

Ácido base

◇ PROBLEMAS

● Ácido ou base débil

1. Unha disolución acuosa contén 0,1 moles por litro de ácido acético (ácido etanoico).
- Escribe a reacción de disociación e calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio.
 - Calcula o pH da disolución e o grao de ionización do ácido.
- Dato: $K_a(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. (P.A.U. set. 15, set. 08)
- Rta.:** a) $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 0,00133 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,099 \text{ mol/dm}^3$; b) $\text{pH} = 2,88$; $\alpha = 1,33 \%$.

Datos

Concentración de ácido acético

Constante de acidez

Incógnitas

Concentración de ión acetato

pH da disolución

Grao de disociación

Outros símbolos

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

Cantidade de substancia disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

Ecuacións

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

pH

pOH

Grao de disociación

Cifras significativas: 3

$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$

$[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e$

pH

α

x

n_d

n_0

$[\text{X}]$

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

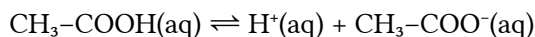
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

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

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

Solución:

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



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

		$\text{CH}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,100		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,100 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

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

Substituíndo as concentracións no equilibrio:

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

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

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

que dá:

$$x \approx \sqrt{0,100 \cdot 1,80 \cdot 10^{-5}} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Ao calcular o grao de disociación:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,013 \approx 1,33 \%$$

vese que é desprezable polo que a solución é aceptable.

$$[\text{H}^+]_e = [\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = x = 0,00133 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_e = 0,100 - 0,00133 = 0,099 \text{ mol/dm}^3$$

b) Calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,33 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

2. A anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$) é unha base de carácter débil cunha $K_b = 4,1 \cdot 10^{-10}$. Calcula:

a) O pH dunha disolución acuosa de concentración 0,10 mol/dm³ de anilina.

b) O valor da constante de acidez do ácido conxugado da anilina.

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

(P.A.U. xuño 15)

Rta.: a) pH = 8,81; b) $K_a = 2,4 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Concentración da disolución de anilina

Constante de basicidade da anilina

Produto iónico da auga

Cifras significativas: 3

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_0 = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_b = 4,10 \cdot 10^{-10}$$

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

Incógnitas

pH da disolución

pH

Constante de acidez do ácido conxugado da anilina

K_a

Outros símbolos

Disolución

D

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

x

Cantidade da substancia X

$n(X)$

Cantidade disociada

n_d

Cantidade inicial

n_0

Concentración da substancia X

$[X]$

Ecuacións

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

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

Ecuacións

pH

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

pOH

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

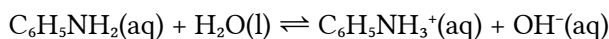
Produto iónico da auga

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

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

Solución:

a) Como a anilina é unha base débil, disociarse en auga segundo a ecuación:



		$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,100		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	x		x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,100 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de basicidade K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,100 - x)} = 4,10 \cdot 10^{-10}$$

Se, en primeira aproximación, considérase desprezable x fronte a 0,100, a ecuación redúcese a:

$$x = \sqrt{0,100 \cdot 4,10 \cdot 10^{-10}} = 6,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con 0,100 é desprezable.

$$[\text{OH}^-]_e = x = 6,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$$

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



resulta máis sinxelo calcular o pH da relación:

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

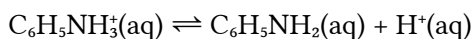
que se obtén da anterior sen máis que aplicar logaritmos e usar as definicións de pH e pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(6,40 \cdot 10^{-6}) = 5,19$$

$$\text{pH} = 14,00 - 5,19 = 8,81$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se a anilina fose unha base forte, o pH dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ sería pH $\approx 14 + \log 0,1 = 13$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

b) O ácido conxugado da anilina é un ácido porque en disolución acuosa cedería hidroxenións á auga:



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

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e}$$

Se se multiplica a constante de basicidade da anilina pola constante de acidez do seu ácido conxugado obtense:

$$K_b \cdot K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e} \cdot \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e} = [\text{OH}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e = K_w$$

A constante de ionización da auga que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{4,10 \cdot 10^{-10}} = 2,44 \cdot 10^{-5}$$

3. a) Que concentración debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu pH sexa de 10,35?
b) Cal será o grao de disociación do amoníaco na disolución?

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

(P.A.U. set. 13)

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

Datos

pH da disolución de amoníaco

Constante de basicidade do NH_3

Produto iónico da auga

Incógnitas

Concentración da disolución de amoníaco

Grao de disociación do NH_3 na disolución

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da substancia X

Cantidade disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

Ecuacións

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

Cifras significativas: 3

pH = 10,35

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

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

$[\text{NH}_3]_0$

α

D

x

$n(\text{X})$

n_d

n_0

$[\text{X}]$

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

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

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

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

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

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

Solución:

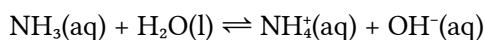
a) A partir do pH podemos calcular o pOH:

$$\text{pOH} = 14,00 - \text{pH} = 14,00 - 10,35 = 3,65$$

e de aquí, a concentración de ións hidróxido no equilibrio.

