

ÁCIDOS E BASES

▮ PROBLEMAS

● ÁCIDO/BASE DÉBIL

1. Unha disolución de amoníaco de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ está ionizada nun $4,2\%$.
- a) Escriba a reacción de disociación e calcule a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio.
- b) Calcule o pH e a K_b do amoníaco.

(P.A.U. Xuño 11)

Rta.: a) $[\text{NH}_3] = 0,0096 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 4,20 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$; b) $\text{pH} = 10,6$; $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$

Datos

Concentración da disolución de amoníaco

Grao de ionización do NH_3 na disolución

Produto iónico da auga

Incógnitas

Concentración de cada unha das especies presentes na disolución

pH da disolución

Constante de basicidade do NH_3

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da sustancia 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

Produto iónico da auga

Grao de disociación

Cifras significativas: 3

$[\text{NH}_3]_0 = 0,0100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

$\alpha = 4,20\% = 0,0420$

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

$[\text{NH}_3], [\text{OH}^-], [\text{NH}_4^+], [\text{H}^+]$

pH

K_b

D

x

$n(\text{X})$

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

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

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

$\alpha = n_d / n_0$

Solución:

a) Tendo en conta que o amoníaco é unha base débil, disociarase na auga segundo a ecuación:



O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{\text{cantidade disociada}}{\text{cantidade inicial}} = \frac{\text{concentración disociada}}{\text{concentración inicial}} = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0}$$

Do grao de ionización calcúlase a concentración de amoníaco disociado:

$$[\text{NH}_3]_d = \alpha [\text{NH}_3]_0 = 0,0420 \cdot 0,0100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 4,20 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

polo que a concentración do amoníaco no equilibrio é:

$$[\text{NH}_3]_e = [\text{NH}_3]_0 - [\text{NH}_3]_d = 0,0100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} - 4,20 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 0,0096 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

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

$$[\text{OH}^-]_e = [\text{NH}_4^+]_e = [\text{NH}_3]_d = 4,20 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

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

$$[\text{H}^+]_e = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]_e} = \frac{1,00 \times 10^{-14}}{4,20 \times 10^{-4}} = 2,38 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

b) O pH valerá:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,38 \times 10^{-11}) = 10,6$$

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{4,20 \times 10^{-4} \cdot 4,20 \times 10^{-4}}{0,0096} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución 0,01 mol/dm³ sería pH ≈ 14 + log 0,01 = 12. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

2. Unha disolución acuosa de ácido fluorhídrico de concentración 2,5×10⁻³ mol/dm³ está dissociada nun 40%. Calcule:

a) A constante de acidez.

b) O pH e a concentración de ións hidróxido [OH⁻] da disolución.

(P.A.U. Xuño 13)

Rta.: a) $K_a = 6,67 \times 10^{-4}$; b) $\text{pH} = 3,0$; $[\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-11}$

Datos

Concentración da disolución de ácido fluorhídrico

Grado de ionización do HF na disolución

Produto iónico do auga

Cifras significativas: 3

$$[\text{HF}]_0 = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$\alpha = 40,0\% = 0,400$$

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

Incógnitas

Constante de acidez do HF

pH da disolución

Concentración dos ións hidróxido

K_a

pH

$[\text{OH}^-]$

Outros símbolos

Disolución

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

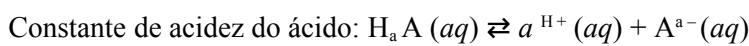
Cantidade da sustancia X

D

x

$n(X)$

Ecuacións



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

pH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

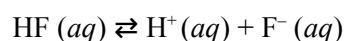
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

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

$$\alpha = n_d / n_0$$

Solución:

a) Como o ácido fluorhídrico é un ácido débil, dissociarase parcialmente en auga segundo a ecuación:



O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{\text{cantidade dissociada}}{\text{cantidade inicial}} = \frac{\text{concentración dissociada}}{\text{concentración inicial}} = \frac{[\text{HF}]_d}{[\text{HF}]_0}$$

Do grado de ionización calcúlase a concentración de ácido fluorhídrico dissociado:

$$[\text{HF}]_d = \alpha [\text{HF}]_0 = 0,400 \cdot 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

polo que a concentración do ácido fluorhídrico no equilibrio é:

$$[\text{HF}]_e = [\text{HF}]_0 - [\text{HF}]_d = 2,50 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} - 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Da estequiometría da disociación, a concentración de ións hidróxeno e a de ións fluoruro é igual á de ácido fluorhídrico dissociado.

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = [\text{HF}]_d = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]_e [\text{F}^-]_e}{[\text{HF}]_e} = \frac{1,00 \times 10^{-3} \cdot 1,00 \times 10^{-3}}{1,50 \times 10^{-3}} = 6,67 \times 10^{-4}$$

b) O pH valerá:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,00 \times 10^{-3}) = 3,0$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o ácido fluorhídrico fose un ácido forte, o pH dunha disolución $2,5 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx -\log 2,5 \times 10^{-3} = 2,6$. Un ácido débil terá un pH menos ácido, máis próximo a 7.

A concentración de ións hidróxido se calcula do produto iónico do auga:

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

3. Se se disolven 0,650 g dun ácido orgánico monoprotónico de carácter débil de fórmula $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ nun vaso con auga ata completar 250 cm^3 de disolución, indique:

a) O pH desta disolución.

b) O grao de disociación do ácido.

Dato: $K_a = 3,27 \times 10^{-4}$

(P.A.U. Xuño 08)

Rta.: a) $\text{pH} = 2,7$; b) $\alpha = 14\%$

Datos

Masa de ácido $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$

Volume de disolución

Constante de acidez

Cifras significativas: 3

$m = 0,650 \text{ g}$

$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$

$K_a = 3,27 \times 10^{-4}$

Incógnitas

pH da disolución

Grao de disociación

pH

α

Outros símbolos

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

Cantidade de substancia inicial

x

n_0

Ecuacións

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

pH

Grao de disociación

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

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

$$\alpha = n_d / n_0$$

Solución:

a) A masa molar do ácido $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ é 180 g/mol.

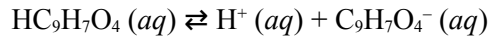
A cantidade de ácido que hai en 250 cm^3 de disolución é:

$$n_0(\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4) = 0,650 \text{ g HC}_9\text{H}_7\text{O}_4 / (180 \text{ g HC}_9\text{H}_7\text{O}_4 / \text{mol HC}_9\text{H}_7\text{O}_4) = 3,61 \times 10^{-3} \text{ mol HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$$

polo que a concentración da disolución é:

$$[\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4]_0 = \frac{3,61 \times 10^{-3} \text{ mol HC}_9\text{H}_7\text{O}_4}{0,250 \text{ dm}^3 D} = 0,0144 \text{ mol/dm}^3$$

Como é un ácido débil monoprotónico, se disociará en auga segundo a ecuación:



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

	Concentración	$\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$	
$[]_0$	inicial	0,0144		0	0	mol/dm^3
$[]_d$	disociada ou producida	x	\rightarrow	x	x	mol/dm^3
$[]_e$	no equilibrio	$0,0144 - x$		x	x	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-]_e [\text{H}^+]_e}{[\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4]_e}$$

Substituíndo as concentracións no equilibrio

$$3,27 \times 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,0144 - x}$$

Nunha primeira aproximación pódese supor que x é desprezable fronte a 0,0144 e resolver a ecuación

$$3,27 \times 10^{-4} \approx \frac{x^2}{0,0144}$$

que dá:

$$x \approx \sqrt{0,0144 \cdot 3,27 \times 10^{-4}} = 2,17 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Pero ao calcular o grao de disociación

$$\alpha = \frac{[\text{ácido disociado}]}{[\text{ácido inicial}]} = \frac{2,17 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,144 \text{ mol/dm}^3} = 15\%$$

vese que non é desprezable polo que hai que resolver a ecuación de segundo grao

$$x^2 + 3,27 \times 10^{-4} x - 4,72 \times 10^{-6} = 0$$

$$x = 2,02 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,02 \times 10^{-3}) = 2,70$$

b) O grao de disociación, corrixida a concentración, é

$$\alpha = \frac{[\text{ácido disociado}]}{[\text{ácido inicial}]} = \frac{2,02 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,144 \text{ mol/dm}^3} = 14,0\%$$

4. Para unha disolución acuosa de ácido acético[ácido etanoico] de concentración 0,10 mol/dm³, calcule:

a) A concentración de ión acetato[ión etanoato]

b) O pH e o grao de disociación.**Dato:** $K_a = 1,80 \times 10^{-5}$ **(P.A.U. Set. 08)****Rta.:** a) $[\text{CH}_3\text{-COO}^-] = 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $\text{pH} = 2,87$ $\alpha = 1,34\%$ **Datos**

Concentración de ácido acético

Constante de acidez

Incógnitas

Concentración de ión acetato

pH da disolución

Grao de disociación

Outros símbolosConcentración (mol/dm³) de ácido débil que se disocia

Cantidade de sustancia inicial

EcuaciónsConstante de acidez do ácido: $\text{H}_a\text{A} (aq) \rightleftharpoons a \text{H}^+ (aq) + \text{A}^{a-} (aq)$

pH

Grao de disociación

Cifras significativas: 3 $[\text{CH}_3\text{-COOH}] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$ $K_a = 1,80 \times 10^{-5}$ $[\text{CH}_3\text{-COO}^-]$

pH

 α x n_0

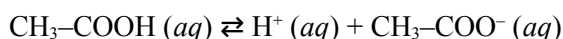
$$K_a = \frac{[\text{H}^+]_e^a [\text{A}^{a-}]_e}{[\text{H}_a\text{A}]_e}$$

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

$$\alpha = n_d / n_0$$

Solución:

a) O ácido acético é un ácido débil, e se disocia en auga segundo a ecuación:

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

	Concentración	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
[] ₀	inicial	0,100		0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou producida	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	$0,100 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e}$$

Substituíndo as concentracións no equilibrio

$$1,80 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,100 - x}$$

Nunha primeira aproximación pódese supor que x é desprezable fronte a 0,100 e resolver a ecuación

$$1,80 \times 10^{-5} \approx \frac{x^2}{0,100}$$

que dá:

$$x \approx \sqrt{0,100 \cdot 1,80 \times 10^{-5}} = 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Ao calcular o grao de disociación

$$\alpha = \frac{[\text{ácido dissociado}]}{[\text{ácido inicial}]} = \frac{1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 1,34\%$$

vese que é desprezable polo que a solución é aceptable.

$$[\text{CH}_3\text{-COO}^-] = x = 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

b) Calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,34 \times 10^{-3}) = 2,87$$

5. Considere unha disolución de amoníaco en auga de concentración $6,50 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$.

a) Calcule o pH desta disolución.

b) Calcule o grao de disociación do amoníaco na disolución.

