

O exame consta de 8 preguntas, das que poderá responder un **MÁXIMO DE 5**, combinadas como queira. Cada pregunta **vale 2 puntos (1 punto por apartado)**. Se responde máis preguntas das permitidas, **só se corruxirán as 5 primeiras respondidas**.

PREGUNTA 1. [2 puntos (1 punto por apartado)].

1.1. Dada a seguinte afirmación, xustifique **razoadamente** se é verdadeira ou falsa: «O raio atómico do bromo é maior có do potasio».

1.2. Discuta **razoadamente** quen ten maior punto de ebulición o etano ou o etanol.

PREGUNTA 2. [2 puntos (1 punto por apartado)].

2.1. Tendo en conta que a xeometría electrónica do BeCl_2 é lineal, explique **razoadamente** que orbitais híbridos empregará o átomo de berilio para formar os enlaces na molécula, indicando como se forman os ditos orbitais híbridos e a distribución de electróns nestes.

2.2. Discuta **razoadamente** se é certo que segundo a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia a molécula de cloroformo, CHCl_3 , é tetraédrica e presenta un momento dipolar distinto de cero.

PREGUNTA 3. [2 puntos (1 punto por apartado)].

3.1. Dadas as seguintes parellas de moléculas, nomee ou formule cada especie segundo corresponda, e **razoe** se en cada parella as moléculas son isómeros entre si, e de ser o caso indique o tipo de isomería:

3.1.1. Acetato de metilo e $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

3.1.2. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ e propan-2-ol

3.2. Dadas dúas disolucións de igual concentración inicial de dous ácidos monopróticos débiles HA e HB, compróbase que tras alcanzar o equilibrio a concentración $[\text{A}^-]$ e maior ca $[\text{B}^-]$. **Razoe** se son certas as seguintes afirmacións:

3.2.1. O valor da constante de disociación do ácido HA é menor có valor da constante do ácido HB.

3.2.2. O pH da disolución do ácido HA é maior có pH da disolución do ácido HB.

PREGUNTA 4. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Nun matraz de 5 L introdúcese 0,80 moles de N_2 e 0,40 moles de O_2 e quéntase a 2200 K, establecéndose o seguinte equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$. Tendo en conta que nesas condicións reacciona o 1,1 % do N_2 inicial:

4.1. Calcule o valor da constante K_c .

4.2. Calcule a constante K_p e discuta **razoadamente** que sucederá no equilibrio se aumentamos a presión do sistema.

PREGUNTA 5. [2 puntos (1 punto por apartado)].

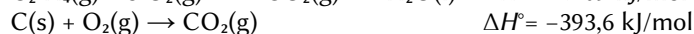
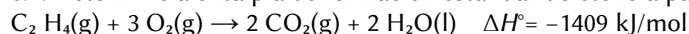
O ácido sulfúrico reacciona co cobre dando lugar á obtención de sulfato de cobre(II), dióxido de xofre e auga.

5.1. Axuste as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

5.2. Calcule o volume de dióxido de xofre que se obterá, medido a 55 °C e 1 atm de presión, se facemos reaccionar 2 mL de ácido sulfúrico comercial do 96 % de riqueza en peso e densidade 1,84 g/mL con cobre en exceso.

PREGUNTA 6. [2 puntos (1 punto por apartado)].

6.1. Determine a entalpía de formación estándar do eteno a partir dos seguintes datos:



6.2. **Xustifique** se a reacción de formación do eteno será espontánea a algunha temperatura.

PREGUNTA 7. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Mestúranse 20 mL dunha disolución de cloruro de bario 1,0 M con 50 mL dunha disolución de sulfato de potasio 1,0 M obténdose cloruro de potasio e un precipitado de sulfato de bario.

7.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule o rendemento da reacción se se obteñen 3,5 g de sulfato de bario.

7.2. Explique detalladamente como procedería no laboratorio para levar a cabo a separación do precipitado obtido empregando unha filtración a baleiro, indicando todo o material necesario.