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

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



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

		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	c_0		0	0	mol/dm^3

		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_d$	Concentración dissociada ou formada	x		x	x	mol/dm^3
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$c_0 - x$		x	$2,24 \cdot 10^{-4}$	mol/dm^3

queda que:

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

A constante de equilibrio K_b é:

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

Despexando c_0 :

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

b) O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{2,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{3,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3} = 0,073 \approx 7,37 \%$$

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

4. Unha disolución acuosa de ácido fluorhídrico de concentración $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ está disociada nun 40 %. Calcula:

- a) A constante de acidez.
b) O pH e a concentración de ións hidróxido $[\text{OH}^-]$ da disolución.

(P.A.U. xuño 13)

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

Datos

Concentración da disolución de ácido fluorhídrico

Grao de ionización do HF na disolución

Produto iónico da auga

Incógnitas

Constante de acidez do HF

pH da disolución

Concentración dos ións hidróxido no equilibrio

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da substancia X

Cantidade disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

Ecuacións

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

pH

Cifras significativas: 3

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

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

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

K_a

pH

$[\text{OH}^-]_e$

D

x

$n(\text{X})$

n_d

n_0

$[\text{X}]$

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

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

Ecuacións

pOH

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

Produto iónico da auga

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

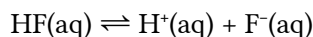
$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

Grao de disociación

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

Solución:

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



O grao de disociación α é:

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

Do grao de ionización calcúlase a concentración de ácido fluorhídrico disociado:

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

polo que a concentración do ácido fluorhídrico no equilibrio é:

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

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

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

A constante de equilibrio K_a é:

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

b) O pH valerá:

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

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

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

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

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

a) Calcula o pH desta disolución.

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

Dato: $K_b(NH_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$.

(P.A.U. set. 11)

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

Datos

Concentración da disolución de amoníaco

Cifras significativas: 3

$$[NH_3]_0 = 6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Constante de basicidade do NH_3

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

Produto iónico da auga

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

Incógnitas

pH da disolución	pH
Grao de disociación do NH_3 na disolución	α

Outros símbolos

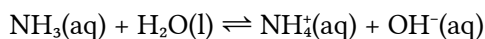
Disolución	D
Concentración (mol/dm^3) de base débil que se disocia	x
Cantidade da substancia X	$n(\text{X})$
Cantidade disociada	n_d
Cantidade inicial	n_0
Concentración da substancia X	$[\text{X}]$

Ecuacións

Constante de basicidade da base: $\text{B}(\text{OH})_b(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}^{b+}(\text{aq}) + b \text{OH}^-(\text{aq})$	$K_b = \frac{[\text{B}^{b+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^b}{[\text{B}(\text{OH})_b]_e}$
pH	$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
pOH	$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
Produto iónico da auga	$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$ $\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14,00$
Grao de disociación	$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[\text{s}]_d}{[\text{s}]_0}$

Solución:

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



		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	$6,50 \cdot 10^{-2}$		0	0	mol/dm^3
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	x		x	x	mol/dm^3
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$6,50 \cdot 10^{-2} - x$		x	x	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_b é:

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

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

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

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

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

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

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.

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

$$\text{pH} = 14,00 - 2,97 = 11,03$$

Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx 14,00 + \log 6,50 \cdot 10^{-2} = 12,8$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

b) O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{6,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3} = 0,0165 = 1,65 \%$$

6. Unha disolución de amoníaco de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ está ionizada nun 4,2 %.

- Escrebe a reacción de disociación e calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio.
- Calcula o pH e a K_b do amoníaco.

(P.A.U. xuño 11)

Rta.: a) $[\text{NH}_3]_e = 0,0096 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{OH}^-]_e = [\text{NH}_4^+]_e = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$; b) $\text{pH} = 10,6$; $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Concentración da disolución de amoníaco

Grao de ionización do NH_3 na disolución

Produto iónico da auga

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Concentración de cada unha das especies presentes na disolución

pH da disolución

Constante de basicidade do NH_3

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

pH

K_b

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da substancia X

Cantidade disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

D

x

$n(X)$

n_d

n_0

$[X]$

Ecuacións

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

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

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

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

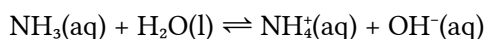
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

Solución:

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



O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0}$$

Do grao de ionización calcúlase a concentración de amoníaco disociado:

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

polo que a concentración do amoníaco no equilibrio é:

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

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

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

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

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

b) O pH valerá:

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

A constante de equilibrio K_b é:

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

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

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

a) O grao de disociación do amoníaco na disolución.

b) O pH da devandita disolución.