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \times 10^{-5}$

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: a) pH = 11,03; b) $\alpha = 1,65\%$

Datos

Concentración da disolución de amoníaco

Constante de basicidade do NH_3

Produto iónico da auga

Cifras significativas: 3

$$[\text{NH}_3]_0 = 6,50 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

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

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

Incógnitas

pH da disolución

pH

Grado de disociación do NH_3 na disolución

α

Otros símbolos

Disolución

D

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

x

Cantidade da sustancia X

$n(X)$

Ecuacións

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

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

pH

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

Produto iónico da auga

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

Solución:

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



	Concentración	NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
[] ₀	inicial	$6,50 \times 10^{-2}$		0	0	mol/dm^3
[] _d	disociada ou formada	x		x	x	mol/dm^3
[] _e	no equilibrio	$6,50 \times 10^{-2} - x$		x	x	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(6,50 \times 10^{-2} - x)} = 1,78 \times 10^{-5}$$

Se, en primeira aproximación, consideramos desprezable x fronte a $6,50 \times 10^{-2}$, a ecuación redúcese a:

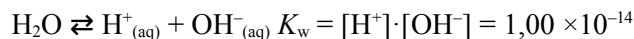
$$x = \sqrt{6,50 \times 10^{-2} \cdot 1,78 \times 10^{-5}} = 1,08 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con $6,50 \times 10^{-2}$ é desprezable.

$$\text{Erro (= grao de disociación)} = 1,08 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 / 6,50 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 0,0165 = 1,65 \% < 5\%$$

$$[\text{OH}^-]_e = x = 1,08 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$$

Aínda que se pode calcular a $[\text{H}^+]$ a partir do equilibrio de ionización da auga



resulta máis sinxelo calcular o pH da relación:

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

que se obtén da anterior sen máis que aplicar logaritmos e usar as definicións de pH e pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,08 \times 10^{-3}) = 2,97$$

$$\text{pH} = 14 - 2,97 = 11,03$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución $6,50 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx 14 + \log 6,50 \times 10^{-2} = 12,8$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

b) O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{\text{cantidade disociada}}{\text{cantidade inicial}} = \frac{\text{concentración disociada}}{\text{concentración inicial}} = \frac{1,08 \times 10^{-3} [\text{mol/dm}^3]}{6,50 \times 10^{-2} [\text{mol/dm}^3]} = 0,0165 = 1,65\%$$

6.

a) Que concentración debe ter unha disolución de amoníaco para que a súa pH sexa de 10,35?

b) Cal será o grao de disociación do amoníaco na disolución?

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \times 10^{-5}$

(P.A.U. Set. 13)

Rta.: a) $[\text{NH}_3]_0 = 3,04 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $\alpha = 7,37\%$

Datos

pH da disolución de amoníaco

Constante de basicidade do NH_3

Produto iónico do 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 sustancia 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 do auga

Cifras significativas: 3

pH = 10,35

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

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

$[\text{NH}_3]_0$

α

D

x

$n(\text{X})$

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

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

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

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

Solución:

a) A partir do pH podemos calcular o pOH

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,35 = 3,65$$

e de aquí a concentración de ións hidróxido no equilibrio.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,65} = 2,24 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

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



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

	Concentración	NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
[] ₀	inicial	c_0		0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou formada	x		x	x	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	$c_0 - x$		x	$2,24 \times 10^{-4}$	mol/dm ³

queda que:

$$x = 2,24 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(c_0 - x)} = \frac{x^2}{(c_0 - x)} = \frac{(2,24 \times 10^{-4})^2}{(c_0 - 2,24 \times 10^{-4})} = 1,78 \times 10^{-5}$$

Despexando c_0

$$c_0 = \frac{(2,24 \times 10^{-4})^2}{1,78 \times 10^{-5}} + 2,24 \times 10^{-4} = 3,04 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

b) O grado de disociación α é:

$$\alpha = \frac{\text{cantidade disociada}}{\text{cantidade inicial}} = \frac{\text{concentración disociada}}{\text{concentración inicial}} = \frac{2,24 \times 10^{-4} [\text{mol/dm}^3]}{3,04 \times 10^{-3} [\text{mol/dm}^3]} = 0,0737 = 7,37\%$$

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

7. Disólvense en auga 11,2 dm³ de NH₃ (g) medidos a 1 atmosfera de presión e 25 °C obténdose 1 dm³ de disolución.

a) Acha a concentración do NH₃ na disolución.

b) Determina a concentración de NH₄⁺ e OH⁻ na disolución.

c) Calcula o pH da disolución resultante.

Datos: $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.

(P.A.U. Set. 96)

Rta.: a) $[\text{NH}_3]_e = 0,46 \text{ mol/dm}^3$; b) $[\text{NH}_4^+]_e = 2,9 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; $[\text{OH}^-]_e = 2,9 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$;

c) pH = 11,5

Datos

Gas: Volume

Presión

Temperatura

Volume da disolución

Constante de basicidade do NH₃

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 11,2 \text{ dm}^3 \text{ NH}_3$$

$$P = 1,00 \text{ atm.}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

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

$$K_b = 1,80 \times 10^{-5}$$

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

Datos

Produto iónico da auga

IncógnitasConcentración do NH_3 na disoluciónConcentración de NH_4^+ e OH^- na disolución

pH da disolución resultante

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da sustancia X

Concentración da sustancia X

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

De estado dos gases ideais

pH

Produto iónico da auga

Cifras significativas: 3

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

$$[\text{NH}_3]_e$$

$$[\text{NH}_4^+]_e, [\text{OH}^-]_e$$

pH

 D x $n(\text{X})$ $[\text{X}]$

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

$$P V = n R T$$

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

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

Solución:

a) Supondo comportamento ideal para o gas amoníaco

$$n(\text{NH}_3) = \frac{P V}{R T} = \frac{1,00 [\text{atm}] \cdot 11,2 [\text{dm}^3]}{0,0820 [\text{atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 298 [\text{K}]} = 0,458 \text{ mol NH}_3 (\text{g})$$

A concentración da disolución será:

$$[\text{NH}_3] = \frac{n(\text{NH}_3)}{V_D} = \frac{0,458 [\text{mol NH}_3]}{1,00 [\text{dm}^3 D]} = \frac{0,458 \text{ mol NH}_3}{\text{dm}^3 D} = 0,458 \text{ mol/dm}^3$$

Tendo en conta que o amoníaco é unha base débil, se disociará en auga segundo a ecuación:



	Concentración	NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\]_0$	inicial	0,458		0	0	mol/dm^3
$[\]_d$	disociada ou producida	x		x	x	mol/dm^3
$[\]_e$	no equilibrio	$0,458 - x$		x	x	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,458 - x)} = 1,80 \times 10^{-5}$$

Se, en primeira aproximación, consideramos desprezable x fronte a 0,458, a ecuación redúcese a:

$$x = \sqrt{0,458 \cdot 1,80 \times 10^{-5}} = 2,87 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con 0,458 é desprezable.

$$\text{erro} = 2,87 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 / 0,458 \text{ mol/dm}^3 = 0,006 = 0,6 \%$$

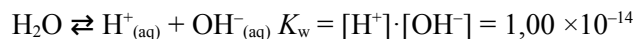
$$0,458 - x = 0,458 - 0,003 = 0,455$$

$$[\text{NH}_3]_e = 0,455 \text{ mol NH}_3 / \text{dm}^3 D$$

b)

$$[\text{NH}_4^+]_e = x = 2,87 \times 10^{-3} \text{ mol NH}_4^+ / \text{dm}^3$$

$$[\text{OH}^-]_e = x = 2,87 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$$

c) Aínda que se pode calcular a $[\text{H}^+]$ a partir do equilibrio de ionización da auga

resulta máis sinxelo calcular o pH da relación:

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

que se obtén da anterior sen máis que aplicar logaritmos e usar as definicións de pH e pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,87 \times 10^{-3}) = 2,54$$

$$\text{pH} = 14 - 2,54 = 11,46$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución $\approx 0,5 \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx 14 + \log 0,5 \approx 13,3$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

8. Disólvense 20 dm³ de NH₃ (g), medidos a 10 °C e 2 atm (202,6 kPa) de presión, nunha cantidade de auga abondo para alcanzar 4,5 dm³ de disolución. Calcule:

a) O grao de disociación do amoníaco na disolución.

b) O pH da devandita disolución.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \times 10^{-5}$ (P.A.U. Xuño 10)

Rta.: a) $\alpha = 0,68\%$; b) $\text{pH} = 11,42$

Datos

Gas: Volume

Presión

Temperatura

Volume da disolución

Constante de basicidade do NH₃

Constante dos gases ideais

Produto iónico da auga

IncógnitasGrao de disociación do NH₃ na disolución

pH da disolución

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da sustancia X

Concentración da sustancia X

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

De estado dos gases ideais

pH

Cifras significativas: 3

$$V = 20,0 \text{ dm}^3 = 0,0200 \text{ m}^3 \text{ NH}_3$$

$$P = 202,6 \text{ Pa} = 2,026 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 10 \text{ }^\circ\text{C} = 283 \text{ K}$$

$$V_D = 4,50 \text{ dm}^3$$

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

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

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

 α

pH

 D x $n(X)$ $[X]$

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

$$P V = n R T$$

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

Ecuacións

Produto iónico da auga

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

Solución:

a) Supondo comportamento ideal para o gas amoníaco

$$n(\text{NH}_3) = \frac{PV}{RT} = \frac{2,026 \times 10^5 [\text{Pa}] \cdot 0,0200 [\text{m}^3]}{8,31 [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \cdot 283 [\text{K}]} = 1,72 \text{ mol NH}_3 (\text{g})$$

A concentración da disolución será:

$$[\text{NH}_3] = \frac{n(\text{NH}_3)}{V_D} = \frac{1,72 [\text{mol NH}_3]}{4,50 [\text{dm}^3 D]} = 0,382 \text{ mol/dm}^3$$

Tendo en conta que o amoníaco é unha base débil, se dissociará en auga segundo a ecuación:



	Concentración	NH ₃	⇌	NH ₄ ⁺	OH ⁻	
[] ₀	inicial	0,382		0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou producida	<i>x</i>	→	<i>x</i>	<i>x</i>	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	0,382 - <i>x</i>		<i>x</i>	<i>x</i>	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,382 - x)} = 1,78 \times 10^{-5}$$

Se, en primeira aproximación, consideramos desprezable x fronte a 0,382, a ecuación redúcese a:

$$x = \sqrt{0,382 \cdot 1,78 \times 10^{-5}} = 2,61 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con 0,382 é desprezable.