PREGUNTA 8. [2 puntos (1 punto por apartado)].

Dunha disolución 4,0 M de hidróxido de magnesio tómanse 50,0 mL e dilúense con auga ata un volume final de 250 mL. A continuación úsanse 15,0 mL desta dilución para valorar 20,0 mL dunha disolución de ácido clorhídrico.

8.1. Escriba a reacción que ten lugar e calcule a molaridade da disolución do ácido.

8.2. Describa o procedemento que empregaría para levar a cabo a valoración indicando o material necesario.

Datos: $R = 8,31 \text{ J/(K}\cdot\text{mol)} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/(K}\cdot\text{mol)}$; 1 atm = 101,3 kPa.

Solucións

1. Dada a seguinte afirmación, xustifica razoadamente se é verdadeira ou falsa:
«O raio atómico do bromo é maior có do potasio».

(A.B.A.U. ord. 24)



Solución:

a) As configuracións electrónicas dos elementos neutros son:

Br ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

K ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

O raio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As predicións da variación de raio atómico ao longo dun período baséanse no efecto da forza de atracción que exerce a carga nuclear sobre os electróns externos facendo que se aproximen ao núcleo e dean un tamaño menor.

Como regra sinxela, dise que o raio atómico aumenta nun período da táboa periódica cara á esquerda.

Os elementos K ($Z = 19$) e Br ($Z = 35$) atópanse no mesmo 4º período. O elemento K queda máis á esquerda e terá un raio maior.

A afirmación é falsa.

- 1.2 Discute razoadamente quen ten maior punto de ebulición: o etano ou o etanol.

(A.B.A.U. ord. 24)



Solución:

Nos compostos covalentes moleculares, a temperatura de ebulición depende das forzas intermoleculares.

Se consideran tres tipos de forzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo e pontes de hidróxeno.

- As forzas de dispersión ou de Van der Waals están presentes en todos os compostos covalentes. En principio son as máis débiles, pero aumentan considerablemente coa masa molecular do composto.
- As seguintes en intensidade son as forzas dipolo-dipolo. Aparecen en compostos que teñan moléculas con momento dipolar. Para que haxa momento dipolar nun enlace debe haber unha diferenza de electronegatividade entre os átomos que une. Ademais, as moléculas deben ter unha asimetría que permita que os vectores momento dipolar dos enlaces non se anulen.
- As de maior intensidade son os chamados pontes de hidróxeno ou enlaces de hidróxeno. As presentan moléculas que conteñen átomos pequenos (do segundo período) moi electronegativos (N, O e F) unidos a átomos de hidróxeno.

As moléculas de ambos compostos están sometidas ás forzas de dispersión. Como a masa molar do etanol é 46 g/mol, maior que a do etano, 30 g/mol, este dato xa nos indicaría que a temperatura de ebulición do etanol vai ser maior que a do etano.

Pero é que, ademais, entre as moléculas de etanol existen forzas dipolo-dipolo, porque a molécula de etanol é unha molécula polar.

A electronegatividade mide a tendencia que ten un átomo a atraer cara á si o par de electróns do enlace e a resistencia a deixalos marchar.

Como o osíxeno é máis electronegativo que o hidróxeno, existe un momento dipolar de enlace $H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$, e a molécula de etanol CH_3-CH_2OH será unha molécula polar.

Pero como o átomo de hidróxeno está unido ao átomo de osíxeno, formaranse pontes de hidróxeno entre as moléculas de etanol. Estas forzas son moito maiores que as de dispersión e, como consecuencia, o etanol ten unha temperatura de ebulición moito maior que a do etano.

(Consultando as táboas, as temperaturas de ebulición son: etano, $-88^\circ C$ e etanol, $78^\circ C$)

- 2.1 Tendo en conta que a xeometría electrónica do $BeCl_2$ é lineal, explica razoadamente que orbitais híbridos empregará o átomo de berilio para formar os enlaces na molécula, indicando como se forman os ditos orbitais híbridos e a distribución de electróns nestes.