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

(P.A.U. xuño 10)

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

Datos

Gas: Volume

Presión

Temperatura

Volume da disolución

Constante de basicidade do NH₃

Constante dos gases ideais

Produto iónico da auga

Incógnitas

Grao de disociación do NH₃ na disolución

pH da disolución

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da substancia X

Cifras significativas: 3

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

$$p = 202,6 \text{ Pa} = 2,026 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$$

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

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

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

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

α

pH

D

x

n(X)

Outros símbolos

Cantidade dissociada

 n_d

Cantidade inicial

 n_0

Concentración da substancia X

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

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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

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

De estado dos gases ideais

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

Grao de disociación

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

Solución:

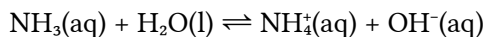
a) Supoñendo comportamento ideal para o gas amoníaco:

$$n(NH_3) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,026 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,020 \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 283 \text{ K}} = 1,72 \text{ mol } NH_3(g)$$

A concentración da disolución será:

$$[NH_3] = \frac{n(NH_3)}{V_D} = \frac{1,72 \text{ mol } NH_3}{4,50 \text{ dm}^3} = 0,382 \text{ mol/dm}^3$$

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



		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,382		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración dissociada ou formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,382 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e \cdot [OH^-]_e}{[NH_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,382 - x)} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

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

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

que, comparada con 0,382 é desprezable.

O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{[NH_3]_d}{[NH_3]_0} = \frac{2,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,382 \text{ mol/dm}^3} = 6,82 \cdot 10^{-3} = 0,68 \%$$

Análise: O grao de disociación é moi pequeno, polo que a aproximación feita para calcular a concentración dissociada é aceptable. Tamén é compatible co dato de que o amoníaco é unha base débil e, por tanto, debilmente dissociada.

b)

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

Aínda que se pode calcular a $[H^+]$ a partir do equilibrio de ionización da auga:



resulta máis sinxelo calcular o pH da relación:

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

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

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

$$pH = 14,00 - 2,58 = 11,42$$

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 $pH \approx 14,00 + \log 0,5 \approx 13,3$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.

8. Se se disolven 0,650 g dun ácido orgánico monoprótico de carácter débil de fórmula $HC_9H_7O_4$ nun vaso con auga ata completar 250 cm^3 de disolución, indica:

- a) O pH desta disolución.
b) O grao de disociación do ácido.

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

(P.A.U. xuño 08)

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

Datos

Masa de ácido $HC_9H_7O_4$

Volume de disolución

Constante de acidez

Masa molar do ácido $HC_9H_7O_4$

Cifras significativas: 3

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

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

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

$$M(HC_9H_7O_4) = 180 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

pH da disolución

pH

Grao de disociación

α

Outros símbolos

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

x

Cantidade de substancia disociada

n_d

Cantidade inicial

n_0

Concentración da substancia X

$[X]$

Ecuacións

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

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

pH

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

pOH

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

Grao de disociación

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

Solución:

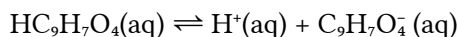
- a) A cantidade de ácido que hai en 250 cm^3 de disolución é:

$$n_0(HC_9H_7O_4) = 0,650 \text{ g } HC_9H_7O_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } HC_9H_7O_4}{180 \text{ g } HC_9H_7O_4} = 3,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol } HC_9H_7O_4$$

polo que a concentración da disolución é:

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

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



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

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

A constante de equilibrio K_a é:

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

Substituíndo as concentracións no equilibrio:

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

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

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

que dá:

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

Pero ao calcular o grao de disociación:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{2,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,0144 \text{ mol/dm}^3} = 0,15 = 15 \%$$

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

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

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

Calcúlase o pH:

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

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

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,144 \text{ mol/dm}^3} = 0,140 = 14,0 \%$$

9. 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 ionízase ao 1,5 %, calcula:

- a) A constante de ionización do ácido.
b) O pH da disolución.

