

QUÍMICA

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

OPCIÓN A

- 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.
- 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.
- 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.
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.
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.

OPCIÓN B

- 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.
- 2.1. Complete as seguintes reaccións e identifique os pares conxugados ácido-base.
2.1.1. $\text{HNO}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow$
2.1.2. $\text{NH}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons$
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.
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.
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 a devandita temperatura.
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.

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; $K_w = 1,0\cdot 10^{-14}$.
Constante de Faraday, $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Solucións

OPCIÓN A

1. a) Dados os orbitais atómicos 4s, 2d, 5f, 2p, 1p, razoa cales non poden existir.
b) Razo a 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.

(A.B.A.U. ord. 18)



Solución:

a) Non poden existir os orbitais 2d e 1p.

Os tres primeiros números cuánticos definen as propiedades do orbital atómico:

n: principal, indica o nivel de enerxía. Os valores posibles son números enteiros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica a forma do orbital. Os valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica a orientación do orbital. Os valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

O último número cuántico:

s: spin, indica o sentido de xiro do electrón. Os valores posibles son: $s = +\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$.

Para $n = 1$, o único valor posible de l é 0 que corresponden ao orbital 1s. Non existe o orbital 1p.

Para $n = 2$, os valores posibles de l son 0 e 1 que corresponden aos orbitais 2s e 2p. Non existe o orbital 2d.

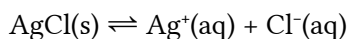
Para $n = 4$, os valores posibles de l son 0, 1, 2 e 3 que corresponden aos orbitais 4s, 4p, 4d e 4f.

Para $n = 5$, os valores posibles de l son 0, 1, 2, 3 e 4 que corresponden aos orbitais 5s, 5p, 5d, 5f e 5g.

Solución:

b) Incorrecta. A solubilidade diminúe en presenza dun ión común.

Para un sal pouco soluble, por exemplo o cloruro de prata, o sólido atópase en equilibrio cos ións disoltos.

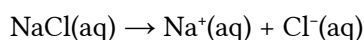


A solubilidade s (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

		AgCl	\rightleftharpoons	Cl ⁻	Ag ⁺	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

$$K_s = [\text{Cl}^-] \cdot [\text{Ag}^+] = s \cdot s = s^2$$

O cloruro de sodio é un electrolito forte que, en disolucións diluídas, está totalmente dissociado.



Ao engadir a unha disolución de cloruro de prata en equilibrio unha cantidade de cloruro de sodio, que se dissolve totalmente, o equilibrio desprázase, seguindo a lei de Le Chatelier, no sentido de consumir o ión cloruro extra e de formar maior cantidade de precipitado de cloruro de prata, deixando menos ións prata na disolución.

2. a) Explica a hibridación do átomo central na molécula de BeCl₂.
b) Dada a reacción: 2-propanol \rightarrow propeno + auga, escribe as fórmulas semidesenvolvidas dos compostos orgánicos e identifica o tipo de reacción.

(A.B.A.U. ord. 18)



Solución:

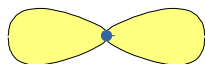
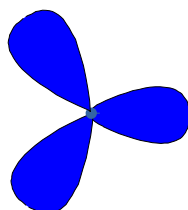
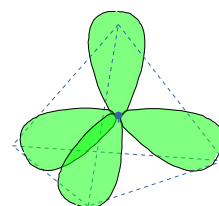
Na teoría da hibridación, os orbitais s , p_x , p_y e p_z , solucións da ecuación de onda para certas condicións rexidas polos números cuánticos n , l e m , poden substituírse por certas combinacións lineais deles chamadas orbitais híbridos.

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 $109,5^\circ$.

2 híbridos sp 3 híbridos sp^2 4 híbridos sp^3 

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 híbranse, dando lugar a dous orbitais híbridos sp que se dispoñen linealmente en sentidos opostos.

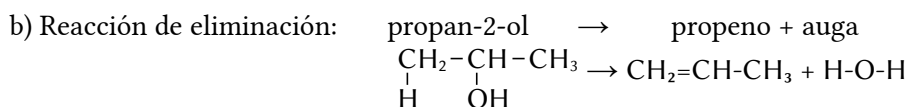
En cada un dos orbitais híbridos atópase un electrón desapareado que pode compartir cun electrón desapareado dun átomo de cloro, formando enlaces sigma dirixidos linealmente en sentidos opostos.

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

A forma da molécula é lineal, cun ángulo $Cl-Be-Cl$ 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 da molécula de $BeCl_2$ só hai catro (dous pares de) electróns).