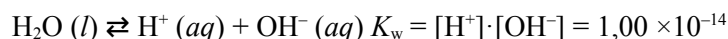
O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{\text{cantidade disociada}}{\text{cantidade inicial}} = \frac{\text{concentración disociada}}{\text{concentración inicial}} = \frac{2,61 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,382 \text{ mol/dm}^3} = 6,82 \times 10^{-3} = 0,68\%$$

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 amoníaco é una base débil e, polo tanto, debilmente disociada.

b)

$$[\text{OH}^-]_e = x = 2,61 \times 10^{-3} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$$

Aínda que se pode calcular a $[\text{H}^+]$ a partir do equilibrio de ionización da auga

resulta máis sinxelo calcular o pH da relación:

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

que se obtén da anterior sen máis que aplicar logaritmos e usar as definicións de pH e pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,61 \times 10^{-3}) = 2,58$$

$$\text{pH} = 14 - 2,58 = 11,42$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución ≈ 0,5 mol/dm³ sería pH ≈ 14 + log 0,5 ≈ 13,3. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

9. A 25 °C a porcentaxe de ionización dunha disolución acuosa de ácido etanoico (ácido acético) de concentración 0,101 mol/dm³ é do 0,99 %. Calcula:

a) O seu pH.

b) A constante de ionización do ácido etanoico (ácido acético) a esa temperatura.

(P.A.U. Xuño 00)

Rta.: a) pH = 3,0; b) $K_a = 1,0 \times 10^{-5}$

Datos

Temperatura

Concentración de ácido etanoico

Grao de disociación do ácido etanoico

Incógnitas

pH da disolución

Constante de acidez

Outros símbolos

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

Cantidad de sustancia disociada

Ecuacións

Constante de acidez do ácido: $H_aA (aq) \rightleftharpoons a H^+ (aq) + A^{a-} (aq)$

pH

pOH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

Cifras significativas: 3

$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$

$[CH_3-COOH]_0 = 0,101 \text{ mol/dm}^3$

$\alpha = 0,990\% = 9,90 \times 10^{-3}$

pH

K_a

x

n_d

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

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

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

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

$$\alpha = n_d / n_0$$

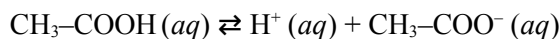
Solución:

a) Tense disociado:

$$[CH_3-COOH]_d = \alpha [CH_3-COOH]_0 =$$

$$= 9,90 \times 10^{-3} \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ dis.}}{\text{mol } CH_3-COOH \text{ inic.}} \cdot 0,101 \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ inic.}}{1 \text{ dm}^3 \text{ disolución}} = 1,00 \times 10^{-3} \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ dis.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Tendo en conta que o ácido etanoico é un ácido débil, se disociará en auga segundo a ecuación:



	Concentración	CH_3-COOH	\rightleftharpoons	H^+	CH_3-COO^-	
[] ₀	inicial	0,101		0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou producida	$1,00 \times 10^{-3}$	→	$1,00 \times 10^{-3}$	$1,00 \times 10^{-3}$	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	$0,101 - 1,00 \times 10^{-3} = 0,100$		$1,00 \times 10^{-3}$	$1,00 \times 10^{-3}$	mol/dm ³

$$\text{pH} = -\log[H^+] = -\log(1,00 \times 10^{-3}) = 3,00$$

b) A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[CH_3-COO^-]_e [H^+]_e}{[CH_3-COOH]_e} = \frac{1,00 \times 10^{-3} \cdot 1,00 \times 10^{-3}}{0,100} = 1,00 \times 10^{-5}$$

10. Unha disolución de CH_3-COOH de concentración 0,2 mol/dm³ está ionizada ao 0,95 %. Calcula:

- a) As concentracións de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ e de H_3O^+ no equilibrio.
 b) A constante de ionización do ácido.

(P.A.U. Set. 99)

Rta.: a) $[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e \approx 0,2 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

Datos

Concentración da disolución de ácido etanoico

Grao de disociación do ácido etanoico

Cifras significativas: 3 $[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,200 \text{ mol/dm}^3$ $\alpha = 0,950\% = 9,50 \times 10^{-3}$ **Incógnitas**Concentración de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ no equilibrioConcentración de H_3O^+ no equilibrio

Constante de acidez

 $[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e$ $[\text{H}_3\text{O}^+]_e$ K_a **Outros símbolos**Concentración (mol/dm^3) de ácido débil que se disocia

Cantidade de sustancia disociada

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

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

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

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

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

$$\alpha = n_d / n_0$$

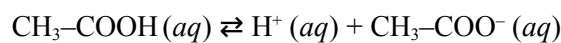
Solución:

a) Tense disociado:

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_d = \alpha [\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 =$$

$$= 9,50 \times 10^{-3} \frac{\text{mol CH}_3\text{-COOH dis.}}{\text{mol CH}_3\text{-COOH inic.}} \cdot 0,200 \frac{\text{mol CH}_3\text{-COOH inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 1,90 \times 10^{-3} \frac{\text{mol CH}_3\text{-COOH dis.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Tendo en conta que o ácido etanoico é un ácido débil, se disociará en auga segundo a ecuación:



	Concentración	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
$[\]_0$	inicial	0,200		0	0	mol/dm^3
$[\]_d$	disociada ou producida	$1,90 \times 10^{-3}$	\rightarrow	$1,90 \times 10^{-3}$	$1,90 \times 10^{-3}$	mol/dm^3
$[\]_e$	no equilibrio	$0,200 - 1,90 \times 10^{-3} = 0,198$		$1,90 \times 10^{-3}$	$1,90 \times 10^{-3}$	mol/dm^3

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e = 0,198 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{H}^+]_e = 1,90 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

b) A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e} = \frac{1,90 \times 10^{-3} \cdot 1,90 \times 10^{-3}}{0,198} = 1,82 \times 10^{-5}$$

11. Prepárase unha disolución dun ácido monoprotónico débil de fórmula HA, do seguinte xeito: 0,10 moles do ácido en 250 cm³ de auga. Se esta disolución se ioniza ao 1,5%, calcule:
a) A constante de ionización do ácido.
b) O pH da disolución.
(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) $K_a = 9,1 \times 10^{-5}$; b) pH = 2,2

Datos

Moles de ácido monoprotónico

Volumen da disolución

Grado de disociación do ácido

Cifras significativas: 3

$n(\text{HA})_0 = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$

$\alpha = 1,50\% = 1,50 \times 10^{-2}$

Incógnitas

Constante de ionización do ácido

K_a

pH da disolución

pH

Outros símbolos

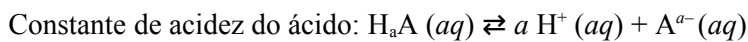
Concentración (mol/dm³) de ácido débil que se disocia

x

Cantidad de sustancia disociada

n_d

Ecuacións



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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

Grado de disociación

$\alpha = n_d / n_0$

Solución:

a) A concentración molar inicial do ácido é, supondo que o volumen da disolución é o mesmo que o da auga:

$[\text{HA}]_0 = \frac{0,100 \text{ mol HA}}{0,250 \text{ dm}^3} = 0,400 \text{ mol AH/dm}^3 D$

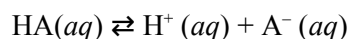
Tense disociado:

$n_d(\text{AH}) = \alpha n_0(\text{AH}) = 1,50 \times 10^{-2} [\text{mol HA disociados} / \text{mol HA iniciais}] \cdot 0,100 [\text{mol HA iniciais}] = 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol HA disociados}$

cunha concentración

$[\text{HA}]_d = \frac{1,50 \times 10^{-3} \text{ mol HA}}{0,250 \text{ dm}^3} = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

A ecuación é:



	Concentración	CH ₃ -COOH	⇌	H ⁺	CH ₃ -COO ⁻	
[] ₀	inicial	0,400		0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou producida	6,00 × 10 ⁻³	→	6,00 × 10 ⁻³	6,00 × 10 ⁻³	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	0,400 - 6,00 × 10 ⁻³ = 0,396		6,00 × 10 ⁻³	6,00 × 10 ⁻³	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[A^-]_e [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{6,00 \times 10^{-3} \cdot 6,00 \times 10^{-3}}{0,394} = 9,14 \times 10^{-5}$$

b) $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log(6,00 \times 10^{-3}) = 2,22$

12. A 25 °C o grao de disociación dunha disolución de ácido acético [ácido etanoico] de concentración 0,2 mol/dm³ vale 0,0095. Calcule:

- a) A concentración de ións acetato [ións etanoato], hidroxenións e ións hidroxilo no equilibrio.
 b) O pH.
 c) A constante de disociación do ácido acético.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) $[H^+] = [CH_3-COO^-] = 1,9 \times 10^{-3}$ mol/dm³; $[OH^-]_e = 5,3 \times 10^{-12}$ mol/dm³; b) pH = 2,7;
 c) $K_a = 2,0 \times 10^{-5}$

Datos

Temperatura

Concentración de ácido etanoico

Grao de disociación do ácido etanoico

Incógnitas

Concentracións dos ións

pH da disolución

Constante de acidez

Outros símbolos

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

Cantidade de sustancia disociada

Ecuacións

Constante de acidez do ácido: $H_aA(aq) \rightleftharpoons a H^+(aq) + A^{a-}(aq)$

pH

pOH

Produto iónico da auga: $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$

Grao de disociación

Cifras significativas: 2

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

$[CH_3-COOH]_0 = 0,20 \text{ mol/dm}^3$

$\alpha = 0,0095 = 9,5 \times 10^{-3}$

$[CH_3-COO^-]$, $[H^+]$, $[OH^-]$

pH

K_a

x

n_d

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

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

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

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

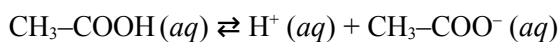
$$\alpha = n_d / n_0$$

Solución:

a) e b) Tense disociado:

$$[CH_3-COOH]_d = \alpha [CH_3-COOH]_0 = 9,5 \times 10^{-3} \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ dis.}}{\text{mol } CH_3-COOH \text{ inic.}} \cdot 0,20 \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 1,9 \times 10^{-3} \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ dis.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Tendo en conta que o ácido etanoico é un ácido débil, se disociará en auga segundo a ecuación:



	Concentración	CH ₃ -COOH	⇌	H ⁺	CH ₃ -COO ⁻	
[] ₀	inicial	0,20		0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou producida	2,0 × 10 ⁻³		2,0 × 10 ⁻³	2,0 × 10 ⁻³	mol/dm ³

	Concentración	CH ₃ -COOH	⇌	H ⁺	CH ₃ -COO ⁻	
[] _e	no equilibrio	0,20 - 2,0×10 ⁻³ = 0,20		2,0×10 ⁻³	2,0×10 ⁻³	mol/dm ³

As concentracións de ións acetato e hidroxenións sácanse na táboa:

$$[\text{CH}_3\text{-COO}^-] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}^+] = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

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

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

Primeiro calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,0 \times 10^{-3}) = 2,72$$

$$\text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 11,28$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,28} = 5,3 \times 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

c) A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e} = \frac{2,0 \times 10^{-3} \cdot 2,0 \times 10^{-3}}{0,20} = 2,0 \times 10^{-5}$$

Análise: De empregarse máis cifras significativas, o valor da constante sería $1,82 \times 10^{-5}$ máis semellante ao valor tabulado.