(P.A.U. set. 06)

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

Datos

Cantidade (moles) de ácido monoprotónico

Volume da disolución

Grao de disociación do ácido

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Constante de ionización do ácido

 K_a

pH da disolución

pH

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

Cantidade de substancia disociada

 n_d

Cantidade inicial

 n_0

Concentración da substancia X

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

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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

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

Solución:

a) A concentración molar inicial do ácido é, supoñendo que o volume de disolución é o mesmo que o de auga:

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

O grao de disociación α é: $\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$

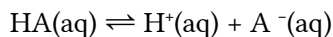
Do grao de ionización calcúlase a cantidade de ácido disociado:

$$n_d(HA) = \alpha \cdot n_0(HA) = \frac{1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol HA disoc.}}{1 \text{ mol HA inic.}} \cdot 0,100 \text{ mol HA inic.} = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol HA disoc.}$$

cunha concentración:

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

A ecuación é:



		HA	\rightleftharpoons	H^+	A^-	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,400		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración disociada ou formada	$6,00 \cdot 10^{-3}$	\rightarrow	$6,00 \cdot 10^{-3}$	$6,00 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,400 - 6,00 \cdot 10^{-3} = 0,394$		$6,00 \cdot 10^{-3}$	$6,00 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³

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

b)

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

10. 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) Calcula a constante de acidez, K_a , do ácido acético.

(P.A.U. xuño 06)

Rta.: a) $[H^+]_e = 0,01 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Cantidade de ácido acético

Volume de disolución

pH da disolución

Cifras significativas: 2 $n(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 0,30 \text{ mol}$ $V = 0,050 \text{ dm}^3 = 0,050 \text{ dm}^3$

pH = 2,00

Incógnitas

Concentración de ións hidróxeno

 $[H^+]_e$

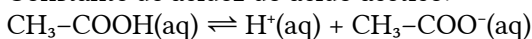
Constante de acidez do ácido acético

 K_a **Outros símbolos**

Concentración da substancia X

 $[X]$ **Ecuacións**

Constante de acidez do ácido acético:



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

pH

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

Solución:

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

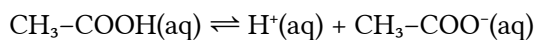
$$2,00 = -\log[H^+]$$

$$[H^+]_e = 10^{-2,00} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

- b) A concentración inicial (antes de dissociarse) de ácido acético é:

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{V} = \frac{0,30 \text{ mol CH}_3\text{-COOH}}{0,050 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 6,0 \text{ mol CH}_3\text{COOH/dm}^3 \text{ D}$$

Da estequiometría da reacción de disociación:



dedúcese que a concentración de ácido acético dissociado $[\text{CH}_3\text{-COOH}]_d$ é a mesma que a de ións hidróxeno producidos $[H^+]_e$ e a de ións acetato $[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e$.

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_d = [H^+]_e = [\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

Escribindo nunha táboa as concentracións de cada especie:

		$\text{CH}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
$[X]_0$	Concentración inicial	6,0		≈ 0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración dissociada ou formada	0,010	\rightarrow	0,010	0,010	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$6,0 - 0,010 = 6,0$		0,010	0,010	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e \cdot [H^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e} = \frac{0,010 \cdot 0,010}{6,0} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

11. A 25 °C o grao de disociación dunha disolución de concentración 0,2 mol/dm³ de ácido acético [ácido etanoico] vale 0,0095. Calcula:
- A concentración de ións acetato [ións etanoato], hidroxenións e ións hidroxilo no equilibrio.
 - O pH.
 - A constante de disociación do ácido acético.

(P.A.U. set. 05)

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

Datos

Temperatura

Concentración de ácido etanoico

Grao de disociación do ácido etanoico

Incógnitas

Concentracións dos ións

pH da disolución

Constante de acidez

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

Cantidade de substancia disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

EcuaciónsConstante 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: 2 $T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$ $[CH_3-COOH]_0 = 0,20 \text{ mol/dm}^3$ $\alpha = 0,0095 = 9,5 \cdot 10^{-3}$ $[CH_3-COO^-]_e, [H^+]_e, [OH^-]_e$

pH

 K_a x n_d n_0 $[X]$

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

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

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

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

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

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

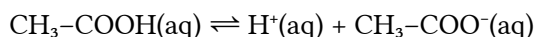
Solución:

a) e b) Disociáronse:

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

$$= 9,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ disoc.}}{\text{mol } CH_3-COOH \text{ inic.}} \cdot 0,20 \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol } CH_3-COOH \text{ disoc.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Como o ácido etanoico é un ácido débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



		CH_3-COOH	\rightleftharpoons	H^+	CH_3-COO^-	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,20		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración disociada ou formada	$2,0 \cdot 10^{-3}$	\rightarrow	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,20 - 2,0 \cdot 10^{-3} = 0,20$		$2,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³

As concentracións de ións acetato e hidroxenións sácanse da táboa:

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

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

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

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

Primeiro calcúlase o pH:

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

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

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

c) A constante de equilibrio K_a é:

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

Análise: No caso de empregarse máis cifras significativas, o valor da constante sería $1,82 \cdot 10^{-5}$ máis semellante ao valor tabulado.

