

Ácido base

◇ PROBLEMAS

● Ácido ou base débil

1. Se prepara una disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN, disolviendo 0,67 g del ácido en un volumen final de disolución de 500 mL. Si el pH de la disolución resultante es de 4,9, calcule:
- El valor del grado de ionización del ácido.
 - El valor de la constante del ácido (K_a) y el valor de la constante de su base conjugada (K_b).
- (A.B.A.U. extr. 24)

Rta.: a) $\alpha = 0,0254 \%$; b) $K_a = 3,20 \cdot 10^{-9}$; $K_b = 3,13 \cdot 10^{-6}$.

Datos

Masa de ácido cianhídrico

Volume de disolución

pH da disolución

Masa molar do ácido cianhídrico

Cifras significativas: 3

$$m(\text{HCN}) = 0,670 \text{ g}$$

$$V = 500 \text{ cm}^3 = 0,500 \text{ dm}^3$$

$$\text{pH} = 4,90$$

$$M(\text{HCN}) = 27,0 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Grado de disociación

$$\alpha$$

Constante de acidez do ácido cianhídrico

$$K_a$$

Constante de basicidade da súa base conxugada.

$$K_b$$

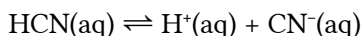
Outros símbolos

Concentración da substancia X

$$[X]$$

Ecuacións

Constante de acidez do ácido cianhídrico:



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

pH

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

Grado de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

Relación entre a constante de acidez e a de basicidade

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Solución:

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

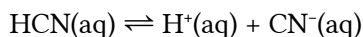
$$4,90 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-4,90} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración inicial (antes de disociarse) de ácido cianhídrico é:

$$[\text{HCN}]_0 = \frac{n(\text{HCN})}{V} = \frac{0,670 \text{ g HCN}}{0,500 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCN}}{27,0 \text{ g HCN}} = 0,049 \text{ mol HCN/dm}^3 \text{ D}$$

Da estequiometría da reacción de disociación:



dedúcese que a concentración de ácido cianhídrico disociado $[\text{HCN}]_d$ é a mesma que a dos ións hidróxeno producidos $[\text{H}^+]_e$ e a dos ións cianuro $[\text{CN}^-]_e$

$$[\text{HCN}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{CN}^-]_e = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

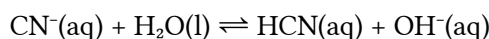
Escribindo nunha táboa as concentracións de cada especie:

		HCN	\rightleftharpoons	H^+	CN^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0496		≈ 0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración dissociada ou formada	$1,3 \cdot 10^{-5}$	\rightarrow	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0496 - 1,3 \cdot 10^{-5} = 0,0496$		$1,3 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	mol/dm ³

A constante de acidez K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} = \frac{1,3 \cdot 10^{-5} \cdot 1,3 \cdot 10^{-5}}{0,0496} = 3,2 \cdot 10^{-9}$$

A súa base conxugada reacciona coa auga segundo o seguinte equilibrio:



A constante de basicidade da súa base conxugada é:

$$K_b = \frac{[\text{HCN}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{CN}^-]_e}$$

que pode calcularse a partir da constante de acidez porque:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{CN}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} \cdot \frac{[\text{HCN}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{CN}^-]_e} = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = K_w$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-9}} = 3,1 \cdot 10^{-6}$$

b) O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3}{0,0496 \text{ mol/dm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-4} = 0,025 \%$$

2. Unha disolución de amoníaco de concentración $0,03 \text{ mol/dm}^3$ está disociada nun 2,42 %. Calcula:

a) O valor da constante K_b do amoníaco.

b) O pH da disolución e o valor da constante K_a do ácido conxugado.

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

(A.B.A.U. ord. 23)

Rta.: a) $K_b = 1,80 \cdot 10^{-5}$; b) pH = 10,86; $K_a = 5,55 \cdot 10^{-10}$

Datos

Concentración da disolución de amoníaco

Grao de ionización do NH_3 na disolución

Produto iónico da auga

Incógnitas

Constante de basicidade do NH_3

pH da disolución

Constante do ácido conxugado

Outros símbolos

Disolución

Concentración (mol/dm³) de base débil que se disocia

Cantidade da substancia X

Cifras significativas: 3

$[\text{NH}_3]_0 = 0,0300 \text{ mol/dm}^3$

$\alpha = 2,42 \% = 0,0242$

$K_w = 1,00 \cdot 10^{-14}$

K_b

pH

K_a

D

x

n(X)

Outros símbolos

Cantidade dissociada

 n_d

Cantidade inicial

 n_0

Concentración da substancia X

 $[X]$ **Ecuacións**Constante de basicidade da base: $B(OH)_b(aq) \rightleftharpoons B^{b+}(aq) + b OH^-(aq)$

$$K_b = \frac{[B^{b+}]_e \cdot [OH^-]_e^b}{[B(OH)_b]_e}$$

pH

$$pH = -\log[H^+]$$

pOH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Produto iónico da auga

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

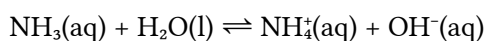
$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

Grao de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[S]_d}{[S]_0}$$

Solución:

a) Como o amoníaco é unha base débil, disociarase en auga segundo a ecuación:

O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{[NH_3]_d}{[NH_3]_0}$$

Do grao de ionización calcúlase a concentración de amoníaco disociado:

$$[NH_3]_d = \alpha \cdot [NH_3]_0 = 0,0242 \cdot 0,0300 \text{ mol/dm}^3 = 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración do amoníaco no equilibrio é:

$$[NH_3]_e = [NH_3]_0 - [NH_3]_d = 0,0300 \text{ mol/dm}^3 - 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 = 0,0293 \text{ mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e \cdot [OH^-]_e}{[NH_3]_e} = \frac{7,26 \cdot 10^{-4} \cdot 7,26 \cdot 10^{-4}}{0,0293} = 1,80 \cdot 10^{-5}$$

b) Da estequiometría da reacción, pódese calcular a concentración de ións amonio e hidróxido.

$$[OH^-]_e = [NH_4^+]_e = [NH_3]_d = 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxeno calcúlase do produto iónico da auga:

$$[H^+]_e = \frac{K_w}{[OH^-]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{7,26 \cdot 10^{-4}} = 1,38 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

O pH valerá:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(1,38 \cdot 10^{-11}) = 10,86$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución de concentración 0,03 mol/dm³ sería pH $\approx 14 + \log 0,03 = 12,5$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

b) O ácido conxugado do amoníaco é o ión amonio, que é un ácido porque en disolución acuosa cedería hidroxenións á auga:



A expresión da constante de acidez do ácido conxugado do amoníaco é:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{NH}_4^+]_e}$$

Se se multiplica a constante de basicidade do amoníaco pola constante de acidez do seu ácido conxugado obtense a constante de ionización da auga que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

$$K_b \cdot K_a = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} \cdot \frac{[\text{NH}_3]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{NH}_4^+]_e} = [\text{OH}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e = K_w$$

Despexando a constante de acidez, obtense o seu valor:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,80 \cdot 10^{-15}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

3. Disólvense 46 g de ácido metanoico, HCOOH, en 10 dm³ de auga, obtendo unha disolución de pH igual a 2,52.

a) Calcula o grao de disociación do ácido.

b) Determina a constante K_a do ácido e a constante K_b da súa base conxugada.

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

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) $\alpha = 3,02 \%$; b) $K_a = 9,4 \cdot 10^{-5}$; $K_b = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Datos

Masa de ácido metanoico

Volume de disolución

pH da disolución

Masa molar do ácido metanoico

Cifras significativas: 3

$m(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g}$

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

$\text{pH} = 2,52$

$M(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Grao de disociación

α

Constante de acidez do ácido metanoico

K_a

Constante de basicidade da súa base conxugada.