13. Dado un ácido débil monoprotónico de concentración 0,01 mol/dm³ e sabendo que se ioniza nun 13%, calcular:

- a) A constante de ionización.
 - b) O pH da disolución.
 - c) Que volume de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,02 mol/dm³ serán necesarios para neutralizar completamente 10 cm³ da disolución do ácido anterior?
- (P.A.U. Xuño 04)**

Rta.: a) $K_a = 1,9 \times 10^{-4}$; b) $\text{pH} = 2,9$; c) $V = 5 \text{ cm}^3$ D NaOH

Datos

Concentración de ácido débil monoprotónico HA

Grao de ionización do ácido

Concentración do hidróxido de sodio

Volume de ácido que se debe neutralizar

Cifras significativas: 3

$$[\text{HA}]_0 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$\alpha = 13,0\% = 0,130$$

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

$$V_a = 10,0 \text{ cm}^3$$

Incógnitas

pH da disolución

pH

Constante de acidez

K_a

Volume de NaOH que neutralizan 10 cm³ da disolución do ácido

V

Outros símbolos

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

x

Cantidade de ácido disociado

n_d

Ecuacións

Constante de acidez do ácido monoprotónico: $\text{HA} (aq) \rightleftharpoons \text{H}^+ (aq) + \text{A}^- (aq)$

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

pH

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

Ecuacións

pOH

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

Produto iónico da auga

$$pH + pOH = 14$$

Grao de disociación

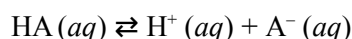
$$\alpha = n_d / n_0$$

Solución:

a) Tense disociado:

$$[HA]_d = \alpha [HA]_0 = 0,130 \frac{\text{mol HA disociados}}{\text{mol HA iniciais}} \cdot 0,0100 \frac{\text{mol HA iniciais}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 1,30 \times 10^{-3} \frac{\text{mol HA disociados}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Un ácido débil monoprotónico disociarase en auga segundo a ecuación:



	Concentración	HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[] ₀	inicial	0,0100		0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou producida	$1,30 \times 10^{-3}$		$1,30 \times 10^{-3}$	$1,30 \times 10^{-3}$	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	$0,0100 - 1,30 \times 10^{-3} = 0,0087$		$1,30 \times 10^{-3}$	$1,30 \times 10^{-3}$	mol/dm ³

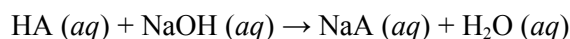
A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[A^-]_e [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{1,30 \times 10^{-3} \cdot 1,30 \times 10^{-3}}{0,0087} = 1,9 \times 10^{-4}$$

b)

$$pH = -\log[H^+] = -\log(1,30 \times 10^{-3}) = 2,89$$

c) A reacción de neutralización entre o ácido monoprotónico HA e o hidróxido de sodio NaOH é:

O volume de disolución 0,0200 mol/dm³ de NaOH necesario para neutralizar 10,0 cm³ de disolución de HA é:

$$V = 10,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 D_{HA} \cdot \frac{0,0100 \text{ mol HA}}{1 \text{ dm}^3 D_{HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 D_{NaOH}}{0,0200 \text{ mol NaOH}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 D_{NaOH}$$

$$V = 5,0 \text{ cm}^3 D_{NaOH} 0,0200 \text{ mol/dm}^3$$

14. Prepárase unha disolución dun ácido débil como o ácido acético [ácido etanoico] disolvendo 0,3 moles deste ácido en auga, o volume total da disolución é de 0,05 dm³.**a) Se a disolución resultante ten un pH = 2, cal é a concentración molar dos ións hidróxeno (ión oxonio)?****b) Calcule a constante de acidez, K_a , do ácido acético.****(P.A.U. Xuño 06)****Rta.:** a) $[H^+] = 0,01 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_a = 1,7 \times 10^{-5}$ **Datos**

Cantidade de ácido acético

Cifras significativas: 2

$$n(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 0,30 \text{ mol}$$

Volume de disolución

$$V = 0,050 \text{ dm}^3 = 0,050 \text{ dm}^3$$

pH da disolución

$$pH = 2,00$$

Incógnitas

Concentración de ións hidróxeno

$$[H^+]$$

Constante de acidez do ácido acético

$$K_a \text{ Ecuacións}$$

Datos

Riqueza
 Volume preparado de disolución diluída de HCl
 Volume que se mestura de disolución diluída de HCl
 Volume que se mestura de disolución de NaOH
 Concentración da disolución de NaOH
 Masa molar del ácido clorhídrico

Cifras significativas: 2

$r = 37\% = 0,37$
 $V_d = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$
 $V_a = 50 \text{ cm}^3 = 50 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$
 $V_b = 50 \text{ cm}^3 = 50 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$
 $[\text{NaOH}] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$

Incógnitas

pH da mestura 50/50
 pH da mestura 50/25

pH₁
 pH₂

Ecuacións

pH
 Produto iónico da auga

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Solución:

a) Calcúlase antes a concentración dos 100 cm³ de disolución diluída. A cantidade de soluto disolta na disolución de partida é:

$$n = 0,73 [\text{cm}^3 D] \frac{1,35 [\text{g } D]}{1 [\text{cm}^3 D]} \frac{37 [\text{g HCl}]}{100 [\text{g } D]} \frac{1 [\text{mol HCl}]}{36,5 [\text{g HCl}]} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol HCl na disolución de partida}$$

Nos 100 cm³ de disolución final hai a mesma cantidade, de onde a súa concentración é:

$$[\text{HCl}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol HCl} / 100 \text{ cm}^3 D = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

Exponse a reacción entre o HCl e o NaOH para ver que reactivo está en exceso, vendo que, unha vez axustada a ecuación, o HCl e o NaOH reaccionan mol a mol.

En 50 cm³ da disolución de HCl hai: $n = 0,050 \text{ dm}^3 \cdot 0,10 \text{ mol/dm}^3 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$

En 50 cm³ da disolución de NaOH hai: $n' = 0,050 \text{ dm}^3 \cdot 0,10 \text{ mol/dm}^3 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

Supondo volumes aditivos

$$V_T = 50 \text{ cm}^3 D \text{ HCl} + 50 \text{ cm}^3 D \text{ NaOH} = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3 \text{ de mestura.}$$

		HCl	NaOH	→	Na ⁺	Cl ⁻	H ₂ O	
n_0	Cantidade inicial	$5,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$		0	0		mol
n_r	Cantidade que reacciona ou se forma	$5,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$		$5,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$	mol
n_f	Cantidade ao final da reacción	$\leq 2 \times 10^{-4}$	$\leq 2 \times 10^{-4}$		$5,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-3}$		mol
[] _f	Concentración final	$\leq 2 \times 10^{-3}$	$\leq 2 \times 10^{-3}$		$5,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-2}$		mol/dm ³

Non se pode decidir que sustancia e en que cantidade queda sen reaccionar, pois a precisión das medidas non permiten facelo.

A diferenza entre a cantidade de HCl e a de NaOH está fóra da precisión da medida orixinal, e, en consecuencia, só se podería dicir que a disolución resultante será aceda, neutra ou básica, é dicir que terá un pH comprendido entre 2,7 e 11,3.

O valor que se supón que hai que pór é o de 7,0, pero unha mínima imprecisión nunha das cantidades, fai que o cálculo pase do suposto pH = 7 neutro a pH claramente básico ou claramente ácido. Unha variación de $0,1 \times 10^{-3}$ mol en calquera dos reactivos provoca variacións de 4 unidades de pH

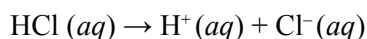
Isto está relacionado coa curva de valoración dun ácido forte cunha base forte, na que se ve que a adición dunha soa pinga na zona de viraxe, fai que lle pH cambie en 2 unidades, as suficientes para facer cambiar a cor do indicador.

b) Procédese de forma análoga que no apartado anterior. A cantidade de HCl é a mesma e a de NaOH a metade. Escribindo a reacción.

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

$$[\text{HCl}] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol HCl} / 0,075 \text{ dm}^3 D = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

O HCl é un ácido forte que, disolto en auga, disociase totalmente:



$$[\text{H}^+] = 3,3 \times 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH}_2 = -\log [\text{H}^+] = 1,5$$

A precisión nas medidas non afectan a este resultado, xa que nos atopamos afastados do punto de equivalencia.

▮ CUESTIÓNS

1. Indica razoadamente, segundo a teoría de Brönsted, se as seguintes afirmacións son verdadeiras ou falsas:

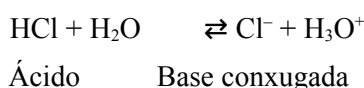
- Un ácido e a súa base conxugada reaccionan entre si dando unha disolución neutra.
- Un ácido e a súa base conxugada diferéncianse nun protón. Pon un exemplo.
- A base conxugada dun ácido forte é unha base forte. Pon un exemplo.

(P.A.U. Set. 98)

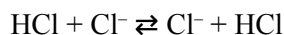
Rta.: a) F; b) V; c) F.

Solución:

a) Falso. A base conxugada dun ácido é a especie na que se converte cando cede un protón.



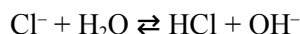
Unha reacción entre un ácido e a súa base conxugada, non sería unha reacción, xa que as especies finais son as mesmas que as iniciais:



b) Verdadeiro. Ver o apartado anterior.

c) Falso. O ácido clorhídrico é un ácido forte, e está totalmente dissociado en ións cloruro Cl^- e ións oxonio H_3O^+ . O equilibrio $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ está totalmente desprazado cara á dereita. A constante de acidez K_a do HCl é moi alta. $K_a \approx \infty$

O equilibrio de hidrólise da base Cl^- sería:



totalmente desprazado cara á esquerda. O seu constante de equilibrio K_b sería:

$$K_b = K_w / K_a \approx 0$$

2. Indique, segundo a teoría de Brönsted-Lowry, cal ou cales das seguintes especies poden actuar só como ácido, só como base e como ácido e base. Escriba as correspondentes reaccións ácido-base.

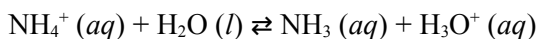
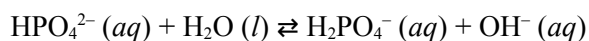
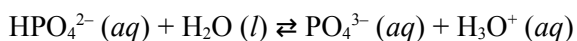
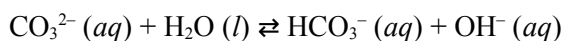
- a) CO_3^{2-}
 b) HPO_4^{2-}
 c) H_3O^+
 d) NH_4^+

(P.A.U. Set. 11)

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.

Sustancia	CO_3^{2-}	HPO_4^{2-}	H_3O^+	NH_4^+
Ácido		√	√	√
Base	√	√		



A reacción ácido-base do ión oxonio (H_3O^+) sería a cesión do ión hidróxeno H^+ a outra molécula de auga, pero como os produtos da reacción son os mesmos que os reactivos, non é unha reacción química: nada cambia.