(A.B.A.U. ord. 24)



Solución:

Na teoría da hibridación, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , 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:

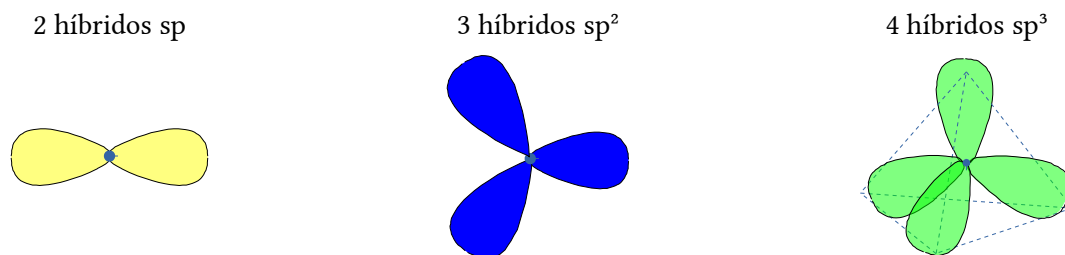
- 2 orbitais sp , formados pola hibridación do orbital s e un orbital p . Están dirixidos en sentidos opostos dunha liña recta, formando un ángulo de 180° .

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

- 3 orbitais sp^2 , 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 π).

- 4 orbitais sp^3 , formados pola hibridación do orbital s e os tres orbitais p . Están dirixidos cara aos vértices dun tetraedro, formando ángulos de $109,5^\circ$.



Molécula de cloruro de berilio: BeCl_2 .

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 $1s^2 2s^1 2p_x^1$.

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

Ao compartir cada unha dos electróns que ocupan estes orbitais híbridos, cun electrón desapareado dun átomo de cloro, fórmase a molécula de BeCl_2 que é lineal.

O diagrama de Lewis para a molécula de BeCl_2 é: $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:Be}:\ddot{\text{Cl}}\text{:}$

A forma da molécula é lineal, cun ángulo $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ de 180° .

(A molécula de BeCl_2 é unha excepción á regra do octete, que afirma que os átomos tenden a formar enlaces de tal forma que cada átomo teña oito electróns na súa capa de valencia. No átomo de berilio só hai catro (dous pares de) electróns).

2.2 Discute razoadamente se é certo que, segundo a teoría de repulsión dos pares de electróns da capa de valencia, a molécula de cloroformo, CHCl_3 , é tetraédrica e presenta un momento dipolar distinto de cero.

(A.B.A.U. ord. 24)

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 π) 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 $109,5^\circ$.

O átomo central é o carbono, que ten 4 electróns na súa capa de valencia.

A configuración electrónica do átomo de carbono ($Z = 6$) no estado fundamental é $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$, que só ten dous electróns desapareados e só podería formar dous enlaces. Para poder formar catro enlaces, ten que separar («desaparear») os dous electróns $2s^2$, elevando un deles ao orbital $2p$ baleiro. A configuración electrónica do átomo de carbono excitado é $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

O custo de enerxía de excitación compénsase coa enerxía de os enlaces que se van a formar. Os catro electróns forman enlaces covalentes, tres cos tres átomos de cloro e o outro co átomo de hidróxeno,

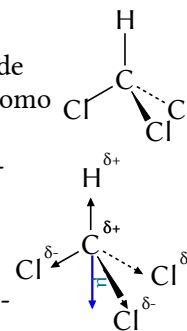
no, como se ve no diagrama electrón-punto de Lewis:

$$\begin{array}{c} :\ddot{\text{Cl}}: \\ :\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{C}}:\ddot{\text{H}} \\ :\ddot{\text{Cl}}: \end{array}$$

Segundo a TRPECV, a xeometría electrónica de 4 pares de electróns é tetraédrica. O átomo de carbono atópase no centro do tetraedro, os tres átomos de cloro están en tres vértices e o átomo de hidróxeno no cuarto vértice.