Solución:



3. Calcula:

- O pH dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración $0,010 \text{ mol/dm}^3$.
- O pH dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración $0,020 \text{ mol/dm}^3$.
- O pH da disolución obtida ao mesturar 100 cm^3 da disolución de hidróxido de sodio de concentración $0,010 \text{ mol/dm}^3$ con 25 cm^3 da disolución de ácido clorhídrico de concentración $0,020 \text{ mol/dm}^3$.

Dato: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) pH = 12; b) pH = 1,7; c) pH = 11,6.

Datos

Concentración da disolución de NaOH
 Volume que se mestura da disolución de NaOH
 Concentración da disolución de HCl
 Volume que se mestura da disolución de HCl

Cifras significativas: 3

$[NaOH] = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$
 $V_b = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$
 $[HCl] = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$
 $V_a = 25,0 \text{ cm}^3 = 25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$

Incógnitas

pH da disolución de NaOH pH_b
 pH da disolución de HCl pH_a
 pH da mestura pH₃

Ecuacións

pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

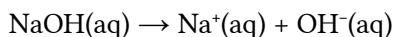
Produto iónico da auga

$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$

Solución:

a) O hidróxido de sodio é unha base forte que se disocia totalmente:



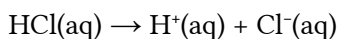
O pOH da disolución de NaOH valerá:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(0,0100) = 2,000$$

Por tanto o seu pH será:

$$\text{pH} = 14,000 - \text{pOH} = 14,000 - 2,000 = 12,000$$

b) O ácido clorhídrico é un ácido forte que se disocia totalmente:



O pH da disolución de HCl valerá:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[\text{HCl}] = -\log(0,0200) = 1,700$$

c) Estúdase a reacción entre o HCl e o NaOH para ver que reactivo está en exceso,

En 25 cm³ da disolución de HCl hai: $n = 0,0250 \text{ dm}^3 \cdot 0,0200 \text{ mol/dm}^3 = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}$

En 100 cm³ da disolución de NaOH hai: $n' = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 0,0100 \text{ mol/dm}^3 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

Supoñendo volumes aditivos:

$$V_t = 25,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} + 100 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH} = 125 \text{ cm}^3 = 0,125 \text{ dm}^3 \text{ de mestura.}$$

		HCl	NaOH	→	Na ⁺	Cl ⁻	H ₂ O	
n_0	Cantidade inicial	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$		0	0		mol
n_r	Cantidade que reacciona ou se forma	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	mol
n_f	Cantidade ao final da reacción	0	$5,0 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		mol

A concentración final de hidróxido de sodio é:

$$[\text{NaOH}] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH} / 0,125 \text{ dm}^3 \text{ D} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

O pOH da disolución final valerá:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(4,0 \cdot 10^{-3}) = 2,40$$

Por tanto o seu pH será:

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,40 = 11,60$$

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

a) Axusta reacción iónica e molecular polo método do ión-electrón.

b) Calcula o volume dunha disolución de ácido nítrico comercial do 25,0 % en masa e densidade 1,15 g·cm⁻³ que reaccionará con 5,0 g dun mineral que ten un 10 % de cobre.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; b) $V_a = 6,90 \text{ cm}^3$.

Datos

HNO₃ : riqueza

Cifras significativas: 3

R = 25,0 %

Datos

densidade
 Masa do mineral de cobre
 Riqueza do mineral de cobre
 Masa molar: cobre
 ácido nítrico

Cifras significativas: 3

$\rho = 1,15 \text{ g/cm}^3$
 $m = 5,00 \text{ g Cu}$
 $r = 10,0 \%$
 $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$
 $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

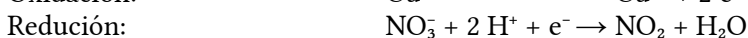
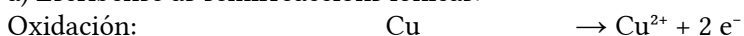
Volumen de disolución de HNO_3 necesario para reaccionar co Cu V_d

Outros símbolos

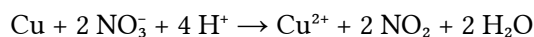
Cantidade de substancia (número de moles) n

Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a segunda semirreacción por 2 e sumando.