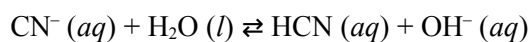
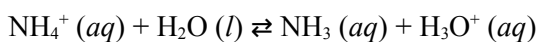
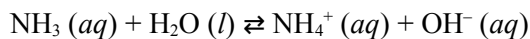
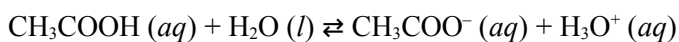
3.

- a) Escriba as reaccións de disociación en auga, segundo o modelo de Brönsted-Lowry, das seguintes especies químicas: CH_3COOH NH_3 NH_4^+ CN^-
 b) Indique os pares ácido/base conxugados.

(P.A.U. Xuño 11)

Solución:

a)

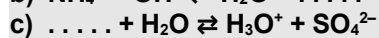
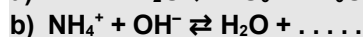
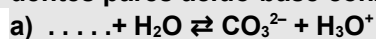


Na definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as especies conxugadas deles. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

b)

Substancia	Ácido	Base conxugada	Base	Ácido conxugado
CH_3COOH	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_2O	H_3O^+
NH_3	H_2O	OH^-	NH_3	NH_4^+
NH_4^+	NH_4^+	NH_3	H_2O	H_3O^+
CN^-	H_2O	OH^-	CN^-	HCN

4. Completa os seguintes equilibrios ácido-base de Brønsted-Lowry, caracterizando os correspondentes pares ácido-base conxugado:



(P.A.U. Set. 01)

Rta.: a) HCO_3^- ; b) NH_3 ; c) HSO_4^-

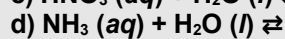
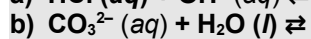
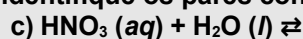
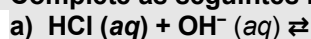
Solución:

a) HCO_3^- CO_3^{2-} base conxugada do ácido HCO_3^- . H_3O^+ ácido conxugado da base H_2O

b) NH_3 NH_4^+ base conxugada do ácido NH_4^+ . H_2O ácido conxugado da base OH^-

c) HSO_4^- SO_4^{2-} base conxugada do ácido HSO_4^- . H_3O^+ ácido conxugado da base H_2O

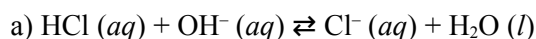
5. Complete as seguintes reaccións ácido-base e identifique os pares conxugados ácido-base:



(P.A.U. Set. 13)

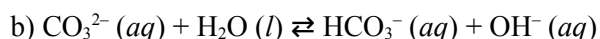
Rta.: a) $\text{HCl} (aq) + \text{OH}^- (aq) \rightleftharpoons \text{Cl}^- (aq) + \text{H}_2\text{O} (l)$; b) $\text{CO}_3^{2-} (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- (aq) + \text{OH}^- (aq)$;
c) $\text{HNO}_3 (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{NO}_3^- (aq) + \text{H}_3\text{O}^+ (aq)$; d) $\text{NH}_3 (aq) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (aq) + \text{OH}^- (aq)$

Solución:



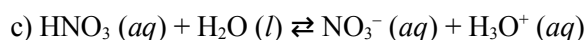
O ión cloruro Cl^- é a base conxugada do ácido clorhídrico HCl .

O H_2O é o ácido conxugado da base OH^- (ión hidróxido).



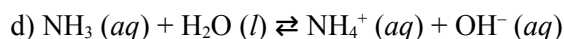
O ión hidroxenocarbonato HCO_3^- é o ácido conxugado da base CO_3^{2-} (ión carbonato).

O ión hidróxido (OH^-) é a base conxugada do ácido H_2O (auga).



O ión nitrato NO_3^- é a base conxugada do ácido nítrico HNO_3 .

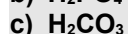
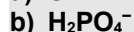
O ión oxonio H_3O^+ é o ácido conxugado da base H_2O (auga).



O ión amonio NH_4^+ é o ácido conxugado da base NH_3 (amoníaco).

O ión hidróxido (OH^-) é a base conxugada do ácido H_2O (auga).

6. Indique, segundo o concepto de Brønsted-Lowry, cales das seguintes especies son ácidos, bases ou anfóteros, explicando a razón da elección:



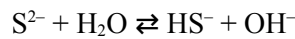
(P.A.U. Set. 02)

Rta.: a) base; b) anfótero; c) ácido

Solución:

Segundo Brønsted e Lowry unha sustancia compórtase como ácido nunha reacción ácido-base cando cede un protón H^+ , mentres que a sustancia que o acepta actúa como base.

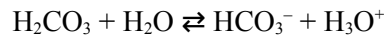
a) O ión sulfuro non pode ceder un protón porque non o ten. Pode captar un ou dous protóns e comportarse como unha base. Por exemplo coa auga:



b) O ión dihidroxenotetraoxofosfato(V) (dihidroxenofosfato) pode actuar como ácido fronte a bases máis fortes, e como base fronte a ácidos máis fortes. É unha sustancia anfótera:



c) O ácido carbónico actuará como ácido, pois cederá un ou dous protóns. Por exemplo coa auga:



7. Razoe se as seguintes afirmacións, referidas a unha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ dun ácido débil HA, son correctas.

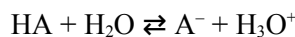
a) As concentracións no equilibrio das especies A⁻ e H₃O⁺ son iguais.

b) O pH da disolución é 1.

(P.A.U. Xuño 11)

Solución:

a) Aproximadamente correcta. Cando un ácido HA débil disólvese en auga, se ioniza parcialmente en ións A⁻ e H⁺. O ión hidróxeno únese a unha molécula de auga para formar o ión oxonio H₃O⁺.

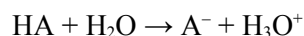


Da estequiometría da reacción vese que as cantidades dos ións A⁻ e H₃O⁺ no equilibrio son as mesmas. Pero ademais deste proceso de disociación tamén ocorre a disociación do auga:



que tamén produce ións oxonio, aínda que en moita menor cantidade. A constante de ionización do auga vale $K_w = 1 \times 10^{-14}$ mentres que a constante de acidez dun ácido como o acético é da orde de 10^{-5} . A concentración de ións oxonio aportados pola auga en medio ácido é desprezable fronte aos que produce o ácido débil. A afirmación é aproximadamente correcta pero non o é estritamente.

b) Incorrecta. Unha disolución de ácido forte de concentración 0,1 mol/dm³ produciría unha concentración de ións oxonio tamén 0,1 mol/dm³, ao estar totalmente disociado,



polo que o pH sería 1

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

Pero un ácido débil está parcialmente ionizado, a concentración de ións oxonio sería menor que 0,1 mol/dm³, e o pH maior que 1.

	Concentración	HA	⇌	H ₃ O ⁺	A ⁻	
[] ₀	inicial	0,1		≈ 0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou formada	x	→	x	x	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	0,1 - x		x	x	mol/dm ³

Se a constante de acidez do ácido débil é K_a , a concentración x de ións oxonio no equilibrio obtense

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e [\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_e} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Se a concentración x de ácido débil disociado fose desprezable fronte á concentración 0,1 mol/dm³,

$$x \approx \sqrt{K_a \cdot 0,1}$$

Un valor da constante de acidez como a do ácido acético, $K_a \approx 10^{-5}$ daría unha concentración

$$x \approx 10^{-3}$$

e un pH ≈ 3

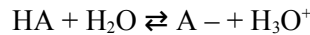
8. Para unha disolución acuosa dun ácido HA de $K_a = 1 \times 10^{-5}$, xustifique se son verdadeiras ou falsas as seguintes afirmacións:

- a) A constante de acidez de HA é menor que a constante de basicidade da súa base conxugada.
- b) Se se dilúe a disolución do ácido, o seu grado de disociación permanece constante.

(P.A.U. Set. 12)

Solución:

a) Falsa. Cando un ácido HA débil disólvese en auga, se ioniza parcialmente en ións A^- e H^+ . O ión hidróxeno únese a unha molécula de auga para formar o ion oxonio H_3O^+ .



A constante de acidez do ácido AH débil, en función das concentracións, é:

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

A base conxugada, segundo a teoría de Brönsted e Lowry, é o ion A^- .

En disolucións dos sales do ácido HA, o ión A^- atópase en equilibrio que se pode expresar por



A constante de basicidade desta base é

$$K_b = \frac{[HA]_e [OH^-]_e}{[A^-]_e}$$

Se multiplicamos ambas constantes, obtemos

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

a constante de ionización da auga que vale $K_w = 1 \times 10^{-14}$. Como a constante de acidez do ácido vale 1×10^{-5} , a da súa base conxugada vale

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} < K_a$$

que é menor.

b) Falsa. O grado de disociación α do ácido AH é o cociente entre a concentración de ácido dissociado e a concentración inicial:

$$\alpha = \frac{[AH]_d}{[AH]_0} = \frac{[H^+]_d}{[AH]_0}$$

Se supoñemos unha concentración de ácido $[HA] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$, a concentración de ións hidróxeno no equilibrio pódese calcular de

	Concentración	HA	\square	H⁺	A⁻	
[] ₀	inicial	0,1		≈ 0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou formada	x	→	x	x	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	0,1 - x		x	x	mol/dm ³

$$K_a = \frac{[A^-]_e [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 1 \times 10^{-5}$$

La concentración x de ácido débil dissociado é desprezable fronte á concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$, $x \ll 0,1$

$$x \approx \sqrt{1 \times 10^{-5} \cdot 0,1} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \ll 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

e o grado de disociación valería:

$$\alpha = \frac{1 \times 10^{-3}}{0,1} = 0,01 = 1 \%$$

Se se diluise á cuarta parte, $[\text{HA}]' = 0,025 \text{ mol/dm}^3$,

$$x' \approx \sqrt{1 \times 10^{-5} \cdot 0,025} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \ll 0,025 \text{ mol/dm}^3$$

o novo grado de disociación sería:

$$\alpha' = \frac{5 \times 10^{-4}}{0,025} = 0,05 = 5 \%$$

Canto máis diluída é a disolución, maior é o grado de disociación.

(Se chamamos c_0 á concentración da disolución de ácido HA, a concentración c de ácido disociado pódese expresar en función de grado α de disociación como, $c = \alpha \cdot c_0$, e as concentracións no equilibrio serían

	Concentración	HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[] ₀	inicial	c_0		≈ 0	0	mol/dm ³
[] _d	disociada ou formada	$\alpha \cdot c_0$	\rightarrow	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³
[] _e	no equilibrio	$c_0(1 - \alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³

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

Si é grado de disociación α é suficientemente pequeno, $\alpha < 0,05 = 5\%$, queda

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{c_0}}$$

e vese que o grado de disociación aumenta canto menor sexa a concentración inicial do ácido).