K_b

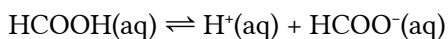
Outros símbolos

Concentración da substancia X

$[X]$

Ecuacións

Constante de acidez do ácido metanoico:



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

pH

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

Grao de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

Relación entre a constante de acidez e a de basicidade

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Solución:

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

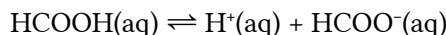
$$2,52 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-2,52} = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración inicial (antes de dissociarse) de ácido metanoico é:

$$[\text{HCOOH}]_0 = \frac{n(\text{HCOOH})}{V} = \frac{46,0 \text{ g HCOOH}}{10,0 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} = 0,100 \text{ mol HCOOH/dm}^3 \text{ D}$$

Da estequiometría da reacción de disociación



dedúcese que a concentración de ácido metanoico dissociado $[\text{HCOOH}]_d$ é a mesma que a dos ións hidróxeno producidos $[\text{H}^+]_e$ e a dos ións metanoato $[\text{HCOO}^-]_e$

$$[\text{HCOOH}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{HCOO}^-]_e = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

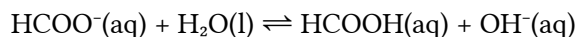
Escribindo nunha táboa as concentracións de cada especie:

		HCOOH	\rightleftharpoons	H ⁺	HCOO ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	0,100		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración dissociada ou formada	3,02·10 ⁻³	→	3,02·10 ⁻³	3,02·10 ⁻³	mol/dm ³
[X] _e	Concentración no equilibrio	0,100 – 3,02·10 ⁻³ = 0,097		3,02·10 ⁻³	3,02·10 ⁻³	mol/dm ³

A constante de acidez K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} = \frac{3,02 \cdot 10^{-3} \cdot 3,02 \cdot 10^{-3}}{0,097} = 9,4 \cdot 10^{-5}$$

A súa base conxugada reacciona coa agua segundo o seguinte equilibrio:



A constante de basicidade da súa base conxugada é:

$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{HCOO}^-]_e}$$

que pode calcularse a partir da constante de acidez porque:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} \cdot \frac{[\text{HCOOH}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{HCOO}^-]_e} = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = K_w$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{9,4 \cdot 10^{-5}} = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

b) O grao de disociación é

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,030 \approx 3,02 \%$$

4. Unha disolución acuosa de concentración 0,03 mol/dm³ dun ácido monoprótico (HA) ten un pH de 3,98. Calcula:

- A concentración molar de A⁻ na disolución e o grao de disociación do ácido.
- O valor da constante do ácido (K_a) e o valor da constante da súa base conxugada (K_b).

(A.B.A.U. extr. 21)

Rta.: a) $[\text{A}^-] = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$; $\alpha = 0,349 \%$; b) $K_a = 3,67 \cdot 10^{-7}$; $K_b = 2,73 \cdot 10^{-8}$.

Datos

Concentración de ácido monoprótico

pH da disolución

Incógnitas

Concentración do ani3n

Grao de disociación

Cifras significativas: 3

$[\text{HA}]_0 = 0,0300 \text{ mol/dm}^3$

pH = 3,98

$[\text{A}^-]$

α

Incógnitas

Constante de acidez do ácido

 K_a

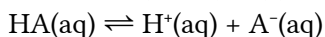
Constante de basicidade da base conxugada

 K_b **Outros símbolos**

Concentración da substancia X

 $[X]$ **Ecuacións**

Constante de acidez dun ácido monoprotónico:



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

pH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

Relación entre as constantes de acidez e basicidade da base conxugada

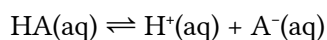
$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Solución:a) Como $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$,

$$3,98 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-3,98} = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Da estequiometría da reacción de disociación

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

$$[\text{HA}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{A}^-]_e = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Escribindo nunha táboa as concentracións de cada especie:

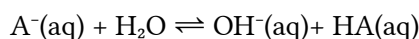
		HA	\rightleftharpoons	H^+	A^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0300		≈ 0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	$1,05 \cdot 10^{-4}$	\rightarrow	$1,05 \cdot 10^{-4}$	$1,05 \cdot 10^{-4}$	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0300 - 1,05 \cdot 10^{-4} = 0,0299$		$1,05 \cdot 10^{-4}$	$1,05 \cdot 10^{-4}$	mol/dm ³

O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,0300 \text{ mol/dm}^3} = 0,00349 = 0,349 \%$$

b) A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_e} = \frac{1,05 \cdot 10^{-4} \cdot 1,05 \cdot 10^{-4}}{0,0299} = 3,67 \cdot 10^{-7}$$

A base A^- conxugada do ácido, pode reaccionar coa auga ata acadar o equilibrio:A constante K_b deste equilibrio é:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]_e \cdot [\text{AH}]_e}{[\text{A}^-]_e}$$

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

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

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{3,67 \cdot 10^{-7}} = 2,73 \cdot 10^{-8}$$

5. Sabendo que $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$, calcula:

- A concentración que debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu pH sexa 10,6.
- O grao de disociación do amoníaco na disolución.

(A.B.A.U. ord. 20)

Rta.: a) $[\text{NH}_3]_0 = 0,00930 \text{ mol/dm}^3$; b) $\alpha = 4,28 \%$.

Datos

pH da disolución de amoníaco

Constante de basicidade do NH_3

Produto iónico da auga

Incógnitas

Concentración da disolución de amoníaco

Grao de disociación do NH_3 na disolución

Outros símbolos

Disolución

Concentración (mol/dm^3) de base débil que se disocia

Cantidade da substancia X

Cantidade disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

Ecuacións

Constante de basicidade da base: $\text{B(OH)}_b(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}^{b+}(\text{aq}) + b \text{OH}^-(\text{aq})$

pH

pOH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

Cifras significativas: 3

pH = 10,60

$K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$

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

$[\text{NH}_3]_0$

α

D

x

$n(\text{X})$

n_d

n_0

$[\text{X}]$

$$K_b = \frac{[\text{B}^{b+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^b}{[\text{B(OH)}_b]_e}$$

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

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

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

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

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[\text{s}]}{[\text{s}]_0}$$

Solución:

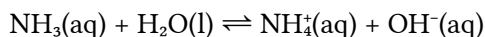
a) A partir do pH podemos calcular o pOH

$$\text{pOH} = 14,00 - \text{pH} = 14,00 - 10,60 = 3,40$$

e de aquí a concentración de ións hidróxido no equilibrio.

$$[\text{OH}^-]_e = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,40} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Como o amoníaco é unha base débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



Se chamamos c_0 á concentración de amoníaco antes de disociarse, e x á concentración de amoníaco que se disocia

		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	c_0		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	x		x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$c_0 - x$		x	$3,98 \cdot 10^{-4}$	mol/dm ³

$$x = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{(c_0 - 3,98 \cdot 10^{-4})} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Despexando c_0

$$c_0 = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{1,78 \cdot 10^{-5}} + 3,98 \cdot 10^{-4} = 0,00930 \text{ mol/dm}^3$$

b) O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,00930 \text{ mol/dm}^3} = 0,0428 = 4,28 \%$$

Análise: O amoníaco é unha base débil e está só parcialmente disociada.

6. 1,12 dm³ de HCN gas, medidos a 0 °C e 1 atm, disólvense en auga obténdose 2 dm³ de disolución. Calcula:

a) A concentración de todas as especies presentes na disolución.

b) O valor do pH da disolución e o grao de ionización do ácido.

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; $K_a(\text{HCN}) = 5,8 \cdot 10^{-10}$.

(A.B.A.U. extr. 19)

Rta.: a) $[\text{HCN}] = 0,025 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$; b) pH = 5,43; $\alpha = 0,015 \%$.