Debido á repulsión entre os pares non enlazantes dos átomos de cloro veciños, o ángulo entre os enlaces C-Cl é maior que $109,5^\circ$, e a forma de molécula é de pirámide achatada.

O cloro é máis electronegativo que o carbono, polo que existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$. O carbono é máis electronegativo que o hidróxeno, polo que existe un momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$. A resultante dos vectores momento dipolar dos enlaces $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ non se anula, senón que apunta cara ao centro do triángulo formado polos tres cloros, o que, unido ao momento dipolar do enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$, produce un momento dipolar resultante cara a ese mesmo punto, e a molécula é polar.



3.1 Dadas as seguintes parellas de moléculas, nomea ou formula cada especie segundo corresponda, e razoa se en cada parella as moléculas son isómeros entre si, e de ser o caso, indique o tipo de isomería:

a) Acetato de metilo e $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ e propan-2-ol

(A.B.A.U. ord. 24)

Solución:

a) Acetato de metilo: $\text{CH}_3\text{-C}(=\text{O})\text{O-CH}_3$ éster

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ácido propanoico ácido carboxílico

Son isómeros de función: teñen a mesma fórmula molecular pero difiren na súa función química ou grupo funcional.

b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ propan-1-ol
propan-2-ol $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3$

Son isómeros de posición: teñen a mesma fórmula molecular e a mesma cadea de carbonos, pero difiren na posición dun grupo funcional na cadea.

3.2 Dadas dúas disolucións de igual concentración inicial de dous ácidos monopróticos débiles HA e HB, compróbase que, tras alcanzar o equilibrio, a concentración $[\text{A}^-]$ é maior ca $[\text{B}^-]$. Razona se son certas as seguintes afirmacións:

a) O valor da constante de disociación do ácido HA é menor có valor da constante do ácido HB.

b) O pH da disolución do ácido HA é maior có pH da disolución do ácido HB.

(A.B.A.U. ord. 24)

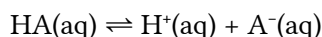
Solución:

a) Falso.

A constante (K_a) de disociación dun ácido monoprótico débil HA está relacionada coa concentración do anión $[\text{A}^-]$ do ácido pola expresión:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_e}$$

Como o ácido é monoprótico, a concentración de ións hidróxeno é a mesma que a do anión do ácido:



Se a concentración de $[\text{A}^-]$ é maior que a de $[\text{B}^-]$ no equilibrio, a constante de disociación de HA será maior que a do HB.

b) Falso.

O pH é unha medida da acidez dunha solución. Un pH máis baixo indica unha solución máis ácida, porque está máis lonxe do pH = 7, que é o pH neutro (a 25 °C). Como o ácido HA está máis dissociado que o ácido HB, producirá máis ións H⁺, o que resultará nun pH máis baixo. Polo tanto, o pH da disolución do ácido HA sería menor que o do ácido HB.

4. Nun matraz de 5 dm³ introdúcense 0,80 moles de N₂ e 0,40 moles de O₂ e quéntase a 2200 K, establecéndose o seguinte equilibrio: N₂(g) + O₂(g) ⇌ 2 NO(g). Tendo en conta que nesas condicións reacciona o 1,1 % do N₂ inicial:

- a) Calcula o valor da constante K_c.
b) Calcula a constante K_p e discute razoadamente que sucederá no equilibrio se se aumenta a presión do sistema.

(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: a) K_c = 1,0·10⁻³; b) K_p = 1,0·10⁻³. Nada.