● Mesturas ácido base

- Dado un ácido débil monoprotónico de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ e sabendo que se ioniza nun 13 %, calcula:
 - A constante de ionización.
 - O pH da disolución.
 - Que volume de disolución de concentración $0,02 \text{ mol/dm}^3$ de hidróxido de sodio serán necesarios para neutralizar completamente 10 cm^3 da disolución do ácido anterior?

(P.A.U. xuño 04)

Rta.: a) $K_a = 1,9 \cdot 10^{-4}$; 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

Incógnitas

pH da disolución

Constante de acidez

Volume de NaOH que neutralizan 10 cm^3 da disolución do ácido

Outros símbolos

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

Cantidade de ácido dissociado

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

Ecuacións

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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

pH

K_a

V

x

n_d

n_0

[X]

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

Ecuacións

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

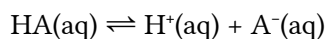
$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

Solución:

a) Disociáronse:

$$[\text{HA}]_d = \alpha \cdot [\text{HA}]_0 = 0,130 \frac{\text{mol HA disoc.}}{\text{mol HA inic.}} \cdot 0,010 \frac{\text{mol HA inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 1,30 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol HA disoc.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Un ácido débil monoprótico disociarase en auga segundo a ecuación:



		HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	0,0100		0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada ou formada	1,30·10 ⁻³		1,30·10 ⁻³	1,30·10 ⁻³	mol/dm ³
[X] _e	Concentración no equilibrio	0,0100 – 1,30·10 ⁻³ = 0,0087		1,30·10 ⁻³	1,30·10 ⁻³	mol/dm ³

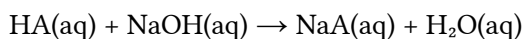
A constante de equilibrio K_a é:

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

b)

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

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

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

$$V = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D HA} \cdot \frac{0,010 \text{ mol HA}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D NaOH}}{0,020 \text{ mol NaOH}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D NaOH}$$

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

◇ CUESTIÓNS

1. No laboratorio dispónse de tres vasos de precipitados (A B e C) que conteñen 50 cm³ de disolucións acuosas da mesma concentración, a unha temperatura de 25 °C. Un dos vasos contén unha disolución de HCl, outro contén unha disolución de KCl e o terceiro contén unha disolución de CH₃CH₂COOH. Coa información que se indica na táboa identifique o contido de cada vaso e xustifique a resposta.
(P.A.U. set. 16)

Vaso de precipitados	A	B	C
pH	7,0	1,5	4,0

Solución:A é KCl, B é HCl e C é CH₃CH₂COOH

HCl: O ácido clorhídrico é un ácido forte e está totalmente dissociado. O seu pH será ácido (<7).

CH₃CH₂COOH: O ácido propanoico tamén ten un pH ácido, pero como é un ácido débil, o seu pH será menos ácido que o do HCl.

KCl: O cloruro de potasio é un sal neutro, que procede dun ácido forte e dunha base forte. O seu pH será neutro (7).

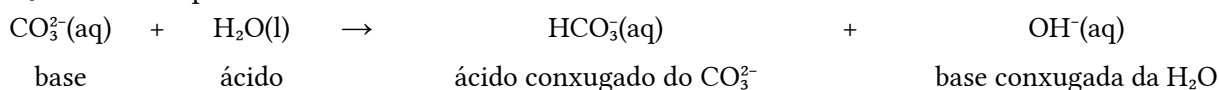
2. b) Utilizando a teoría de Brönsted e Lowry, xustifica o carácter ácido, básico ou neutro das disolucións acuosas das seguintes especies: CO₃²⁻; HCl e NH₄⁺, identificando os pares conxugados ácido-base. (P.A.U. xuño 16)

Solución:

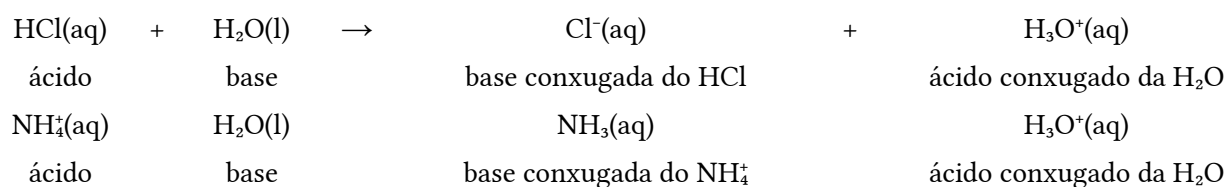
b) Na definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

A súa reacción cunha substancia anfótera como a auga sería:

CO₃²⁻: básica. Acepta ións hidróxeno.

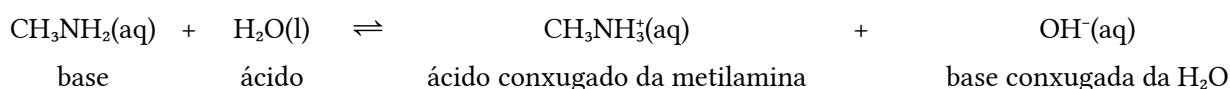


HCl e NH₄⁺: ácidos. Ceden ións hidróxeno.