Datos

Gas: Volume

Presión

Temperatura

Volume da disolución

Constante de acidez do HCN

Constante dos gases ideais

Produto iónico da auga

Incógnitas

Concentración de todas as especies no equilibrio

Grao de disociación do HCN na disolución

pH da disolución

Outros símbolos

Disolución

Cifras significativas: 3

$$V = 1,12 \text{ dm}^3 = 0,00112 \text{ m}^3$$

$$p = 1,00 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

$$V_D = 2,00 \text{ dm}^3$$

$$K_a = 5,80 \cdot 10^{-10}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$K_w = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{HCN}]_e, [\text{CN}^-]_e, [\text{H}_3\text{O}^+]_e, [\text{OH}^-]_e$$

$$\alpha$$

$$\text{pH}$$

$$D$$

Outros símbolos

Concentración (mol/dm ³) de base débil que se disocia	x
Cantidade da substancia X	$n(X)$
Cantidade disociada	n_d
Cantidade inicial	n_0
Concentración da substancia X	$[X]$

Ecuacións

Constante de acidez dun ácido monoprótico: $HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$	$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e}$
pH	$pH = -\log[H^+]$
pOH	$pOH = -\log[OH^-]$
Produto iónico da auga	$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$ $pK_w = pH + pOH = 14,00$
De estado dos gases ideais	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Grao de disociación	$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$

Solución:

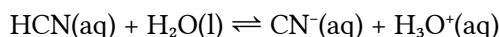
a) Supoñendo comportamento ideal para o cianuro de hidróxeno gas

$$n(\text{HCN}) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,00112 \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 0,0500 \text{ mol HCN(g)}$$

A concentración da disolución será:

$$[\text{HCN}]_0 = \frac{n(\text{HCN})}{V_D} = \frac{0,0500 \text{ mol HCN}}{2,00 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,0250 \text{ mol/dm}^3$$

Como o cianuro de hidróxeno é un ácido débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



		HCN	\rightleftharpoons	CN ⁻	H ₃ O ⁺	
[X] ₀	Concentración inicial	0,0250		0	≈ 0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada ou formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
[X] _e	Concentración no equilibrio	$0,0250 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-]_e \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,0250 - x)} = 5,80 \cdot 10^{-10}$$

Se, en primeira aproximación, consideramos desprezable x fronte a 0,025, a ecuación redúcese a:

$$x = \sqrt{0,0250 \cdot 5,80 \cdot 10^{-10}} = 3,81 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con 0,025 é desprezable.

As concentracións de cada unha das especies no equilibrio son:

$$[\text{CN}^-]_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_e = x = 3,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{HCN}]_e = 0,025 - x = 0,025 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e \Rightarrow [OH^-]_e = \frac{K_w}{[H^+]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{3,81 \cdot 10^{-6}} = 2,63 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

Tamén pode calcularse a partir do pH como se amosa máis adiante.

b) O pH é:

$$pH = -\log[H^+] = -\log[H_3O^+] = -\log(3,86 \cdot 10^{-6}) = 5,42$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o cianuro de hidróxeno fose un ácido forte, o pH dunha disolución $\approx 0,025 \text{ mol/dm}^3$ sería $pH \approx 14,00 + \log 0,025 \approx 1,6$. Un ácido débil terá un pH menos ácido, máis próximo a 7.

Coñecido o pH, pode calcularse a concentración de ións hidróxido a partir do pOH:

$$pOH = 14,00 - 5,42 = 8,58$$

$$[OH^-]_e = 10^{-pOH} = 10^{-8,58} = 2,63 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{[HCN]_d}{[HCN]_0} = \frac{3,81 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3}{0,0250 \text{ mol/dm}^3} = 1,52 \cdot 10^{-4} = 0,0152 \%$$

Análise: O grao de disociación é moi pequeno, polo que a aproximación feita para calcular a concentración disociada é aceptable. Tamén é compatible co dato de que o cianuro de hidróxeno é un ácido débil e, por tanto, pouco disociado.

7. Unha disolución de concentración $0,064 \text{ mol/dm}^3$ dun ácido monoprotónico (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.

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

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

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

Concentración de ácido monoprotónico

pH da disolución

Incógnitas

Concentración de todas as especies presentes na disolución

Grao de disociación

Constante de acidez do ácido

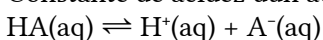
Constante de basicidade da base conxugada

Outros símbolos

Concentración da substancia X

Ecuacións

Constante de acidez dun ácido monoprotónico:



pH

Produto iónico da auga

Cifras significativas: 3

$$[HA]_0 = 0,064 \text{ mol/dm}^3$$

$$pH = 3,86$$

$$[HA], [H^+], [A^-], [OH^-]$$

$$\alpha$$

$$K_a$$

$$K_b$$

$$[X]$$

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

$$pH = -\log[H^+]$$

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

$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

Ecuacións

Grao de disociación

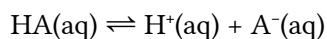
$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[S]_d}{[S]_0}$$

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

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:

		HA	\rightleftharpoons	H^+	A^-	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,064		≈ 0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración disociada ou formada	$1,38 \cdot 10^{-4}$	\rightarrow	$1,38 \cdot 10^{-4}$	$1,38 \cdot 10^{-4}$	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,064 - 1,38 \cdot 10^{-4} = 0,0639$		$1,38 \cdot 10^{-4}$	$1,38 \cdot 10^{-4}$	mol/dm ³

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

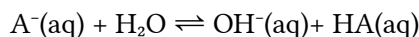
$$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e \Rightarrow [OH^-]_e = \frac{K_w}{[H^+]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,24 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

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:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{1,38 \cdot 10^{-4} \cdot 1,38 \cdot 10^{-4}}{0,0639} = 2,98 \cdot 10^{-7}$$

A base A^- conxugada do ácido, pode reaccionar coa auga ata acadar o equilibrio: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.

$$K_a \cdot K_b = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} \cdot \frac{[OH^-]_e \cdot [AH]_e}{[A^-]_e} = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e = K_w$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{2,98 \cdot 10^{-7}} = 3,35 \cdot 10^{-8}$$

8. Unha disolución acuosa contén $5,0 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido cloroetanoico ($\text{ClCH}_2\text{-COOH}$) por cada 100 cm^3 de disolución. Se a porcentaxe de ionización é do 15 %, calcula:
- A concentración de todas as especies presentes na disolución.
 - O pH da disolución e o valor da constante K_a do ácido.

(A.B.A.U. extr. 18)

Rta.: a) $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e = 0,0425 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{ClCH}_2\text{-COO}^-]_e = 0,00750 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{OH}^-] = 1,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$; b) $\text{pH} = 2,12$; $K_a = 1,32 \cdot 10^{-3}$.

Datos

Cantidade de ácido cloroetanoico

Volume da disolución de ácido cloroetanoico

Grao de disociación do ácido cloroetanoico

Cifras significativas: 3 $n(\text{ClCH}_2\text{-COOH}) = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $V = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$ $\alpha = 15,0 \% = 0,150$ **Incógnitas**

Concentracións de todas as especies

 $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e$
 $[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-]_e, [\text{H}^+]_e, [\text{OH}^-]_e$

pH da disolución

pH

Constante de acidez

 K_a **Outros símbolos**Concentración (mol/dm^3) de ácido débil que se disocia x

Cantidade de substancia disociada

 n_d

Cantidade inicial

 n_0

Concentración da substancia X

 $[\text{X}]$ **Ecuacións**Constante de acidez do ácido: $\text{H}_a\text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons a \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^{a-}(\text{aq})$

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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

Solución:

a) e b) A concentración inicial de ácido cloroetanoico era:

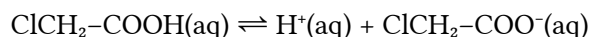
$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_0 = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol ClCH}_2\text{-COOH}}{0,100 \text{ dm}^3 \text{ disolución}} = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración do ácido cloroetanoico disociado é:

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_d = \alpha \cdot [\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_0 =$$

$$0,150 \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH disoc.}}{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH inic.}} \cdot 0,0500 \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 7,50 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH disoc.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Como o ácido cloroetanoico é un ácido débil, disóciase en auga segundo a ecuación:



		$\text{ClCH}_2\text{--COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{ClCH}_2\text{--COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0500		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración dissociada ou formada	$7,5 \cdot 10^{-3}$	\rightarrow	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0500 - 7,5 \cdot 10^{-3} = 0,0425$		$7,5 \cdot 10^{-3}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³

As concentracións de ácido cloroetanoico e os ións cloroacetato e hidroxenións dedúcense da táboa:

$$[\text{ClCH}_2\text{--COOH}]_e = 0,0425 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{ClCH}_2\text{--COO}^-]_e = [\text{H}^+]_e = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxido dedúcese da constante do produto iónico da auga:

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

Primeiro calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(7,5 \cdot 10^{-3}) = 2,12$$

$$\text{pOH} = 14,00 - 2,12 = 11,88$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,88} = 1,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{Cl--COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_2\text{Cl--COOH}]_e} = \frac{7,50 \cdot 10^{-3} \cdot 7,50 \cdot 10^{-3}}{0,0500} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

Análise: O ácido cloroacético é un ácido débil, pero máis forte que o ácido acético polo efecto indutivo que exerce o cloro sobre o enlace OH. Sabendo que a K_a do ácido acético é $1,8 \cdot 10^{-5}$, vese que o valor da constante é maior que iso e está de acordo con esta predición.