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 2 NO_3^- , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de cobre que hai en 5,0 g do mineral:

$$n(\text{Cu}) = 5,00 \text{ g mineral} \frac{10,0 \text{ g Cu}}{100 \text{ g mineral}} \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,00787 \text{ mol Cu}$$

Calcúlase a cantidade de ácido nítrico, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{HNO}_3) = 0,00787 \text{ mol Cu} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} = 0,0315 \text{ mol HNO}_3$$

Calcúlase o volumen de disolución de ácido nítrico comercial que se necesita:

$$V_d = 0,0315 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{25,0 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,15 \text{ g D HNO}_3} = 6,90 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

5. Ao mesturar 25 cm^3 dunha disolución de AgNO_3 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ con 10 cm^3 dunha disolución de NaCl de concentración $0,04 \text{ mol/dm}^3$ obtense un precipitado de cloruro de prata.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a cantidade máxima de precipitado que se podería obter.

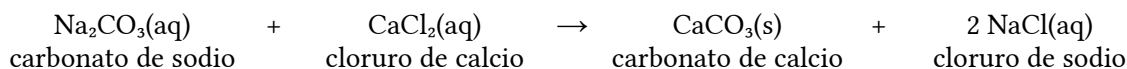
b) Describe o procedemento e nomea o material que utilizarías no laboratorio para separar o precipitado.

(A.B.A.U. ord. 18)

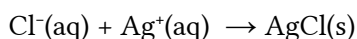
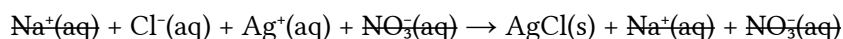
Rta.: $m = 0,036 \text{ g AgCl}$.

Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



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



Calcúlo da cantidade máxima de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas)

Calcúlase a masa de cloruro de prata que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de sodio e nitrato de prata.

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:

$$n_0(\text{NaCl}) = 10 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,040 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ dm}^3} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl}$$

$$n_0(\text{AgNO}_3) = 25 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,010 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3$$

Calcúlase a cantidade de nitrato de prata necesaria para reaccionar co cloruro de sodio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{AgNO}_3) = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl} \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol NaCl}} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgNO}_3$$

Como a cantidade necesaria, $4,0 \cdot 10^{-3}$ mol, é maior que a inicial, $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol, o reactivo limitante é o nitrato de prata.

Calcúlase a masa de cloruro de prata que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

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.

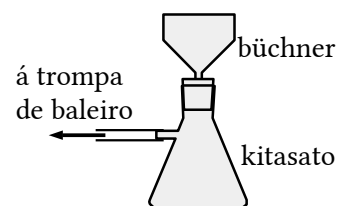
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

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.

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.



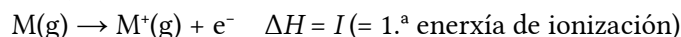
OPCIÓN B

- a) Ordena razoadamente de menor a maior primeira enerxía de ionización, os átomos Al, B, C, K e Na.
- b) Dados os compostos HF e HCl xustifica cal presentará un punto de ebulición máis alto.

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

A primeira enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar o electrón máis externo a un mol de elemento en estado gasoso e fundamental



É unha propiedade periódica. Diminúe ao descender nun grupo, debido ao aumento do raio atómico.

$$I(\text{K}) < I(\text{Na})$$

$$I(\text{Al}) < I(\text{B})$$

Aumenta cara á dereita no período, pola diminución do raio atómico e o aumento da carga nuclear.

$$I(\text{B}) < I(\text{C})$$

$$I(\text{Na}) < I(\text{Al})$$

A orde final é:

$$I(\text{K}) < I(\text{Na}) < I(\text{Al}) < I(\text{B}) < I(\text{C})$$

Solución:

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.

Fluoruro de hidróxeno: HF.

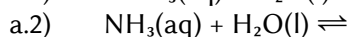
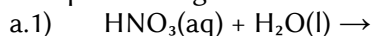
As moléculas de fluoruro de hidróxeno están unidas por pontes de hidróxeno que son forzas de maior intensidade que as de dipolo-dipolo (que tamén están presentes nelas) e que as de Van der Waals, xa que conteñen átomos de hidróxeno unidos a un elemento electronegativo do segundo período (o flúor) e presenta momento dipolar.

Cloruro de hidróxeno: HCl.

A molécula de cloruro de hidróxeno non cumpre o requisito para presentar pontes de hidróxeno, porque o cloro ten un raio atómico máis grande e o momento dipolar da molécula é menor porque o cloro é menos electronegativo que o flúor. Aínda que a masa molar do HCl é maior que a do HF, o maior valor das forzas de dispersión non compensa a intensidade da forza dos enlaces de hidróxeno.

Como as forzas intermoleculares do HF son moito máis intensas que as do HCl, a súa temperatura de ebulición é máis alta.