Datos

Gas: volume

temperatura

Cantidade inicial: nitróxeno

osíxeno

Porcentaxe de nitróxeno que reacciona

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

V = 5,00 dm³

T = 2200 K

n₀(N₂) = 0,800 mol

n₀(O₂) = 0,400 mol

% reacciona: 1,10 % N₂

R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹

Incógnitas

Constante de equilibrio das concentracións

K_c

Constante de equilibrio das presións

K_p

Outros símbolos

Concentración dunha especie X

[X]

Cantidade da substancia X no equilibrio

n_e(X)

Ecuacións

Concentración da substancia X

[X] = n(X) / V

Ecuación de estado dos gases ideais

p · V = n · R · T

Constantes do equilibrio: a A + b B ⇌ c C + d D

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

Solución:

- a) A cantidade de N₂ que reacciona é:

$$n = 1,10 / 100 \cdot 0,800 = 0,0088 \text{ mol N}_2$$

Faise unha táboa coas cantidades de cada gas e, da estequiometría da reacción, calcúlanse as restantes cantidades no equilibrio.

		N ₂	O ₂	⇌	2 NO	
Cantidade inicial	n ₀	0,800	0,400		0	mol
Cantidade que reacciona	n _r	0,0088	0,0088	→	0,0176	mol
Cantidade no equilibrio	n _e	0,800 - 0,0088 = 0,791	0,400 - 0,0088 = 0,391		0,0176	mol

- a) A constante de equilibrio en función das concentracións é:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e \cdot [\text{O}_2]_e} = \frac{(0,017 \cdot 5,00)^2}{(0,791/5,00) \cdot (0,391/5,00)} = 1,00 \cdot 10^{-3} \quad (\text{concentración en mol/dm}^3)$$

b) A constante de equilibrio en función das presións vale o mesmo:

$$K_p = \frac{p_e^2(\text{NO})}{p_e(\text{N}_2) \cdot p_e(\text{O}_2)} = \frac{[\text{NO}]_e^2 \cdot (R \cdot T)^2}{[\text{N}_2]_e \cdot R \cdot T \cdot [\text{O}_2]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{NO}]_e^2}{[\text{N}_2]_e [\text{O}_2]_e} = K_c$$

Segundo o principio de Le Chatelier, se un sistema en equilibrio é sometido a un cambio, o sistema tende a axustarse para minimizar o efecto desta perturbación. Se se aumenta a presión, o sistema non varía posto que a presión é a mesma en calquera fase da reacción. A presión en calquera estado de equilibrio é a mesma que a presión inicial, porque a cantidade total de gas non varía.

5. O ácido sulfúrico reacciona co cobre dando lugar á obtención de sulfato de cobre(II), dióxido de xofre e auga.

a) Axusta as ecuacións iónica e global polo método do ión-electrón.

b) Calcula o volume de dióxido de xofre que se obterá, medido a 55 °C e 1 atm de presión, se se fai reaccionar 2 cm³ de ácido sulfúrico comercial, do 96 % de riqueza en masa e densidade 1,84 g/cm³, con cobre en exceso.

(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: a) $\text{SO}_4^{2-} + \text{Cu} + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$; $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$;

b) $V(\text{SO}_2) = 485 \text{ cm}^3 (\text{g})$

Datos

Disolución de H₂SO₄: riqueza
densidade
volume

SO₂ gas: temperatura
presión

Constante dos gases ideais

Masa molar do ácido sulfúrico

Cifras significativas: 3

$R = 96,9 \%$

$\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$

$V = 2,00 \text{ cm}^3$

$T = 55 \text{ }^\circ\text{C} = 328 \text{ K}$

$p = 1,00 \text{ atm}$

$R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Volume de dióxido de xofre que se obterá

V

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

n

Ecuacións

De estado dos gases ideais

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

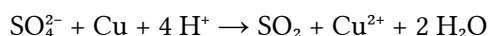
Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

Oxidación: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Redución: $\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Obtense a ecuación iónica axustada sumando.