9. Ao disolver 0,23 g de HCOOH en 50 mL de auga obtense unha disolución de pH igual a 2,3. Calcula:

a) A constante de acidez (K_a) do ácido.

b) O grao de ionización do mesmo.

(A.B.A.U. extr. 17)

Rta.: a) $K_a = 2,6 \cdot 10^{-4}$; b) $\alpha = 5,0 \%$.

Datos

Masa de ácido metanoico

Volume de disolución

pH da disolución

Masa molar do ácido metanoico

Incógnitas

Constante de acidez do ácido metanoico

Grao de disociación

Outros símbolos

Concentración da substancia X

Ecuacións

Constante de acidez do ácido metanoico:
 $\text{HCOOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq})$

pH

Grao de disociación

Cifras significativas: 3

$m(\text{HCOOH}) = 0,230 \text{ g}$

$V = 50 \text{ mL} = 0,0500 \text{ dm}^3$

$\text{pH} = 2,30$

$M(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g/mol}$

K_a

α

$[\text{X}]$

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

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

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

Solución:

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

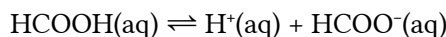
$$2,30 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-2,30} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración inicial (antes de disociarse) de ácido metanoico é:

$$[\text{HCOOH}]_0 = \frac{n(\text{HCOOH})}{V} = \frac{0,230 \text{ g HCOOH}}{0,050 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} = 0,100 \text{ mol HCOOH/dm}^3 \text{ D}$$

Da estequiometría da reacción de disociación



dedúcese que a concentración de ácido metanoico disociado $[\text{HCOOH}]_d$ é a mesma que a dos ións hidróxeno producidos $[\text{H}^+]_e$ e a dos ións metanoato $[\text{HCOO}^-]_e$

$$[\text{HCOOH}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{HCOO}^-]_e = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Escribindo nunha táboa as concentracións de cada especie:

		HCOOH	\rightleftharpoons	H^+	HCOO^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,100		≈ 0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	$5,00 \cdot 10^{-3}$	\rightarrow	$5,00 \cdot 10^{-3}$	$5,00 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,100 - 5,00 \cdot 10^{-3} = 0,095$		$5,00 \cdot 10^{-3}$	$5,00 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \cdot 5,00 \cdot 10^{-3}}{0,095} = 2,6 \cdot 10^{-4}$$

b) O grao de disociación é

$$\alpha = \frac{[\text{s}]_d}{[\text{s}]_0} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,050 = 5,0 \%$$

10. Para unha disolución acuosa de concentración $0,200 \text{ mol/dm}^3$ de ácido láctico (ácido 2-hidroxipropánoico), calcula:

a) O grao de ionización do ácido en disolución e o pH da mesma.

b) Que concentración debe ter unha disolución de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) para dar un pH igual ao da disolución de ácido láctico de concentración $0,200 \text{ mol/dm}^3$?

$$K_a(\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}) = 3,2 \cdot 10^{-4}; K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,42 \cdot 10^{-5}.$$

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: a) $\alpha = 3,92 \%$; $\text{pH} = 2,11$; b) $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_0 = 0,965 \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Concentración de ácido láctico

Constante de acidez do ácido láctico

Constante de acidez do ácido benzoico

Cifras significativas: 3

$$[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3]_0 = 0,200 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 3,20 \cdot 10^{-4}$$

$$K_a(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2) = 6,42 \cdot 10^{-5}$$

Incógnitas

pH da disolución de ácido láctico

Grao de disociación do ácido láctico

Concentración da disolución de ácido benzoico do mesmo pH

pH

α

$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]$

Outros símbolos

Concentración (mol/dm³) de ácido débil que se disocia

x

Outros símbolos

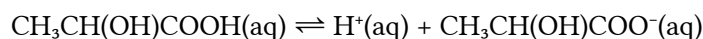
Cantidade de substancia dissociada	n_d
Cantidade inicial	n_0
Concentración da substancia X	$[X]$
Concentración inicial de ácido benzoico	c_0

Ecuacións

Constante de acidez do ácido: $H_aA(aq) \rightleftharpoons a H^+(aq) + A^{a-}(aq)$	$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[H A]_e}$
pH	$pH = -\log[H^+]$
pOH	$pOH = -\log[OH^-]$
Grao de disociación	$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$

Solución:

a) O ácido láctico é un ácido débil, e disóciase en auga segundo a ecuación:



Chamando x á concentración de ácido que se disocia, pódese escribir:

		$CH_3CH(OH)COOH$	\rightleftharpoons	H^+	$CH_3CH(OH)COO^-$	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,200		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración dissociada ou formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,200 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[CH_3-CH(OH)-COO^-]_e \cdot [H^+]_e}{[CH_3-CH(OH)-COOH]_e}$$

Substituíndo as concentracións no equilibrio

$$3,20 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,200 - x}$$

Nunha primeira aproximación pódese supoñer que x é desprezable fronte a 0,200 e resolver a ecuación

$$3,20 \cdot 10^{-4} \approx \frac{x^2}{0,200}$$

que dá:

$$x \approx \sqrt{0,200 \cdot 3,20 \cdot 10^{-4}} = 0,00800 \text{ mol/dm}^3$$

Ao calcular o grao de ionización

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{0,00800 \text{ mol/dm}^3}{0,200 \text{ mol/dm}^3} = 0,0400 = 4,00 \%$$

Non é desprezable, polo que habería que resolver a ecuación

$$x^2 + 3,20 \cdot 10^{-4} \cdot x - 6,4 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{-3,20 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(3,20 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 6,40 \cdot 10^{-5}}}{2}$$

A solución positiva é:

$$x = 0,00784$$

O grao de ionización vale:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{0,00784 \text{ mol/dm}^3}{0,200 \text{ mol/dm}^3} = 0,0392 = 3,92 \%$$

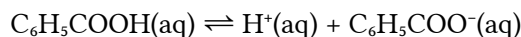
A concentración de ións hidróxeno é:

$$[H^+]_e = x = 0,00784 \text{ mol/dm}^3$$

O pH:

$$\text{pH} = -\log[H^+] = -\log(0,00784) = 2,11$$

b) A disolución de ácido benzoico que ten o mesmo pH terá a mesma concentración de ión hidróxeno, e tamén de ión benzoato, por ser un ácido monoprótico.



$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_e = [H^+]_e = 0,00784 \text{ mol/dm}^3$$

Chamando c_0 á concentración inicial de ácido benzoico, pódese escribir:

		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	
$[X]_0$	Concentración inicial	c_0		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración dissociada ou formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$c_0 - x$		0,00784	0,00784	mol/dm ³

Vese que:

$$x = 0,00784 \text{ mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_e \cdot [H^+]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_e}$$

Substituíndo o valor da constante e as concentracións no equilibrio, queda:

$$6,42 \cdot 10^{-5} = \frac{0,00784 \cdot 0,00784}{c_0 - 0,00784}$$

Despexando:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_0 = c_0 = 0,965 \text{ mol/dm}^3$$

Análise: O resultado ten sentido, porque como o ácido benzoico é máis débil que o ácido láctico ($K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,42 \cdot 10^{-5} < 3,2 \cdot 10^{-4} = K_a(\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH})$), a súa concentración ten que ser maior que 0,200 mol/dm³ para dar o mesmo pH.