9. Dispomos de tres frascos sen etiquetar, que sabemos que corresponden a tres disolucións acuosas: tetraoxosulfato(VI) de amonio [sulfato de amonio]; trioxonitrato(V) de potasio [nitrato de potasio] e oxobromato(I) de sodio [hipobromito de sodio]. Como poderíamos distinguilos axudándonos do papel indicador ácido-base? Razona a resposta.

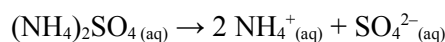
(P.A.U. Set. 97)

Rta.: a) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ pH ácido; b) KNO_3 pH = 7; c) NaBrO pH básico

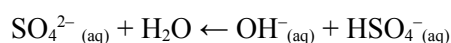
Solución:

O sulfato de amonio terá carácter ácido.

Ao disolverse o sulfato de amonio, (composto iónico), os súas ións se solvatarán e separarán.

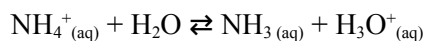


O ión sulfato provén dun ácido forte (o ácido sulfúrico), e o posible equilibrio



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

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



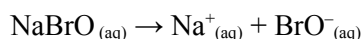
Este equilibrio produce exceso de ións oxonio, o que confire á disolución un carácter ácido.

O nitrato de potasio será neutro.

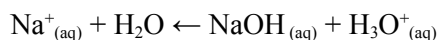
Os seus ións K^+ e NO_3^- proveñen de especies fortes (o hidróxido de potasio é unha base forte e o ácido nítrico é un ácido forte) e non se hidrolizan. O pH da disolución será o mesmo que o da auga.

O hipobromito de sodio terá carácter básico.

Ao disolverse o hipobromito de sodio, (composto iónico), os seus ións se solvatarán e separarán

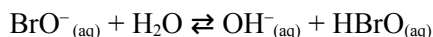


O ión sodio provén dunha base forte (o hidróxido de sodio), e o posible equilibrio.



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión hipobromito provén dun ácido débil (o ácido hipobromoso), e se hidroliza



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

Por que o ácido sulfúrico e o ácido nítrico son fortes, mentres o ácido hipobromoso é débil? Os hidróxenos dos ácidos están unidos aos osíxenos mediante un enlace covalente O–H, polarizado $\text{O}^- \leftarrow \text{H}^+$. Os outros osíxenos unidos ao átomo central (nos casos dos ácidos nítrico e sulfúrico) exercen un efecto indutivo que debilita o enlace OH, facendo que rompa máis facilmente, e a disociación é practicamente completa.

Por que os hidróxidos de sodio e potasio son bases fortes, mentres que o amoníaco é unha base débil? Os hidróxidos de sodio e potasio son compostos iónicos, que, ao disolverse en auga, liberan ións hidróxido, que, en disolución acuosa, é a base máis forte. O amoníaco é un composto cun par de electróns non enlazantes sobre o nitróxeno, que compite coa auga polos átomos de hidróxeno: só unha pequena parte das moléculas de amoníaco conseguen captar este hidróxeno:



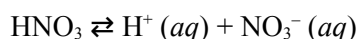
10. Ordene de maior a menor acidez as seguintes disolucións acuosas da mesma concentración: acetato de sodio[etanoato de sodio], ácido nítrico[trioxonitrato (V) de hidróxeno] e cloruro de potasio. Formule as ecuacións iónicas e xustifiquen a resposta.

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: $\text{HNO}_3 > \text{KCl} > \text{NaCH}_3\text{COO}$

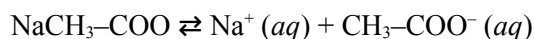
Solución:

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

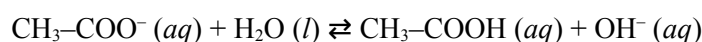


O cloruro de potasio é un sal neutra que procede dun ácido forte (HCl) e unha base forte (KOH). Os ións cloruro (Cl^-) e potasio (K^+) son especies débiles que non poden hidrolizar a auga.

O acetato de sodio é un sal que procede dunha base forte (NaOH) e un ácido débil (CH_3COOH). Disóciase totalmente en auga,



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



dando un pH básico.

11. Razoe que tipo de pH (ácido, neutro o básico) presentarán as seguintes disolucións acuosas de:
a) Acetato de sodio [etanoato de sodio]
b) Nitrato de amonio [trioxonitrato(V) de amonio]

(P.A.U. Set. 10)

Solución:

O nitrato de amonio terá carácter ácido.

Ao disolverse o nitrato de amonio, (composto iónico), os súas ións se solvatarán e separarán.

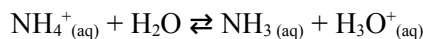


O ión nitrato vén dun ácido forte (o ácido nítrico), e o posible equilibrio



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

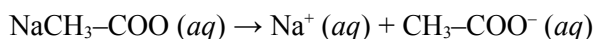
Pero o ión amonio provén dunha base débil (o amoníaco), e hidrolízase.



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

O acetato de sodio terá carácter básico.

Ao disolverse o acetato de sodio, (composto iónico), os seus ións se solvatarán e separarán



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 acetato provén dun ácido débil (o ácido acético), e se hidroliza



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

Por que o ácido nítrico é forte, mentres o ácido acético é débil? Os hidróxenos dos ácidos están unidos aos osíxenos mediante un enlace covalente O–H, polarizado $\text{O}^{\delta-} \leftarrow \text{H}^{\delta+}$. Os outros osíxenos unidos ao átomo central (no caso do ácido nítrico) exercen un efecto indutivo que debilita o enlace OH, facendo que rompa máis facilmente, e a disociación é practicamente completa mentres que no caso do ácido acético é moito máis feble, posto que só ten un osíxeno máis, e o seu efecto indutivo repártese entre os dous carbonos.

Por que o hidróxido de sodio é unha base forte, mentres que o amoníaco é unha base débil? O hidróxido de sodio é un composto iónico, que, ao disolverse en auga, libera ións hidróxido, que, en disolución acuosa, é a base máis forte. O amoníaco é un composto cun par de electróns non enlazantes sobre o nitróxeno, que compete coa auga polos átomos de hidróxeno: só unha pequena parte das moléculas de amoníaco conseguen captar este hidróxeno:



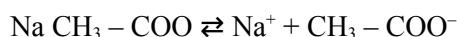
- 12. a) Ao disolver un sal en auga é posible que esta disolución teña pH básico?
b) Poña un exemplo dun sal cuxa disolución acuosa presente un pH ácido e un exemplo dun sal cuxa disolución acuosa sexa neutra. Razoe as respostas.**

(P.A.U. Set. 02)

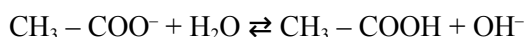
Rta.: a) Si; b) NH_4Cl ácido, NaCl neutro

Solución:

a) Un sal, electrólito forte, cando se dissolve en auga queda totalmente dissociado nos seus ións. Estes poden ou non interaccionar coa auga, dependendo da súa forza como ácidos ou bases. Se un dos ións é unha base máis forte que a auga, establecerase un equilibrio no que a auga actuará como ácido e dará lugar á súa base conxugada, o ión hidróxido OH^- . P. ex.:

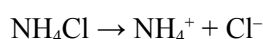


Como o ión $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ procede do ácido acético $\text{CH}_3\text{-COOH}$ que é un ácido débil, compórtase como unha base relativamente forte fronte ao auga

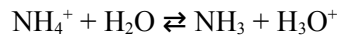


A concentración de ións hidróxido na disolución aumenta e o pH da disolución será básico.

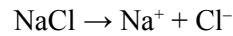
b) P. ex. o cloruro de amonio. Ao disolverse en auga produce:



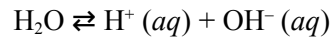
Como o ión NH_4^+ procede do hidróxido de amonio NH_4OH que é unha base débil, compórtase como un ácido relativamente forte fronte ao auga



A concentración de ións oxonio na disolución aumenta e o pH da disolución será ácido. O NaCl é un electrólito forte, que se disocia totalmente en;



Pero nin o ión sodio nin o ión cloruro reaccionan coa auga, (ambos proceden de especies fortes). As concentracións de protóns e ións hidróxido non cambian, son as mesmas que as do equilibrio de disociación da auga



e o pH da disolución será neutro.

13. Se queremos impedir a hidrólise que sofre o NH_4Cl en disolución acuosa indique, razoadamente, cal dos seguintes métodos será o máis eficaz:

- a) Engadir NaCl á disolución.
- b) Engadir NH_3 á disolución.

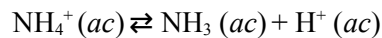
(P.A.U. Xuño 08)

Solución: b

O cloruro de amonio é un sal, electrolito, que está totalmente ionizado disolta en auga.



O ión amonio é o ácido conxugado do amoníaco, que é unha base débil. Xa que logo o ión amonio reacciona coa auga segundo o equilibrio de hidrólise:



A adición do ión cloruro non afecta a este equilibrio, pero si a adición de amoníaco, que despraza o equilibrio cara á formación de ión amonio. A constante de acidez do equilibrio só depende da temperatura e se esta non varía, é constante:

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

Se engadimos amoníaco, para que K_a manteña o seu valor, ten que diminuír a concentración de ións hidróxeno e aumentar a de ións amonio. O grao de hidrólise diminúe.

14. Cando se alcanza o punto de equivalencia nunha valoración ácido-base, explica razoadamente se cada unha das seguintes afirmacións é certa ou non:

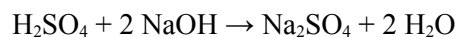
- a) O número de moles de ácido e de base que reaccionaron son iguais.
- b) O pH da disolución formada pode ser distinto de 7.
- c) Os volumes de ácido e de base consumidos son iguais.

(P.A.U. Xuño 99)

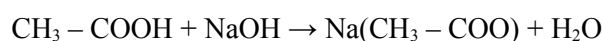
Rta.: a) F; b) V; c) F.

Solución:

a) Falso. Se, por exemplo, o ácido é sulfúrico e a base, hidróxido de sodio, cando se alcance o punto de equivalencia, reaccionarían o dobre de moles de hidróxido de sodio que de ácido sulfúrico:



b) Verdadeiro. Se o ácido é débil e a base forte, no punto de equivalencia só existirá o sal, cuxo pH será básico ($\text{pH} > 7$).



c) Falso. Se, por exemplo, o ácido é clorhídrico $1,00 \text{ mol/dm}^3$ e a base hidróxido de sodio $2,00 \text{ mol/dm}^3$, no punto de equivalencia reaccionarían os mesmos moles de clorhídrico que de hidróxido de sodio, pero o volume de clorhídrico será o dobre que o de disolución de hidróxido de sodio.