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado SO_4^{2-} e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de ácido sulfúrico que hai en 2 cm³ de disolución comercial, do 96 % de riqueza en masa e densidade 1,84 g/cm³

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,00 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1,84 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{96,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,036 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

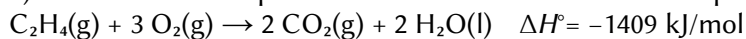
Calcúlase a cantidade de dióxido de xofre, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{SO}_2) = 0,036 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,018 \text{ mol SO}_2$$

Calcúlase o volume que ocupa, a 55 °C e 1 atm de presión, supoñendo comportamento ideal.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,018 \text{ mol SO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 328 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,485 \text{ dm}^3 = 485 \text{ cm}^3 \text{ SO}_2$$

6. a) Determina a entalpía de formación estándar do eteno a partir dos seguintes datos:

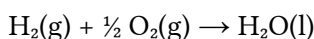
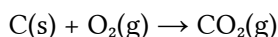
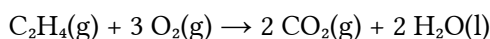


b) Xustifica se a reacción de formación do eteno será espontánea a algunha temperatura.

(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: a) $\Delta H_f = 50 \text{ kJ/mol}$; b) Nunca.

Datos



Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = -1409 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,6 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -286,0 \text{ kJ/mol}$$

Incógnitas

Entalpía de formación do naftaleno

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8)$$

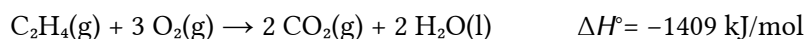
Ecuacións

Lei de Hess

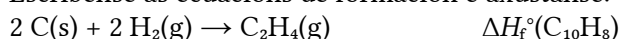
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do eteno e axústase:



Escríbense as ecuacións de formación e axústanse:



b) A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = 2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-1409 \text{ [kJ]} = 2 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,6 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) + 2 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-286,0 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) + 3 \text{ [mol O}_2\text{]} \cdot 0))$$

Despéxase a entalpía de formación do eteno:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = 1409 - 787,2 - 572 = 50 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_4$$

O signo positivo indica que a reacción de formación é endotérmica.

b) O criterio de espontaneidade dunha reacción química vén dado polo signo da entalpía libre ou enerxía libre de Gibbs ΔG :

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔH é a variación de entalpía do proceso e ΔS a variación de entropía.

Un proceso é espontáneo se $\Delta G < 0$.

A variación de entropía da reacción de formación de eteno: $2 \text{C(s)} + 2 \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{(g)}$ é negativa, á vista de que diminúe a cantidade de gas.

Como $\Delta S < 0$, o segundo termo terá unha contribución positiva ao valor de ΔG .

Ao ser endotérmica a reacción, $\Delta H > 0$, e o primeiro termo terá tamén unha contribución positiva.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = (+) - (-) = (+) > 0$$

Polo tanto, o proceso non será nunca espontáneo.

7. Mestúranse 20 cm³ dunha disolución de cloruro de bario de concentración 1,0 mol/dm³ con 50 cm³ dunha disolución de sulfato de potasio de concentración 1,0 mol/dm³, obténdose cloruro de potasio e un precipitado de sulfato de bario.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula o rendemento da reacción se se obteñen 3,5 g de sulfato de bario.

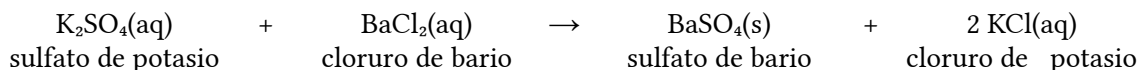
b) Explica detalladamente como procederías no laboratorio para levar a cabo a separación do precipitado obtido empregando unha filtración a baleiro, indicando todo o material necesario.

(A.B.A.U. ord. 24)

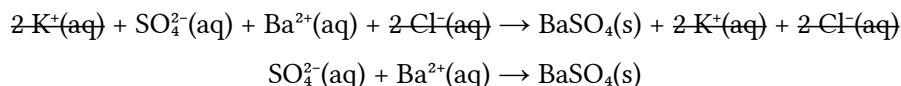
Rta.: a) Rendemento = 75 %

Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do carbonato de calcio:



Cálculo da cantidade de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de potasio.