● Mesturas ácido base

1. Calcula:

- O pH dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm³.
- O pH dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm³.
- O pH da disolución obtida ao mesturar 100 cm³ da disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm³ con 25 cm³ da disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm³.

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

Cifras significativas: 3

$[\text{NaOH}] = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$

Datos

Volume que se mestura da disolución de NaOH

Concentración da disolución de HCl

Volume que se mestura da disolución de HCl

Cifras significativas: 3

$$V_b = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

$$[\text{HCl}] = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_a = 25,0 \text{ cm}^3 = 25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$$

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

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

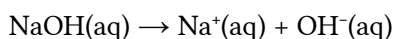
Produto iónico da auga

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

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

Solución:

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



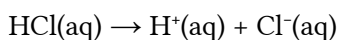
O pOH da disolución de NaOH valerá:

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

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:

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

◇ CUESTIÓNS

1. Dadas dúas disolucións de igual concentración inicial de dous ácidos monopróticos débiles HA e HB, compróbase que, tras alcanzar o equilibrio, a concentración $[A^-]$ é maior ca $[B^-]$. Razoa se son certas as seguintes afirmacións:
- O valor da constante de disociación do ácido HA é menor có valor da constante do ácido HB.
 - O pH da disolución do ácido HA é maior có pH da disolución do ácido HB.

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

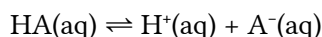
Solución:

a) Falso.

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

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

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



Se a concentración de $[A^-]$ é maior que a de $[B^-]$ 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 será menor que o do ácido HB.

2. Dadas dúas disolucións, unha de ácido nítrico e outra de HNO_2 ($K_a(HNO_2) = 7,2 \cdot 10^{-4}$), razoe cal delas terá un pH menor se ambas teñen a mesma concentración inicial.

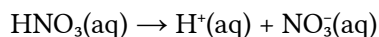
(A.B.A.U. extr. 23)

Solución:

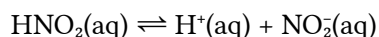
O pH da disolución do ácido forte é menor.

Un pH ácido é menor que 7. Canto máis afastado de 7 estea, máis ácido será.

O ácido nítrico é un ácido forte e está totalmente dissociado.



O HNO_2 , ácido nitroso, é un ácido débil e está só parcialmente dissociado.



Canto máis débil sexa o ácido, menor serán a súa constante de acidez, o seu grao de disociación e a concentración de ións H^+ .

Compáranse os pH de disolucións de concentración 1 mol/dm^3 dos dous ácidos.

O ácido nítrico está totalmente dissociado. A concentración de ións hidróxeno, na disolución de concentración 1 mol/dm^3 de ácido nítrico valerá:

$$[H^+]_1 = 1 \text{ mol/dm}^3$$

Se chamamos c_0 á concentración da disolución de ácido nitroso, a concentración (c) de ácido dissociado pódese expresar en función do grao (α) de disociación como, $c = \alpha \cdot c_0$, e as concentracións no equilibrio serían:

		HNO ₂	⇌	H ⁺	NO ₂ ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	c ₀		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada ou formada	α · c ₀	→	α · c ₀	α · c ₀	mol/dm ³
[X] _e	Concentración no equilibrio	c ₀ (1 - α)		α · c ₀	α · c ₀	mol/dm ³

O grao de disociación (α) pode calcularse a partir da constante de acidez:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{(c_0 \cdot \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

Se o grao de disociación α é suficientemente pequeno, α < 0,05 = 5 %, queda:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{c_0}} = \sqrt{\frac{7,2 \cdot 10^{-4}}{1}} = 0,027$$

A concentración de ións hidróxeno, na disolución de concentración 1 mol/dm³ de ácido nitroso valerá:

$$[H^+]_2 = \alpha \cdot c_0 = 0,027 \cdot 1 = 0,027 \text{ mol/dm}^3$$

Os pH das dúas disolucións valerían:

$$\text{HNO}_3 \quad \text{pH}_1 = -\log[H^+]_1 = -\log(1) = 0$$

$$\text{HNO}_2 \quad \text{pH}_2 = -\log[H^+]_2 = -\log(1 \cdot 0,027) = 1,6$$

O pH do ácido débil está máis cerca de 7, é maior que o do ácido forte.

3. Razoe mediante as reaccións correspondentes o pH que terán as disolucións acuosas das seguintes especies químicas: NaNO₃ e NH₄NO₃.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

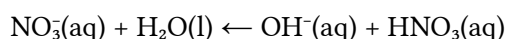
O nitrato de sodio terá pH neutro. Tanto o ión nitrato como o ión sodio veñen de especies fortes (o Na⁺ da base forte hidróxido de sodio e o NO₃⁻ do ácido forte HNO₃), e non reaccionan coa auga.

O nitrato de amonio terá carácter ácido.

Ao disolverse o nitrato de amonio, (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse.

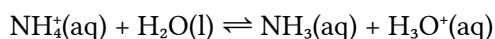


O ión nitrato provén dun ácido forte (o ácido nítrico), e o posible equilibrio



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión amonio provén dunha base débil (o amoníaco), e hidrolízase.



Este equilibrio produce exceso de ións oxonio, o que confire á disolución un carácter ácido.

4. Das seguintes substancias: PO₄³⁻, HNO₂ e HCO₃⁻, unha é ácida, outra básica e outra anfótera segundo a teoría de Brönsted-Lowry. Razoa cal é cada unha, escribindo os equilibrios que así o demostren.

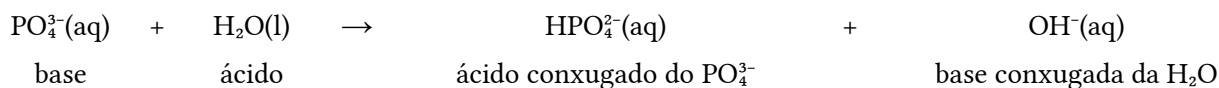
(A.B.A.U. ord. 21)

Solución:

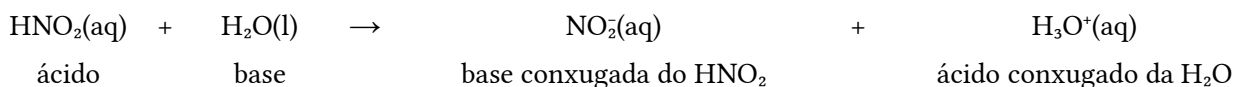
Na definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

A súa reacción cunha substancia anfótera como a auga sería:

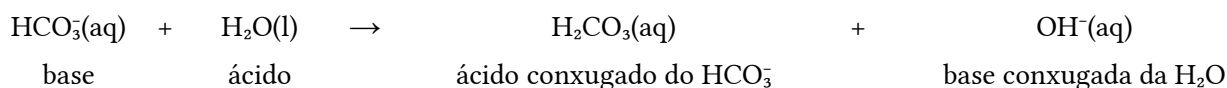
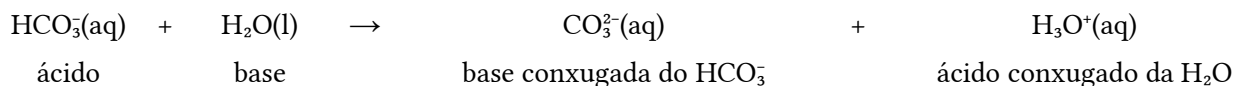
PO₄³⁻: básica. Acepta ións hidróxeno.



HNO_2 : ácido. Cede ións hidróxeno.



HCO_3^- : anfótera. Pode actuar como ácido ou como base.