3. b) A metilamina en disolución acuosa compórtase como unha base débil, de forma similar ao amoníaco. Escribe a reacción e indica os pares ácido/base conxugados. (P.A.U. xuño 15)

Solución:



4. Razoa que tipo de pH (ácido, neutro o básico) presentarán as seguintes disolucións acuosas de:

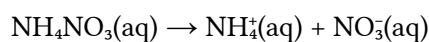
- a) Acetato de sodio [etanoato de sodio]
b) Nitrato de amonio.

(P.A.U. xuño 15, set. 10)

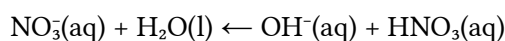
Solución:

O nitrato de amonio terá carácter ácido.

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

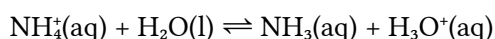


O ión nitrato provén dun ácido forte (o ácido nítrico), e o posible equilibrio



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

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



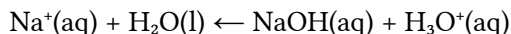
Este equilibrio produce exceso de ións oxonio, o que confire á disolución un carácter ácido.

O acetato de sodio terá carácter básico.

Ao disolverse o acetato de sodio (compuesto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse:

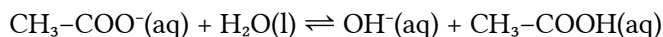


O ión sodio provén dunha base forte (o hidróxido de sodio), e o posible equilibrio.



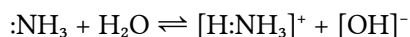
está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión acetato provén dun ácido débil (o ácido acético), e hidrolízase:



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 dos ácidos 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 débil, 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 compite coa auga os polos átomos de hidróxeno: só unha pequena parte das moléculas de amoníaco conseguen captar este hidróxeno:



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

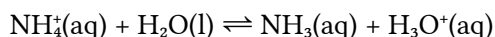
(P.A.U. set. 14)

Solución:

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



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



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

6. a) Os valores de K_a de dous ácidos monoproticos HA e HB son $1,2 \cdot 10^{-6}$ e $7,9 \cdot 10^{-9}$, respectivamente. Razoa cal dos dous ácidos é o máis forte.

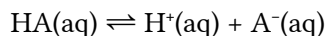
(P.A.U. set. 14)

Solución:

- a) O ácido máis forte é HA.

A forza dun ácido mídese polo seu grao de disociación α que depende da constante de acidez.

Así, para un ácido HA que se disocia:



a constante de acidez é:

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

O grao de disociación α é a fracción de ácido que se disociou:

$$\alpha = \frac{[\text{HA}]_d}{[\text{HA}]_0} = \frac{[\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_0}$$

Se supoñemos que a concentración inicial de ácido é c_0 , pódese escribir:

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

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

Vese que a maior valor da constante de acidez K_a , maior será o grao de disociación α .

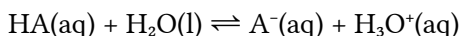
7. Xustifica se esta afirmación é correcta:

- a) O produto da constante de ionización dun ácido e a constante de ionización da súa base conxugada é igual á constante do produto iónico da auga.

(P.A.U. xuño 14)

Solución:

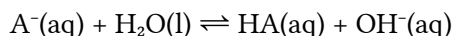
a) Verdadeira. Cando un ácido HA débil disólvese en auga, ionízase parcialmente en ións A⁻ e H⁺. O ión hidróxeno únese a unha molécula de auga para formar o ión oxonio H₃O⁺.



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

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

A base conxugada, segundo a teoría de Brönsted e Lowry, é o ión 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

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

Se multiplicamos ambas as constantes, obtemos

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

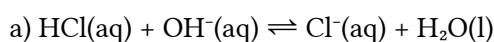
a constante de ionización da auga que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

8. Completa as seguintes reaccións ácido-base e identifica os pares conxugados ácido-base:

- a) $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons$ c) $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$
 b) $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$ d) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons$

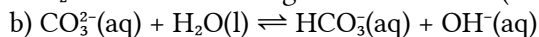
(P.A.U. set. 13)

Solución:



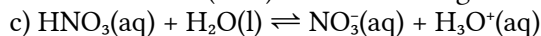
O ión cloruro Cl⁻ é a base conxugada do ácido clorhídrico HCl.

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



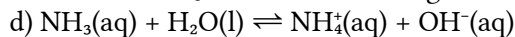
O ión hidroxenocarbonato HCO_3^- é o ácido conxugado da base CO_3^{2-} (ión carbonato).