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:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 20 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{1,0 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,020 \text{ mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{K}_2\text{SO}_4) = 50 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{1,0 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,050 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Calcúlase a cantidade de sulfato de potasio necesaria para reaccionar co cloruro de bario, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,020 \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 0,020 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Como a cantidade necesaria, 0,020 mol, é menor que a inicial, 0,050 mol, o reactivo limitante non é o sulfato de potasio senón o cloruro de bario.

Calcúlase a masa de sulfato de bario que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 0,020 \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 4,7 \text{ g BaSO}_4$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 3,5 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$Rto. = \frac{3,5 \text{ g BaSO}_4 \text{ obtidos}}{4,7 \text{ g BaSO}_4 \text{ teóricos}} = 0,75 = 75 \%$$

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 vértase o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

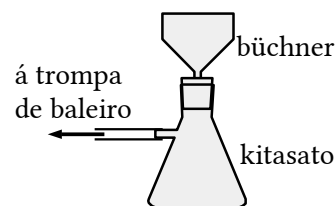
Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

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.

Material

Vasos de precipitados (2), varña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.



8. Dunha disolución de concentración $4,0 \text{ mol/dm}^3$ de hidróxido de magnesio tómanse $50,0 \text{ cm}^3$ e dilúen-se con auga ata un volume final de 250 cm^3 . A continuación úsanse $15,0 \text{ cm}^3$ desta dilución para valorar $20,0 \text{ cm}^3$ dunha disolución de ácido clorhídrico.

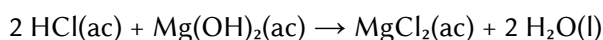
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do ácido.
- Describe o procedemento que empregarías para levar a cabo a valoración, indicando o material necesario.

(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: $[\text{HCl}] = 1,2 \text{ mol/dm}^3$

Solución:

- a) A reacción axustada é:



Cálculos previos á valoración (supoñendo 2 cifras significativas):

Calcúlase a cantidade de hidróxido de magnesio que hai en $50,0 \text{ cm}^3$ de disolución de hidróxido de magnesio de concentración $4,0 \text{ mol/dm}^3$:

$$n(\text{Mg(OH)}_2) = \frac{50 \text{ cm}^3 \text{ D } 4,0 \text{ mol Mg(OH)}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,20 \text{ mol Mg(OH)}_2$$

Calcúlase a concentración da disolución diluída de hidróxido de magnesio:

$$[\text{Mg(OH)}_2] = \frac{0,20 \text{ mol Mg(OH)}_2}{250 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,80 \text{ mol/dm}^3 \text{ D Mg(OH)}_2$$

Calcúlanse os moles de ácido clorhídrico necesarios para neutralizar 15 cm^3 de disolución de hidróxido de magnesio de concentración $0,80 \text{ mol/dm}^3$:

$$n = 15 \text{ cm}^3 \text{ D Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,80 \text{ mol Mg(OH)}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D Mg(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = 0,024 \text{ mol D HCl}$$

A concentración molar da disolución de ácido clorhídrico será:

$$[\text{HCl}] = \frac{0,024 \text{ mol D HCl}}{20 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 1,2 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 15 cm^3 de disolución diluída de hidróxido de magnesio e vértense nun matraz erlenmeyer de 250 cm^3 . Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución adquire unha cor fucsia. Échese unha bureta de 25 cm^3 con disolución de ácido clorhídrico, de concentración descoñecida, por enriba do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer uns 12 cm^3 sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de ácido clorhídrico en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer perda a cor. Anótase o volume de ácido clorhídrico gastado (p. ex. $20,7 \text{ cm}^3$) e

tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con ácido clorhídrico ata o ce-ro. Mídense outros 15 cm^3 de disolución diluída de hidróxido de magnesio coa pipeta, vértense no erlen-meyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlen-meyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. $19,5\text{ cm}^3$). Agora déixase caer a disolución de ácido clorhídrico pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume co-recto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (graduada en $0,1\text{ cm}^3$), pipeta (1) de 20 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 250 cm^3 , disolución de fenolftaleína.

Cuestións e problemas das [Probos de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (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: 08/06/24