5. Xustifica se a seguinte afirmación é verdadeira ou falsa:

No equilibrio: $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HSO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ a especie HSO_4^- actúa como unha base e a molécula de auga como un ácido de Brönsted-Lowry.

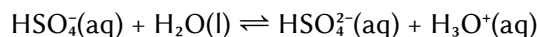
(A.B.A.U. extr. 20)

Solución:

Falsa.

Na definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

No equilibrio:



O ión HSO_4^- cede un ión hidróxeno á molécula de auga. Actúa como ácido.

A molécula de auga acepta o ión hidróxeno actuando como base.

6. b) Indica se o pH dunha disolución de NH_4Cl será ácido, básico ou neutro.

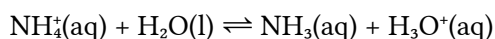
(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

b) Ao disolverse en auga o cloruro de amonio produce:



Como o ión NH_4^+ procede do hidróxido de amonio NH_4OH que é unha base débil, compórtase como un ácido relativamente forte fronte ao auga



A concentración de ións oxonio na disolución aumenta e o pH da disolución será ácido.

7. Para os sales NaCl e NH_4NO_3 :

a) Escribe as ecuacións químicas da súa disociación en auga.

b) Razona se as disolucións obtidas serán ácidas, básicas ou neutras.

(A.B.A.U. extr. 19)

Solución:

a) Para o cloruro de sodio:



O nitrato de amonio



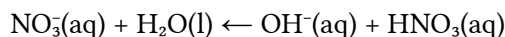
b) O cloruro de sodio terá pH neutro. Tanto o ión cloruro como o ión sodio veñen de especies fortes (o Na^+ da base forte hidróxido de sodio e o Cl^- do ácido forte HCl), e non reaccionan coa auga.

O nitrato de amonio terá carácter ácido.

Ao disolverse o nitrato de amonio, (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse.

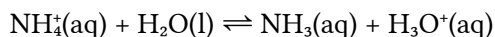


O ión nitrato provén dun ácido forte (o ácido nítrico), e o posible equilibrio



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión amonio provén dunha base débil (o amoníaco), e hidrolízase.



Este equilibrio produce exceso de ións oxonio, o que confire á disolución un carácter ácido.

8. b) Razoa se a seguinte afirmación é correcta: a igual concentración molar, canto máis débil é un ácido menor é o pH da súa disolución acuosa.

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

b) Non.

Un pH ácido é menor que 7. Canto máis afastado de 7 estea, máis ácido será.

Canto máis débil sexa o ácido, menor serán a súa constante de acidez, o seu grao de disociación e a concentración de ións H^+ .

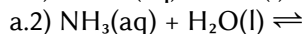
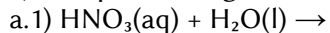
Comparando os pH de disolucións de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de dous ácidos, un deles disociado un 1 % e o outro máis débil disociado un 0,1 %, queda:

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}^+]_1 = -\log(0,1 \cdot 0,01) = 3$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}^+]_2 = -\log(0,1 \cdot 0,001) = 4$$

O pH do máis débil está máis cerca de 7, é maior que o do máis forte.

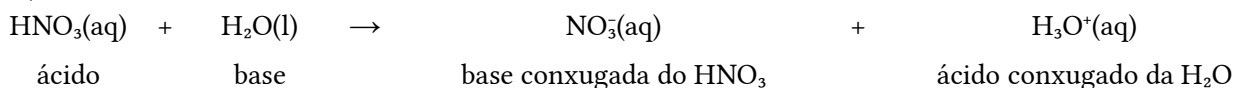
9. a) Completa as seguintes reaccións e identifica os pares conxugados ácido-base.



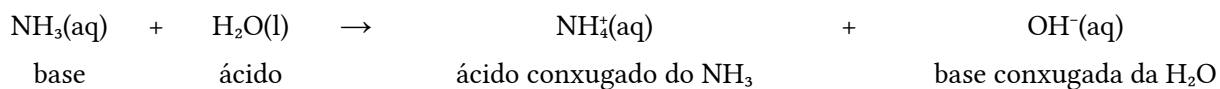
(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

a.1)



a.2)



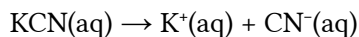
10. c) Xustifica o carácter ácido, básico ou neutro dunha disolución acuosa de KCN.

(A.B.A.U. extr. 17)

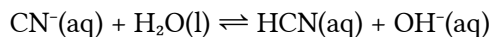
Solución:

c) Básico

O cianuro de potasio é un sal que procede dunha base forte (KOH) e un ácido débil (HCN). Disóciase totalmente en auga,



pero o ión cianuro (base conxugada do ácido cianhídrico) é o suficientemente forte como para romper as moléculas de auga.



11. b) Xustifica se a disolución obtida ao disolver NaNO_2 en auga será ácida, neutra ou básica.

(A.B.A.U. ord. 17)

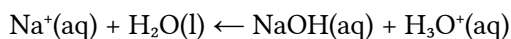
Solución:

b) O nitrito de sodio terá carácter básico.

Ao disolverse o nitrito de sodio (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse

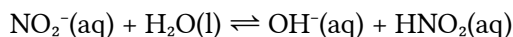


O ión sodio provén dunha base forte (o hidróxido de sodio), e o posible equilibrio.



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión nitrito provén dun ácido débil (o ácido nitroso), e hidrolízase



Este equilibrio produce exceso de ións hidróxido, o que dá á disolución un carácter básico.

♦ LABORATORIO

1. 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 disolución para valorar $20,0 \text{ cm}^3$ dunha disolución de ácido clorhídrico.

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

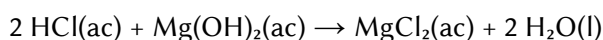
b) Describe o procedemento que empregarías para levar a cabo a valoración, indicando o material necesario.

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

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

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 $4,0 \text{ mol/dm}^3$:

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

Calcúlase a concentración da disolución diluída de hidróxido de magnesio:

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

Calcúlanse os moles de ácido clorhídrico necesarios para neutralizar 15 cm³ de disolución de hidróxido de magnesio de concentración 0,80 mol/dm³:

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

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 cm³ de disolución diluída de hidróxido de magnesio e vértense nun matraz erlenmeyer de 250 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución adquire unha cor fucsia. Énchese unha bureta de 25 cm³ 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 cm³ 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 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con ácido clorhídrico ata o cero. Mídense outros 15 cm³ de disolución diluída de hidróxido de magnesio coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 19,5 cm³). 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 correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 20 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 250 cm³, disolución de fenolftaleína.

2. Para neutralizar 150 cm³ dunha disolución de ácido nítrico de concentración 0,010 mol/dm³ gastáronse 15 cm³ dunha disolución de hidróxido de calcio de concentración descoñecida.

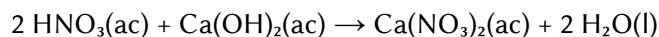
- Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do hidróxido de calcio.
- Indica o material que empregaría e explica o procedemento experimental para realizar a valoración.

(A.B.A.U. ord. 23)

Rta.: $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,050 \text{ mol/dm}^3 \text{ (D)}.$

Solución:

- a) A reacción axustada é:



Cálculos previos á valoración: Os moles de hidróxido de calcio necesarios para neutralizar 150 cm³ de ácido nítrico de concentración 0,010 mol/dm³ son:

$$n = 150 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,010 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ dm}^3 \text{ D HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HNO}_3} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol D Ca}(\text{OH})_2$$

A concentración molar da disolución do hidróxido de calcio será:

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol D Ca}(\text{OH})_2}{15 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,050 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 150 cm³ de disolución de ácido nítrico e vértense nun matraz erlenmeyer de 250 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolo-

ra. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de hidróxido de calcio, 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 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de hidróxido de calcio en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer adquira unha cor rosada. Anótase o volume de hidróxido de calcio gastado (p. ex. 15,2 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con hidróxido de calcio ata o cero. Mídense outros 150 cm³ de ácido nítrico coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 14,5 cm³). Agora déixase caer a disolución de hidróxido de calcio 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 correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 200 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 250 cm³, disolución de fenolftaleína.