15. Defina brevemente o concepto de disolución reguladora e sinala entre os seguintes pares de sustancias, o ou os que formarán unha disolución reguladora:

- Ácido clorhídrico / cloruro de sodio.
- Ácido cianhídrico / cianuro de potasio.
- Ácido nítrico [trioxonitrato(V) de hidróxeno] / nitrato de amonio [trioxonitrato(V) de amonio].
- Hidróxido de amonio / cloruro de amonio.

Xustifique brevemente a resposta.

(P.A.U. Set. 00)

Rta.: a) F; b) V; c) F; d) V.

Solución:

Unha disolución reguladora é aquela que mantén o pH practicamente constante fronte á adición de pequenas cantidades de ácido ou base. Está formada por unha mestura dun ácido ou base débil e a súa especie conxugada. Entre os pares propostos, darían unha disolución reguladora

b) ácido cianhídrico (ácido débil) e cianuro de potasio, que contén a base conxugada (ión cianuro)

d) hidróxido de amonio (base débil) e cloruro de amonio, que contén o seu ácido conxugado (ión amonio).

LABORATORIO

1. Deséxanse preparar $2,0 \text{ dm}^3$ dunha disolución de ácido nítrico que teña $\text{pH} = 1,0$; partindo dun produto comercial que é do 69 % en peso, e densidade = $1,4 \text{ g/cm}^3$. Indica o procedemento que se debe seguir, describe o material que empregarías e realiza os cálculos necesarios.

(P.A.U. Set. 96)

Rta.: $\text{pH} = 1$; $[\text{HNO}_3] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$; $V = 13 \text{ cm}^3 D$

2. Explique detalladamente:

a) Como prepararía no laboratorio unha disolución de ácido clorhídrico de concentración 1 mol/dm^3 a partir de ácido clorhídrico de 38% en peso e densidade $1,19 \text{ g/cm}^3$.

b) Como valoraría esta disolución? Descríba o material empregado e realice os correspondentes cálculos.

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) $V = 40 \text{ cm}^3 D$ comercial / $500 \text{ cm}^3 D$ preparada. b) $V = 10 \text{ cm}^3 \text{ NaOH}$ / $10 \text{ cm}^3 D \text{ NaOH}$

Solución:

Cálculos: Para preparar por exemplo $500 \text{ cm}^3 (= 0,500 \text{ dm}^3)$ de disolución 1 mol/dm^3 de HCl que contén

$$n(\text{HCl}) = 1 [\text{mol HCl} / \text{dm}^3 D] \cdot 0,500 [\text{dm}^3 D] = 0,5 \text{ mol HCl}$$

Esa cantidade de ácido clorhídrico debe estar contida no volume V de clorhídrico comercial que hai que medir.

$$V = 0,5 \text{ mol HCl} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g D}}{38 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 D}{1,19 \text{ g D}} = 40 \text{ cm}^3 D (\text{disolución de HCl comercial})$$

Se aceptamos as cifras significativas do dato, a concentración da disolución é aproximada (1 mol/dm^3 enténdese que é $1 \pm 1 \text{ mol/dm}^3$), e utilizaríase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento para concentración aproximada: Mídense 40 cm^3 de disolución de clorhídrico comercial nunha probeta de 50 cm^3 , vértense noutra probeta de 500 cm^3 e complétase con auga ata os 500 cm^3 , procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea enrasado coa liña de medición. O contido pásase a un frasco con tapa, tápase, se voltea varias veces e se etiqueta: HCl 1 mol/dm^3 e a data)

Material: Probetas de 50 cm^3 (1) e de 500 cm^3 (1), frasco con tapa e etiquetas.

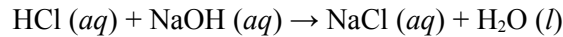
Se, doutra banda, supomos que os datos son máis precisos do que parecen, para preparar unha disolución 1,00 mol/dm³, o material sería de máis precisión e o procedemento sería outro.

Procedemento para concentración exacta: Énchese unha bureta de 50 cm³ con HCl comercial, por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 40,4 cm³ sobre un matraz aforado de 500 cm³ que contén auga ata a metade, e énchese o matraz aforado con auga ata cerca do enrase. As últimas pingas engádense cun contagotas ata que a parte inferior do menisco estea á altura da liña de enrase. Tápase o matraz aforado e se voltea varias veces para homoxeneizar. O contido pásase a un frasco e se etiqueta: HCl 1,00 mol/dm³ e a data)

Material: Bureta de 50 cm³ (1), matraz aforado de 500 cm³ (1), contagotas, frasco con tapa e etiquetas.

Para valorar a disolución 1 mol/dm³ de HCl empregaría unha disolución 1,00 mol/dm³ de NaOH.

A reacción axustada sería:



Cálculos previos á valoración: Para neutralizar 10,0 cm³ de HCl 1 mol/dm³ necesitaranse:

$$V = 10,0 \text{ cm}^3 D_{\text{HCl}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 D_{\text{HCl}}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{1000 \text{ cm}^3 D_{\text{NaOH}}}{1,00 \text{ mol NaOH}} = 10 \text{ cm}^3 D_{\text{NaOH}}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 10 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 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 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 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. 9,7 cm³). Agora déixase caer o HCl pinga a pinga mentres rota 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.

Cálculo da concentración da disolución de HCl:

Se os volumes medidos foron: 9,8; 9,9 e 10,0 cm³, o valor correcto será a media:

$$V = 9,9 \text{ cm}^3 D_{\text{NaOH}}$$

A concentración da disolución de HCl calcúlase da estequiometría da reacción:

$$[\text{HCl}] = \frac{9,9 \text{ cm}^3 D_{\text{NaOH}}}{10,0 \text{ cm}^3 D_{\text{HCl}}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1,00 \text{ dm}^3 D_{\text{NaOH}}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,99 \text{ mol HCl/dm}^3 D$$

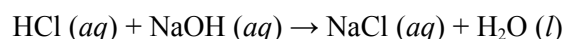
3.

- Que volume de disolución de concentración NaOH 0,1 mol/dm³ se necesita para neutralizar 10 mL de disolución de HCl de concentración 0,2 mol/dm³? Xustifique cal será o pH no punto de equivalencia.
- Descrba o procedemento experimental e nomee o material necesario para levar a cabo a valoración.

(P.A.U. Set. 12)

Solución:

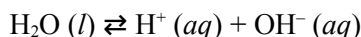
a) A reacción axustada é



Cálculos: Para neutralizar 10 cm³ de HCl 0,20 mol/dm³ necesitaranse:

$$V = 10 \text{ cm}^3 D_{\text{HCl}} \frac{0,20 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 D_{\text{HCl}}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{1000 \text{ cm}^3 D_{\text{NaOH}}}{0,10 \text{ mol NaOH}} = 20 \text{ cm}^3 D_{\text{NaOH}}$$

O pH no punto de equivalencia será 7, xa que teoricamente* todo o ácido foi neutralizado e só haberá cloruro de sodio disolto e auga. O produto iónico da auga é:



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

Cando non hai exceso de ácido nin de base, as concentracións dos ións hidróxeno e hidróxido son iguais

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

e a concentración de ións hidróxeno é:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,00 \times 10^{-14}} = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

polo que o $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 7,0$

(* Na práctica o indicador ácido-base vira arredor do punto de equivalencia cunha marxe de 1 unidade de pH, polo que si usamos o indicador adecuado, azul de bromotimol, só podemos dicir que o pH estará comprendido entre 6 e 8)

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 10 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 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 19 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 a cor do contido do erlenmeyer pase a azul. Anótase o volume de NaOH gastado (p. ex. 20,2 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 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. 19,7 cm³). Agora déixase caer o NaOH pinga a pinga mentres se imprime ao erlenmeyer un movemento de rotación, 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 10 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.

- 4. Explique como determinaría no laboratorio a concentración dunha disolución de ácido clorhídrico utilizando unha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,01 mol/dm³. Indique o material, procedemento e formulación dos cálculos.**

(P.A.U. Xuño 07)

Solución:

Énchese unha bureta de 25 cm³ coa disolución de HCl por encima do cero e ábrese a chave ata que a disolución alcance o cero.

Mídense con outra pipeta 10,00 cm³ de disolución de NaOH 0,01 mol/dm³. Pásanse a un matraz erlenmeyer e engádenselle dúas pingas de disolución de fenolftaleína. A disolución debe tomar unha cor rosa.

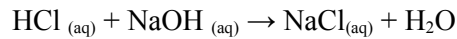
Colócase o erlenmeyer sobre un papel branco que resalte a cor rosa da disolución e colócase debaixo da bureta que contén o HCl. Ábrese a chave deixando caer o HCl no erlenmeyer en chorros e axítase ata que a cor rosa desapareza. Anótase o valor do volume de HCl gastado.

Tírase o contido do erlenmeyer e lávase. Vólvense a medir coa pipeta 10,00 cm³ do NaOH e vértense no erlenmeyer, engadíndolle dúas pingas de fenolftaleína. Vólvese a encher a bureta con HCl diluído eponse a cero.

Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata un cm³ menos que o volume gastado a primeira vez. Axítase o erlenmeyer e déixase gotear o clorhídrico, removendo continuamente, ata que a cor rosa desapareza. Anótase este valor como V₁.

Repítese o proceso outras dúas veces tomando volumes V₂ e V₃. Se os tres valores son o suficientemente próximos (±0,2 cm³) áchase o valor medio. Se non, desprézase o máis afastado e tómase a media dos outros dous. V_m.

A concentración do HCl calcúlase por estequiometría. Ao reaccionar o clorhídrico co hidróxido de sodio, mol a mol, a cantidade de clorhídrico que reacciona é a mesma que a do hidróxido de sodio



$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{V_m [\text{NaOH}]}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{V_m \cdot 0,01000}{0,01000 \text{ dm}^3} = V_m \text{ mol HCl/dm}^3 D$$

onde V_m é o volume medio gastado de clorhídrico en dm³.

5. Explica detalladamente como se obtería no laboratorio a concentración dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración aproximada 1 mol/dm³, empregando unha disolución de hidróxido de sodio de concentración exacta 0,01 mol/dm³. Nomea o material empregado e a forma de realizar os cálculos.

(P.A.U. Xuño 97)

Solución:

Primeiro dilúese cen veces a disolución de HCl. Mídense cunha pipeta 10,00 cm³ da disolución de HCl 1 mol/dm³ e bótanse nun matraz aforado de 1000 cm³. Engádese auga ata a marca do aforamento. Tápase e se voltea varias veces para homoxeneizar.

Échese por encima do cero unha bureta de 25 cm³ coa disolución diluída de HCl e ábrese a chave ata que a disolución alcance o cero.

Mídense con outra pipeta 10,00 cm³ de disolución de NaOH. Pásanse a un matraz erlenmeyer e engádenselle dúas pingas de disolución de fenolftaleína. A disolución debe tomar unha cor rosa.

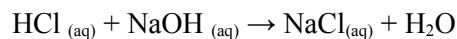
Colócase o erlenmeyer sobre un papel branco que resalte a cor rosa da disolución e colócase debaixo da bureta que contén o HCl. Ábrese a chave deixando caer o HCl no erlenmeyer en chorros e axítase ata que a cor rosa desapareza. Anótase o valor do volume de HCl gastado.

