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico:

$$s' = \frac{6.5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{487 \text{ g Ba} (IO_3)_2}{1 \text{ mol Ba} (IO_3)_2} = 3.2 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$$

Análise: A solubilidade do iodato de bario na disolución de iodato de potasio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común iodato.

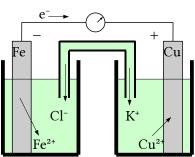
- 5. a) Fai un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio a pila que ten a seguinte notación Fe(s) | Fe²+(aq, 1 M) || Cu²+(aq, 1 M) || Cu(s).
  - b) Escribe as semirreaccións que se producen no ánodo e no cátodo e indica as súas polaridades. Escribe a reacción iónica global e calcula a forza electromotriz da pila.

$$E^{\circ}(Cu^{2+}/Cu) = +0.34 \text{ V}; E^{0}(Fe^{2+}/Fe) = -0.44 \text{ V}$$

(A.B.A.U. ord. 19)

#### Solución:

a) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm³, un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas. Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de cloruro de ferro(II) de concentración 1 mol/dm³ e cloruro de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina. A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de cloruro de ferro(II) e un eléctrodo de ferro metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de cobre(II) e un eléctrodo de cobre metálico.



Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila. O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Cu) cara ao polo positivo (cátodo Ag) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.

b) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de ferro e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do ferro e a redución do ión cobre(II).

Oxidación: Fe(s)  $\rightarrow$  Fe<sup>2+</sup>(ac) + 2 e<sup>-</sup>  $E^{\circ}$  = +0,44 V (Ánodo –) Redución:  $Cu^{2+}(ac)$  + 2 e<sup>-</sup>  $\rightarrow$  Cu(s)  $E^{\circ}$  = +0,34 V (Cátodo +) Reacción global:  $Cu^{2+}(ac)$  + Fe(s)  $\rightarrow$  Cu(s) + Fe<sup>2+</sup>(ac)  $E^{\circ}$  = +0,78 V

O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0.78) < 0$$

Cuestións e problemas das <u>Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade</u> (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

Respostas e composición de Alfonso J. Barbadillo Marán.

Algúns cálculos fixéronse cunha folla de cálculo de LibreOffice do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión CLC09 de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de traducindote, de Óscar Hermida López.

Procurouse seguir as recomendacións do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Actualizado: 16/03/24