3. Emprégase unha disolución de ácido nítrico de riqueza 2 % en masa e densidade 1,009 g/cm³ para neutralizar 50 cm³ dunha disolución de concentración 0,25 mol/dm³ de hidróxido de bario.
- Escribe a reacción química que ten lugar e calcula o volume da disolución de ácido nítrico gastado.
 - Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración.
- (A.B.A.U. extr. 22)

Rta.: a) $V = 78 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$.

Solución:

a) Calcúlase primeiro a concentración da disolución de ácido nítrico.

Tomando como base de cálculo un volume de 1 dm³ de disolución de ácido nítrico do 2 % de riqueza en masa e densidade 1,009 g/cm³, calcúlase primeiro a masa da disolución:

$$m = 1000 \text{ m}^3 \cdot 1,009 \text{ g/cm}^3 = 1009 \text{ g D}$$

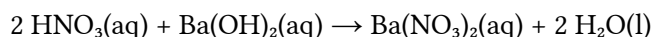
A masa de ácido nítrico contido nela é, supoñendo 2 cifras significativas:

$$m' = 2,0 \% \cdot 1009 \text{ g} = 20 \text{ g HNO}_3$$

A concentración da disolución é:

$$[\text{HNO}_3] = \frac{20 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 0,32 \frac{\text{mol HNO}_3}{\text{dm}^3 \text{ D}}$$

A reacción de neutralización é:



O volume de disolución de ácido nítrico de concentración 0,32 mol/dm³ gastado na neutralización de 50 cm³ da disolución de hidróxido de bario de concentración 0,25 mol/dm³ é:

$$V = 50,0 \text{ cm}^3 \text{ D Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{0,25 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{0,32 \text{ mol HNO}_3} = 78 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

b) **Procedemento de valoración:** Cunha pipeta mídense 50 cm³ da disolución de Ba(OH)₂ e vértense nun matraz erlenmeyer de 250 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a cor da disolución virará a rosa fucsia. Énchese unha bureta de 100 cm³ con disolución de HNO₃ de concentración 0,32 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer ata un 75 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de HNO₃ en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer perda a cor rosada. Anótase o volume de HNO₃ gastado (p. ex. 78,2 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con HNO₃ ata o cero. Mídense outros 50 cm³ de Ba(OH)₂ coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 77,5 cm³). Agora déixase caer o HNO₃ pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fe-

nolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómanse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 100 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 50 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 250 cm³, disolución de fenolftaleína.

4. Tómanse 30,0 cm³ dunha disolución de HCl de concentración 6,0 mol/dm³ e dilúense con auga ata un volume final de 250 cm³. 25,0 cm³ desta disolución diluída necesitaron 20,0 cm³ dunha disolución de hidróxido de calcio para a súa neutralización.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución da base.

b) Nomea e debuxa o material necesario e indica o procedemento empregado para a valoración.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: a) [Ca(OH)₂] = 0,45 mol/dm³.

Solución:

Cálculo de dilución:

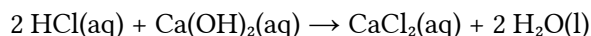
En 30,0 cm³ de disolución de HCl de concentración 6,0 mol/dm³ hai:

$$n(\text{HCl}) = \frac{30,0 \text{ cm}^3 \cdot 6,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,18 \text{ mol HCl}$$

Ao disolverse en auga ata 250 cm³ (=0,250 dm³) a concentración da disolución obtida será:

$$[\text{HCl}] = 0,18 \text{ mol HCl} / 0,250 \text{ dm}^3 = 0,72 \text{ mol/dm}^3$$

a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron 25,0 cm³ de disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,72 mol/dm³ a cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 25,0 \text{ cm}^3 \cdot 0,72 \text{ mol HCl} / 1000 \text{ cm}^3 = 0,018 \text{ mol HCl}$$

A cantidade de hidróxido de calcio que reacciona é:

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = 0,018 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2$$

E a concentración da disolución de Ca(OH)₂ é:

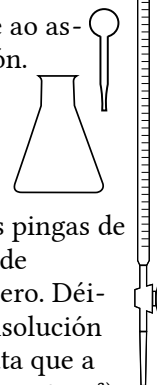
$$[\text{Ca(OH)}_2] = \frac{9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2}{20,0 \text{ cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,45 \text{ mol Ca(OH)}_2/\text{dm}^3$$

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 20 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleirala.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelos cun movemento circular.



Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 25 cm³ mídense 25,0 cm³ de disolución de HCl de concentración 0,72 mol/dm³ e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución non cambia de cor. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de Ca(OH)₂ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 19 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de Ca(OH)₂ en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a rosa fucsia. Anótase o volume de Ca(OH)₂ gastado (p. ex. 20,5 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con Ca(OH)₂ ata o cero.

Mídense outros 25 cm³ de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 19,8 cm³). Agora déixase caer o Ca(OH)₂ pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómasse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

5. Ao valorar 20,0 cm³ dunha disolución de Ca(OH)₂ gástanse 18,1 cm³ dunha disolución de HCl de concentración 0,250 mol/dm³.

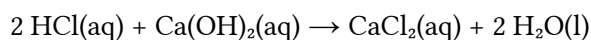
- a) Escribe a reacción que ten lugar e calcule a concentración molar da disolución da base.
b) Indica o material e reactivos necesarios, debuxa a montaxe e explica o procedemento realizado.

(A.B.A.U. extr. 21)

Rta.: a) [Ca(OH)₂] = 0,113 mol/dm³ (D).

Solución:

- a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron 18,1 cm³ de disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,250 mol/dm³ a cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 18,1 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{0,250 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} = 4,53 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

A cantidade de hidróxido de calcio que reacciona é:

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = 4,53 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2$$

E a concentración da disolución de HCl é

$$[\text{HCl}] = \frac{2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,113 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 20 cm³ mídense 20,0 cm³ de disolución de Ca(OH)₂ e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución volverase de cor rosa fucsia. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de HCl de concentración 0,250 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 17 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de HCl en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer desapareza. Anótase o volume de HCl gastado (p. ex. 18,5 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con HCl ata o cero. Mídense outros 20 cm³ de Ca(OH)₂ coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 18,0 cm³). Agora déixase caer o HCl pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómasse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 20 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleiralas.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelo cun movemento circular.

6. Prepáranse 100 mL dunha disolución de HCl disolvendo, en auga, 10 cm³ dun HCl comercial de densidade 1,19 g·cm⁻³ e riqueza 36 % en peso. 20 cm³ da disolución de ácido preparada valóranse cunha di-

solución de NaOH de concentración 0,8 mol/dm³.

- Calcula a concentración molar da disolución de ácido valorada, escribe a reacción que ten lugar na valoración e calcula o volume gastado da disolución de NaOH.
- Indica o procedemento a seguir no laboratorio para a valoración do ácido indicando o material e reactivos.

(A.B.A.U. ord. 21)

Rta.: a) [HCl] = 1,2 mol/dm³; V = 29 cm³ D NaOH.

Solución:

Cálculo de dilución:

En 10 cm³ de disolución comercial de HCl de densidade 1,19 g·cm⁻³ e riqueza 36 % en masa hai:

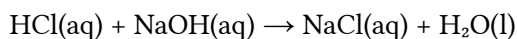
$$n(\text{HCl}) = 10 \text{ cm}^3 \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,12 \text{ mol HCl}$$

Ao disolverse en auga ata 100 cm³ (=0,100 dm³) a concentración da disolución obtida será:

$$[\text{HCl}] = 0,12 \text{ mol HCl} / 0,100 \text{ dm}^3 = 1,2 \text{ mol/dm}^3$$

Cálculo da valoración:

A ecuación da reacción de valoración é:



Para neutralizar 20 cm³ de HCl de concentración 1,2 mol/dm³ con NaOH de concentración 0,8 mol/dm³ necesítanse:

$$V = 20,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \cdot \frac{1,2 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{0,8 \text{ mol NaOH}} = 29 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 20 cm³ de disolución de HCl e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolora. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH de concentración 0,8 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 2 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de NaOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer adquira unha cor rosada.