2. a) Completa as seguintes reaccións e identifica os pares conxugados ácido-base.



b) Para os compostos:

b.1.1) 2-Pentanol. b.1.2) Dietiléter. b.1.3) Ácido 3-metilbutanoico. b.1.4) Propanamida:

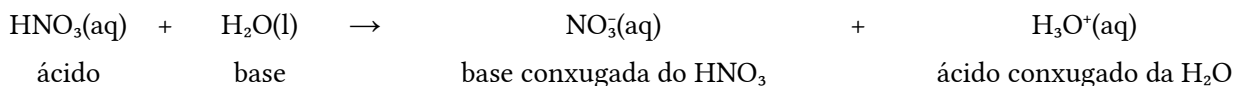
b.1) Escribe as súas fórmulas semidesenvolvidas.

b.2) Razona se algún pode presentar isomería óptica.

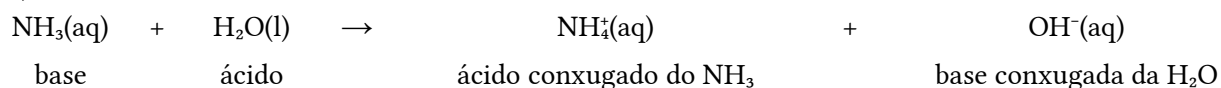
(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

a.1)



a.2)



Solución:



b.1.2) Dietiléter: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$

b.1.3) Ácido 3-metilbutanoico: $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-C(=O)OH}$

b.1.4) Propanamida: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)NH}_2$

b.2) Presenta isomería óptica o pentan-2-ol porque ten un carbono asimétrico. O carbono 2 está unido a catro grupos distintos: metilo (-CH₃), hidróxeno (-H), hidroxilo (-OH) e propilo (-CH₂-CH₂-CH₃).

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

a) Os gramos de ferro depositados no cátodo.

b) O tempo que tería que pasar a corrente para que no ánodo se desprendan 20,5 L de Cl₂ gas medidos a 25 °C de temperatura e 1 atm de presión.

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
constante de Faraday, $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) $m = 20,8 \text{ g Fe}$; b) $t = 4,5 \text{ h}$.



Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Cifras significativas: 3

$$I = 10,0 \text{ A}$$

Tempo para depositar a masa de ferro

$$t = 3,00 \text{ h} = 1,08 \cdot 10^4 \text{ s}$$

Gas cloro: presión

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

temperatura

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

volumen

$$V = 20,5 \text{ dm}^3$$

Constante dos gases ideais

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Masa atómica do ferro

$$M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de ferro depositada

$$m(\text{Fe})$$

Tempo que se tarda en desprender o Cl₂

$$t$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

Ecuacións

Ecuación dos gases ideais

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

Intensidade de corrente eléctrica

$$I = Q / t$$

Solución:

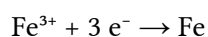
a) Calcúlase a carga eléctrica coa expresión da intensidade:

$$Q = I \cdot t = 10,0 \text{ A} \cdot 1,08 \cdot 10^4 \text{ s} = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C}$$

Calcúlase a cantidade de electróns equivalente:

$$n(e^-) = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 1,12 \text{ mol } e$$

A reacción no cátodo é:



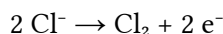
Calcúlase a masa de ferro, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m(\text{Fe}) = 1,12 \text{ mol } e \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol } e} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1,00 \text{ mol Fe}} = 20,8 \text{ g Fe}$$

b) Calcúlase a cantidade de cloro, supoñendo comportamento ideal para o gas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 20,5 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,839 \text{ mol Cl}_2$$

A reacción no ánodo é:



Calcúlase a cantidade de electróns necesaria para que se desprenda esa cantidade de cloro, mirando a ecuación axustada da reacción::

$$n(\text{e}) = 0,839 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol e}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,68 \text{ mol e}$$

Calcúlase a carga eléctrica equivalente:

$$Q = 1,68 \text{ mol e} \cdot \frac{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mol e}} = 1,62 \cdot 10^5 \text{ C}$$

Calcúlase o tempo coa expresión da intensidade:

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

4. Nun reactor de 10 L introdúcese 2,5 moles de PCl_5 e quéntase ata 270°C , producíndose a 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. Calcula:

a) O número de moles de todas as especies presentes no equilibrio.

b) O valor das constantes K_c e K_p a devandita temperatura.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) $n(\text{PCl}_5) = 1,48 \text{ mol PCl}_5$; $n(\text{PCl}_3) = n(\text{Cl}_2) = 1,02 \text{ mol}$; b) $K_c = 0,0708$; $K_p = 3,15$.