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).

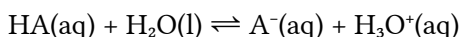
9. Para unha disolución acuosa dun ácido HA de $K_a = 1 \cdot 10^{-5}$, xustifica se son verdadeiras ou falsas as seguintes afirmacións:

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

(P.A.U. set. 12)

Solución:

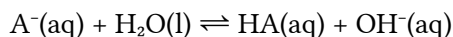
a) Falsa. Cando un ácido HA débil disólvese en auga, ionízase parcialmente en ións A^- e H^+ . O ión hidróxeno únese a unha molécula de auga para formar o ión oxonio H_3O^+ .



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

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

A base conxugada, segundo a teoría de Brönsted e Lowry, é o ión 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

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

Se multiplicamos ambas as constantes, obtemos

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

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

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

que é menor.

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

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

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

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

A concentración (x) de ácido débil disociado pode calcularse a partir da constante de acidez:

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

A concentración (x) de ácido débil disociado é desprezable fronte á concentración 0,1 mol/dm³, $x \ll 0,1$.

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

O grao de disociación valería:

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

Se se dilúe á cuarta parte, $[HA]_0' = 0,1 / 4 = 0,025 \text{ mol/dm}^3$. A nova concentración (x') de ácido débil disociado sería:

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

O novo grao de disociación sería:

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

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

Pódese demostrar no caso xeral.

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

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

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

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

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

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

Vese que o grao de disociación aumenta canto menor sexa a concentración inicial do ácido.

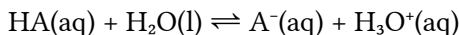
10. Razoa se as seguintes afirmacións, referidas a unha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ dun ácido débil HA, son correctas.

- As concentracións no equilibrio das especies A⁻ e H₃O⁺ son iguais.
- O pH da disolución é 1.

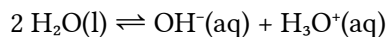
(P.A.U. xuño 12)

Solución:

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

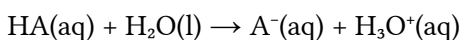


Da estequiometría da reacción vese que as cantidades dos ións A^- e H_3O^+ no equilibrio son as mesmas. Pero ademais deste proceso de disociación tamén ocorre a disociación da auga:



que tamén produce ións oxonio, aínda que en moita menor cantidade. A constante de ionización da auga vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ mentres que a constante de acidez dun ácido como o acético é da orde de 10^{-5} . A concentración de ións oxonio achegados pola auga no 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 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ produciría unha concentración de ións oxonio tamén $0,1 \text{ mol/dm}^3$, ao estar totalmente disociado,



polo que o pH sería 1.

$$pH = -\log[H^+] = -\log[H_3O^+] = -\log 0,1 = 1$$

Pero un ácido débil está parcialmente ionizado, a concentración de ións oxonio sería menor que $0,1 \text{ mol/dm}^3$, e o pH maior que 1.

		HA	\rightleftharpoons	H_3O^+	A^-	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,1		≈ 0	0	mol/dm^3
$[X]_d$	Concentración disociada ou formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm^3
$[X]_e$	Concentración 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:

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

Se a concentración (x) de ácido débil disociado fose desprezable fronte á concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

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

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

$$x \approx 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

e un pH ≈ 3 .

11. Indica, 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. Escribe as correspondentes reaccións ácido-base.

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

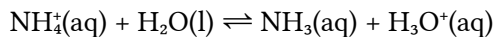
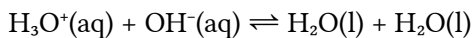
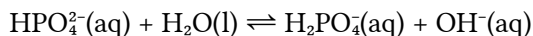
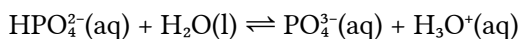
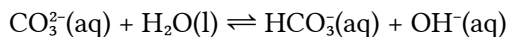
(P.A.U. set. 11)

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.

Substancia	CO_3^{2-}	HPO_4^{2-}	H_3O^+	NH_4^+
Ácido		✓	✓	✓

Base	✓	✓		
------	---	---	--	--



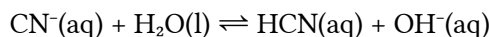
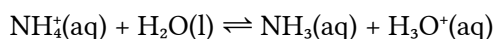
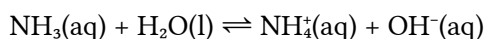
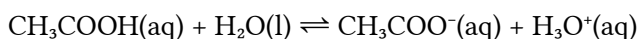
Outra reacción ácido-base do ión oxonio (H_3O^{+}) sería a cesión do ión hidróxeno H^{+} a outra molécula de auga, pero como os produtos da reacción son os mesmos que os reactivos, non é unha reacción química: nada cambia.