Tírase o contido do erlenmeyer e lávase. Vólvense a medir coa pipeta 10,00 cm³ do NaOH e vértense no erlenmeyer, engadíndolle dúas pingas de fenolftaleína. Vólvese a encher a bureta con HCl diluído eponse a cero.

Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata un cm³ menos que o volume gastado a primeira vez. Axítase o erlenmeyer e déixase gotear o clorhídrico, removendo continuamente, ata que a cor rosa desapareza. Anótase este valor como V₁.

Repítese o proceso outras dúas veces tomando volumes V₂ e V₃. Se os tres valores son o suficientemente próximos (±0,2 cm³) áchase o valor medio. Se non, desprézase o máis afastado e tómase a media dos outros dous. V_m.

A concentración do HCl diluído calcúlase por estequiometría. Ao reaccionar o clorhídrico co hidróxido de sodio, mol a mol, a cantidade de clorhídrico que reacciona é a mesma que a do hidróxido de sodio



$$[\text{HCl}]_{\text{dil}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{V_m [\text{NaOH}]}{V_{D\text{HCl}}} = \frac{V_m \cdot 0,01000}{0,01000 \text{ dm}^3} = V_m \text{ mol HCl/dm}^3 D$$

onde V_m é o volume medio gastado de clorhídrico en dm³.

Como o clorhídrico orixinal dilúese 100 veces, a concentración do clorhídrico 1 mol/dm³ será

$$[\text{HCl}]_1 = (100 \cdot V_m) \text{ mol HCl / dm}^3 D$$

6. No laboratorio realízase a valoración de 50,0 cm³ dunha disolución de NaOH e gastáronse 20,0 cm³ de HCl de concentración 0,10 mol/dm³.

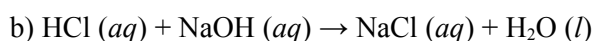
- a) Debuxa a montaxe experimental indicando nesta as substancias e o nome do material empregado
 b) Escriba a reacción química que ten lugar e calcule a molaridade da base.

(P.A.U. Set. 09)

Rta.: b) [NaOH] = 0,040 mol/dm³

Solución:

a) Mídese cunha pipeta de 20 cm³, 20 cm³ da disolución de NaOH e baléiranse nun matraz erlenmeyer de 250 cm³. Bótanse dúas pingas de disolución de fenolftaleína. Échese a bureta de 50 cm³ coa disolución de HCl por enriba do 0 e ábrese a chave ata que o pico da bureta quede cheo e o nivel do HCl estea en 0.



Cálculos:

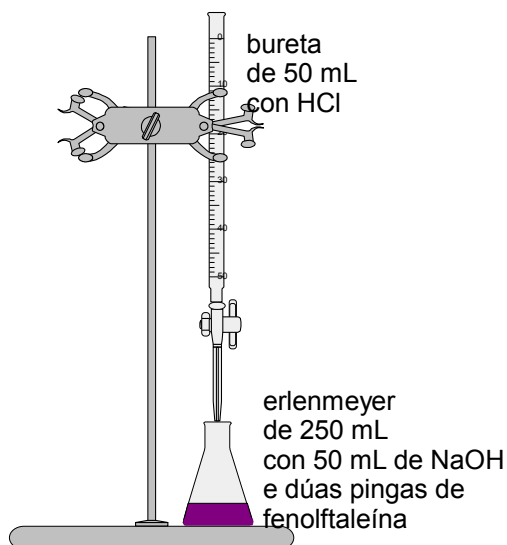
A molaridade (nome desaconsellado pola IUPAC) é a concentración do soluto en mol/dm³.

Cantidade de HCl

$$n(\text{HCl}) = 20 \times 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 0,10 \text{ mol HCl / dm}^3 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Cada mol de HCl reacciona cun mol de NaOH, polo que a cantidade de NaOH contida nos 50 cm³ de disolución é a mesma, e a concentración de NaOH é:

$$[\text{NaOH}] = \frac{2,0 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{50 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,040 \text{ mol NaOH / dm}^3$$



7. Na valoración de 20,0 mL dunha disolución de ácido clorhídrico gastáronse 18,1 mL dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,125 mol/dm³.

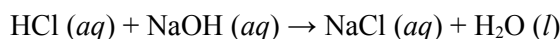
- a) Calcule a concentración da disolución do ácido indicando a reacción que ten lugar.
 b) Indique o material e reactivos necesarios, así como o procedemento para levar a cabo a valoración.

(P.A.U. Set. 13)

Rta.: a) [HCl] = 0,0013 mol/dm³

Solución:

a) A reacción axustada é



Cálculos: Si gastáronse 18,1 mL de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,125 mol/dm³ la cantidade de hidróxido de sodio que reacciona é:

$$n(\text{NaOH}) = 18,1 \text{ cm}^3 \cdot 0,125 \text{ mol NaOH / 1000 cm}^3 = 2,26 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

A cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 2,26 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,26 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

E a concentración da disolución de HCl é

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

Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 20 cm³ mídense 20,0 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 NaOH de concentración 0,125 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 el 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 a cor do contido do erlenmeyer pase a azul. Anótase o volume de NaOH gastado (p. ex. 18,5 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 azul de bromotimol. 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 NaOH pinga a pinga mentres se imprime ao erlenmeyer un movemento de rotación, 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 20 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.

8. a) Para a valoración de 10,0 cm³ de disolución de hidróxido de sodio realizáronse tres experiencias nas que os volumes gastados dunha disolución de HCl de concentración 0,1 mol/dm³ foron de 9,8; 9,7 e 9,9 cm³, respectivamente, que concentración ten a disolución da base?
b) Indique o procedemento seguido e describa o material utilizado na devandita valoración.

(P.A.U. Set. 10)

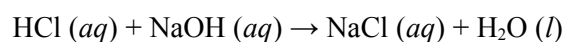
Solución:

Cálculo da concentración da disolución de NaOH:

Se os volumes medidos da disolución de HCl foron: 9,8; 9,7 e 9,9 cm³, o valor correcto será a media:

$$V = 9,8 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}$$

A concentración da disolución de NaOH calcúlase da estequiometría da reacción:



A cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 9,8 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{0,10 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} = 9,8 \times 10^{-4} \text{ mol HCl}$$

A cantidade de hidróxido de sodio que reacciona é:

$$n(\text{NaOH}) = 9,8 \times 10^{-4} \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 9,8 \times 10^{-4} \text{ mol NaOH}$$

E a concentración da disolución de hidróxido de sodio é:

$$[\text{NaOH}] = \frac{9,8 \times 10^{-4} \text{ mol NaOH}}{10,0 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,098 \text{ mol NaOH/dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 10 cm³ de disolución de NaOH 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 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 9 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 o color do contido do erlenmeyer desapareza. Anótase o volume de HCl gastado (p. ex. 10,2 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con HCl ata o

cero. Mídense outros 10 cm³ de NaOH 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 HCl pinga a pinga mentres faise rotar 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: 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.

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 aforamento. Énchese ao aspirar cunha especie de xeringa cando a boca inferior máis estreita está somerxida 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.

9. Para que serve un matraz erlenmeyer? E un matraz kitasato? E unha bureta? E unha pipeta? Fai un debuxo esquemático de cada un. Do material citado anteriormente, cal utilizarías e como o empregarías nunha valoración? Explica cun exemplo.

(P.A.U. Xuño 99)

10. Explica como determinarías no laboratorio a concentración dunha disolución básica problema por medida dos volumes empregados do ácido e da base. Indica o material empregado e o procedemento seguido.

(P.A.U. Set. 99)

11. a) Dispomos no laboratorio dun frasco que contén unha disolución de NaOH de concentración 0,1 mol/dm³ que quedou destapada durante 30 días. Esta disolución preparámola a partir de NaOH comercial, en lentellas, que tamén temos no laboratorio nun frasco perfectamente pechado. Poderemos considerar correcta a concentración da disolución de NaOH? Por que?

b) No caso de querer valorar a disolución, describe o material, reactivos e procedemento para iso.

(P.A.U. Xuño 00)

12. Dispomos de 20 cm³ dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,1 mol/dm³, que se neutralizan exactamente con 10 cm³ de hidróxido de sodio de concentración descoñecida. Determine a concentración da base describindo con detalle, o material, indicador e as operacións a realizar no laboratorio.

(P.A.U. Xuño 04)

13. Explique detalladamente (material e procedemento) como se poden recoñecer ácidos e bases no laboratorio.

(P.A.U. Set. 00 e Set. 04)

Solución:

Material: gradiña con tubos de ensaio, variña de vidro, vaso de precipitados.

1. Mediante papel indicador de pH universal. Disólvese a sustancia en auga e, cunha variña de vidro tómase unha pinga e tócase un anaco de papel indicador de pH universal. Se o pH é inferior a 7 o pH será ácido. Se o pH é superior a 7 o pH será básico.

2. Con tintura de tornasol. Disólvese a sustancia en auga e ponse unha mostra duns 5 cm³ nun tubo de ensaio. Engádense dúas pingas de tintura de tornasol. Tómase cor vermella (pH<6) a sustancia é aceda e se é azul (pH>8) a sustancia é básica.

Para preparar a disolución, vértese a sustancia nun vaso de precipitados que conteña auga e revólvese cunha variña de vidro.

14. Indique os procedementos que utilizou no laboratorio para medir o pH das disolucións, sinalando as características de cada un. Cite algún exemplo do emprego de indicadores explicando o por que do seu cambio de cor.

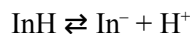
(P.A.U. Xuño 05)

Solución:

Con indicadores ácido-base como a fenolftaleína ou o tornasol ou o alaranxado de metilo, que adoptan distinta cor segundo o pH. Por exemplo a fenolftaleína é incolora a $\text{pH} < 8$ pero toma unha cor rosa intenso se o $\text{pH} > 10$

Con papel indicador universal, que vai dunha cor vermella intenso a $\text{pH} = 1$ ata cor azul escuro para $\text{pH} > 11$. Cun pHmetro, que consta dunha sonda que se introduce na disolución conectada a un indicador cunha pantalla dixital na que aparece o valor do pH. O pH calíbrase previamente en disolucións reguladoras de pH constante 4 e 7.

Un indicador é unha especie aceda ou base débil na que a forma ionizada ten distinta cor que a forma neutra. Supondo un indicador ácido, o equilibrio será:



incoloro rosa

Nun medio ácido, con altas concentracións de ións H^+ , o equilibrio desprázase cara á forma molecular incolora, pero no medio básico o equilibrio desprázase cara á forma coloreada disociada.

Adóitase notar diferenza de cor cando a concentración dunha das formas é unhas 10 veces maior que a outra, polo que o cambio de cor non é brusco senón que ocorre nun intervalo de viraxe que adoita ser de 2 unidades de pH.