Datos

Cantidade inicial de PCl_5

Gas: volume

temperatura

Presión total no equilibrio

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$n_0(\text{PCl}_5) = 2,50 \text{ mol}$$

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$t = 270^\circ \text{C} = 543 \text{ K}$$

$$p = 15,7 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas

Concentracións de cada especie no equilibrio

$$[\text{PCl}_5], [\text{PCl}_3], [\text{Cl}_2]$$

Constantes de equilibrio

$$K_c, K_p$$

Outros símbolos

Cantidade da substancia X no equilibrio

$$n_e(\text{X})$$

Ecuacións

Concentración da substancia X

$$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$$

Ecuación de estado dos gases ideais

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

Constantes do equilibrio: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D}$

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

Solución:

a) Supoñendo comportamento ideal para os gases:

$$n_{e,t} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{15,7 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 543 \text{ K}} = 3,52 \text{ mol de gases no equilibrio}$$

A ecuación de disociación é:



Chámase x á cantidade de PCl_5 disociada. Pola estequiometría da reacción,

		PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	Cl_2	
Cantidade inicial	n_0	n_0		0	0	mol
Cantidade que reacciona ou se forma	n_r	x	\rightarrow	x	x	mol
Cantidade no equilibrio	n_e	$n_0 - x$		x	x	mol

A cantidade de gas que hai no equilibrio é: $n_{\text{et}} = n_0 - x + x + x = n_0 + x$

Comparando co resultado anterior,

$$3,52 = 2,50 + x$$

$$x = 3,52 - 2,50 = 1,02 \text{ mol disociados}$$

As cantidades no equilibrio serán:

$$n_e(\text{PCl}_5) = n_0 - x = 2,50 - 1,02 = 1,48 \text{ mol PCl}_5 \text{ no equilibrio}$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{PCl}_3) = x = 1,02 \text{ mol}$$

E as concentracións serán:

$$[\text{PCl}_5]_e = 1,48 \text{ mol PCl}_5 / 10,0 \text{ dm}^3 = 0,148 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 1,02 \text{ mol}/10,0 \text{ dm}^3 = 0,102 \text{ mol/dm}^3$$

b) A constante de equilibrio en función das concentracións é

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{0,102 \cdot 0,102}{0,148} = 0,0708 \text{ (concentracións en mol/dm}^3\text{)}$$

A constante de equilibrio en función das presións é

$$K_p = \frac{p_e(\text{PCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{PCl}_5)} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot R \cdot T [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{PCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,0708 \cdot 0,082 \cdot 543 = 3,15 \text{ (presións en atm)}$$

5. Na valoración de $20,0 \text{ cm}^3$ dunha disolución de ácido sulfúrico gástanse $30,0 \text{ cm}^3$ dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración $0,50 \text{ mol/dm}^3$.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar do ácido.

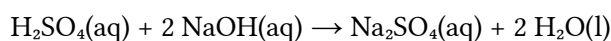
b) Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0,375 \text{ mol/dm}^3$.

Solución:

a) A reacción axustada é:



Cálculos: Se para neutralizar $30,0 \text{ cm}^3$ de NaOH de concentración $0,50 \text{ mol/dm}^3$ necesítanse $20,0 \text{ cm}^3$ de disolución de ácido sulfúrico, a concentración do ácido é:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 30,0 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH} \frac{0,50 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \frac{1}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,375 \text{ mol/dm}^3$$

Procedemento de valoración: Énchese unha bureta de 50 cm^3 coa disolución de NaOH de concentración $0,50 \text{ mol/dm}^3$ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel atópese no cero. Vértense $30,0 \text{ cm}^3$ nun matraz erlenmeyer de 100 cm^3 . Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución tomará unha cor violeta. Énchese outra bureta de 25 cm^3 con a disolución de H_2SO_4 . Déixanse caer 15 cm^3 sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de H_2SO_4 en pequenos chorros mentres se fai rotar ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer quede incoloro.

Anótase o volume de H_2SO_4 gastado (p. ex. $20,6 \text{ cm}^3$) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvense a encher as buretas de 50 cm^3 coa disolución de NaOH e a de 25 cm^3 con H_2SO_4 ata o cero. Vérense outros $30,0 \text{ cm}^3$ de NaOH no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta de 25 cm^3 e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. $19,5 \text{ cm}^3$). Agora déixase caer o H_2SO_4 pinga a pinga mentres rota o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína perda a cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Buretas (2) de 25 cm^3 e 50 cm^3 (graduadas en $0,1 \text{ cm}^3$), matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3 , disolución de fenolftaleína.

Cuestións e problemas das [Probas 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](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

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: 17/07/24