Anótase o volume de NaOH gastado (p. ex. 3,2 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con NaOH ata o cero. Mídense outros 20 cm³ de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 2,9 cm³).

Agora déixase caer o HCl 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 correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 20 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleirala.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelos cun movemento circular.

- 2,0 cm³ dun ácido nítrico do 58 % de riqueza en masa e densidade 1,36 g/cm³ dilúense en auga ata completar 250 cm³ de disolución.

- Calcula o volume de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,10 mol/dm³ necesario para neutralizar 10 cm³ da disolución preparada de ácido nítrico, escribindo a reacción que ten lugar.
- Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración

(A.B.A.U. extr. 20)

Rta.: V = 10 cm³ D NaOH.

Solución:

a) Calcúlase primeiro a concentración da disolución diluída de ácido nítrico.

A masa dos 2,0 cm³ da disolución de ácido nítrico do 58 % de riqueza en masa e densidade 1,36 g/cm³ é:

$$m = 2,0 \text{ cm}^3 \cdot 1,36 \text{ g/cm}^3 = 2,7 \text{ g D}$$

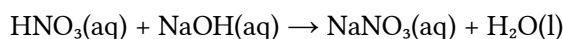
A masa de ácido nítrico contido nela é:

$$m' = 58 \% \cdot 2,7 \text{ g} = 1,6 \text{ g HNO}_3$$

A concentración dos 250 cm³ da disolución diluída é:

$$[\text{HNO}_3] = \frac{1,6 \text{ g HNO}_3}{250 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,10 \frac{\text{mol HNO}_3}{\text{dm}^3 \text{ D}}$$

A reacción de neutralización é:



O volume de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,10 mol/dm³ necesario para neutralizar 10 cm³ da disolución preparada de ácido nítrico é:

$$V = 10,0 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3 \cdot \frac{0,10 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{0,10 \text{ mol NaOH}} = 10 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

b) Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 10 cm³ de disolución de HNO₃ e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolora. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH 0,10 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 9 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de NaOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer adquira unha cor rosada. Anótase o volume de NaOH gastado (p. ex. 10,2 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con NaOH ata o cero. Mídense outros 10 cm³ de HNO₃ coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 9,7 cm³). Agora déixase caer o HNO₃ 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 correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 10 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

8. 15,0 cm³ dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración descoñecida neutralízanse con 20,0 cm³ dunha disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,10 mol/dm³:

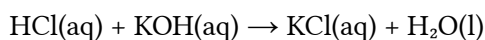
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do ácido.
- Describe os pasos a seguir no laboratorio para realizar a valoración anterior, nomeando o material e o indicador empregados.

(A.B.A.U. extr. 19)

Rta.: [HCl] = 0,13 mol/dm³.

Solución:

a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron 20,0 cm³ de disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,100 mol/dm³, a cantidade de hidróxido de potasio que reacciona é:

$$n(\text{KOH}) = 20,0 \text{ cm}^3 \text{ D KOH} \cdot \frac{0,100 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D KOH}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

A cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

E a concentración da disolución de HCl é

$$[\text{HCl}] = \frac{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}}{15,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,133 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 25 cm³ mídense 15,0 cm³ de disolución de HCl e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de azul de bromotimol e a disolución volverase de cor amarela. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de KOH de concentración 0,100 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 15 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de KOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a azul. Anótase o volume de KOH gastado (p. ex. 20,5 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con KOH ata o cero. Mídense outros 15,0 cm³ de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de azul de bromotimol. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 19,5 cm³). Agora déixase caer o KOH pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 25 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de azul de bromotimol.

9. Na valoración de 20,0 cm³ dunha disolución de ácido sulfúrico gástanse 30,0 cm³ dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,50 mol/dm³.

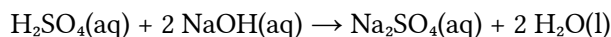
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar do ácido.
- Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración.

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

Rta.: [Na₂SO₄] = 0,375 mol/dm³.

Solución:

- a) A reacción axustada é:



Cálculos: Se para neutralizar 30,0 cm³ de NaOH de concentración 0,50 mol/dm³ necesítanse 20,0 cm³ 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 cm³ coa disolución de NaOH de concentración 0,50 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel atópese no cero. Vértense 30,0 cm³ nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución tomará unha cor violeta. Énchese outra bureta de 25 cm³ con a disolución de H₂SO₄. Déixanse caer 15 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de H₂SO₄ en pequenos chorros mentres se fai rotar ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer quede incoloro. Anótase o volume de H₂SO₄ gastado (p. ex. 20,6 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher as buretas de 50 cm³ coa disolución de NaOH e a de 25 cm³ con H₂SO₄ ata o cero. Vértense outros 30,0 cm³ de NaOH no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta de 25 cm³ e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 19,5 cm³). Agora déixase caer o H₂SO₄ 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 cm³ e 50 cm³ (graduadas en 0,1 cm³), matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

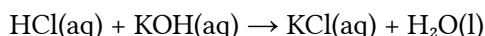
10. Na valoración de 25,0 cm³ dunha disolución de ácido clorhídrico gástanse 22,1 cm³ dunha disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,100 mol/dm³.
- Indica a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do ácido.
 - Detalla o material e os reactivos necesarios, así como o procedemento para levar a cabo a valoración no laboratorio.

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: [HCl] = 0,884 mol/dm³.

Solución:

a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron 22,1 cm³ de disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,100 mol/dm³, a cantidade de hidróxido de potasio que reacciona é:

$$n(\text{KOH}) = 22,1 \text{ cm}^3 \text{ D KOH} \frac{0,100 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D KOH}} = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

A cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

E a concentración da disolución de HCl é

$$[\text{HCl}] = \frac{2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}}{25,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,884 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 25 cm³ mídense 25,0 cm³ de disolución de HCl e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Engádense dúas pingas de azul de bromotimol e a disolución volverase de cor amarela. Énchese unha bureta de 25 cm³ con disolución de KOH de concentración 0,100 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 20 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de KOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a azul. Anótase o volume de KOH gastado (p. ex. 22,5 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con KOH ata o cero. Mídense outros 25,0 cm³ de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de azul de bromotimol. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 22,0 cm³). Agora déixase caer o KOH pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 25 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de azul de bromotimol.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleirala.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelos cun movemento circular.

ACLARACIÓNS

Os datos dos enunciados dos problemas non adoitan ter un número adecuado de cifras significativas.

Por iso supuxen que os datos teñen un número de cifras significativas razoables, case sempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en certos casos, con ampla marxe de incerteza. Así que cando to-

mo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ e reescríboo como:

Cifras significativas: 3

$V = 1,00 \text{ dm}^3$

o que quero indicar é que supoño que o dato orixinal ten tres cifras significativas (non que as teña en realidade) para poder realizar os cálculos cunha marxe de incerteza máis pequena que a que tería se o tomase tal como o dan. (1 dm^3 ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100 %! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisíble. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

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](#).

Alguns 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

Sumario

ÁCIDO BASE

<u>PROBLEMAS</u>	1
<i>Ácido ou base débil</i>	1
<i>Mesturas ácido base</i>	16
<u>CUESTIÓNS</u>	18
<u>LABORATORIO</u>	22

Índice de probas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	14, 22, 31
2. (extr.).....	13, 22
2018.....	
1. (ord.).....	16, 21, 30
2. (extr.).....	12, 21
2019.....	
1. (ord.).....	10
2. (extr.).....	8, 20, 29
2020.....	
1. (ord.).....	7, 20
2. (extr.).....	20, 28
2021.....	
1. (ord.).....	19, 27
2. (extr.).....	5, 26
2022.....	
1. (ord.).....	4, 25
2. (extr.).....	19, 24
2023.....	
1. (ord.).....	2, 23
2. (extr.).....	18
2024.....	
1. (ord.).....	18, 22
2. (extr.).....	1