12. a) Escribe as reaccións de disociación en auga, segundo o modelo de Brönsted-Lowry, das seguintes especies químicas: CH_3COOH NH_3 NH_4^{+} CN^{-}
b) Indica 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 súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

b)

Substancia	Ácido	Base conxugada	Base	Ácido conxugado
CH_3COOH	CH_3COOH	$\text{CH}_3\text{COO}^{-}$	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

13. Se queremos impedir a hidrólise que sofre o NH_4Cl en disolución acuosa indica, 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, electrólito, que está totalmente ionizado disolto en auga.



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



A adición do ión cloruro non afecta a este equilibrio, pero si a 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:

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

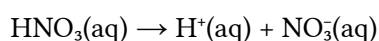
Se engadimos amoníaco, para que K_a manteña o seu valor, ten que diminuír a concentración de ións hidróxeno e aumentar a de ións amonio. O grao de hidrólise diminúe.

14. Ordena de maior a menor acidez as seguintes disolucións acuosas da mesma concentración: acetato de sodio [etanoato de sodio], ácido nítrico e cloruro de potasio. Formula as ecuacións iónicas que xustifiquen a resposta.

(P.A.U. set. 06)

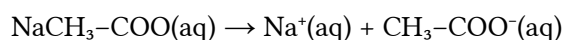
Solución:

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

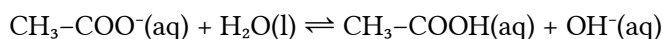


O cloruro de potasio é un sal neutro que procede dun ácido forte (HCl) e unha base forte (KOH). Os ións cloruro (Cl^-) e potasio (K^+) son especies débiles que non poden hidrolizar a auga.

O acetato de sodio é un sal que procede dunha base forte (NaOH) e un ácido débil ($\text{CH}_3\text{-COOH}$). 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.

♦ **LABORATORIO**

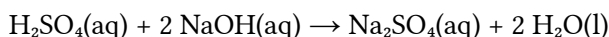
1. a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula o volume de disolución de hidróxido de sodio de concentración $2,00 \text{ mol/dm}^3$ que se gastará na valoración de $10,0 \text{ cm}^3$ da disolución de ácido sulfúrico de concentración $1,08 \text{ mol/dm}^3$.
b) Nomea o material e describe o procedemento experimental para levar a cabo a valoración anterior.

(P.A.U. set. 14)

Rta.: a) $V = 10,8 \text{ cm}^3 \text{ D}$.

Solución:

a) A reacción axustada é:



Cálculos previos á valoración: Para neutralizar $10,0 \text{ cm}^3$ de H_2SO_4 de concentración $1,08 \text{ mol/dm}^3$ necesítanse:

$$V = 10,0 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{H}_2\text{SO}_4 \frac{1,08 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{H}_2\text{SO}_4} \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{2,00 \text{ mol NaOH}} = 10,8 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 10 cm^3 de disolución de H_2SO_4 e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm^3 . Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolora. Énchese unha bureta de 25 cm^3 con disolución de NaOH de concentración $2,00 \text{ mol/dm}^3$ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 9 cm^3 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. 11,2 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 H₂SO₄ 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. 10,5 cm³). Agora déixase caer o NaOH pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

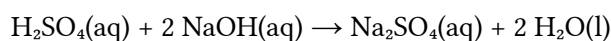
Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 10 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

2. a) Cantos cm³ dunha disolución de NaOH de concentración 0,610 mol/dm³ necesítanse para neutralizar 20,0 cm³ dunha disolución de H₂SO₄ de concentración 0,245 mol/dm³? Indica a reacción que ten lugar e xustifica o pH no punto de equivalencia.
- b) Nomea o material necesario e describe o procedemento experimental para levase cabo a valoración. (P.A.U. xuño 14)

Rta.: a) $V = 16,1 \text{ cm}^3 \text{ D.}$

Solución:

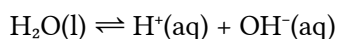
a) A reacción axustada é



Cálculos: Para neutralizar 20,0 cm³ de H₂SO₄ de concentración 0,245 mol/dm³ necesitaranse:

$$V = 20,0 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4 \frac{0,245 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4} \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{0,610 \text{ mol NaOH}} = 16,1 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

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



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

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:

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

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

(* Na práctica o indicador ácido-base vira ao redor do punto de equivalencia cunha marxe de 1 unidade de pH, polo que se 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 20,0 cm³ de disolución de H₂SO₄ 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 0,610 mol/dm³ por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 15 cm³ sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de 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. 16,9 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con NaOH ata o cero. Mídense outros 20,0 cm³ de H₂SO₄ 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. 16,5 cm³). Agora déixase caer o NaOH pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

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

3. Na valoración de 20,0 cm³ dunha disolución de ácido clorhídrico gastáronse 18,1 cm³ dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,125 mol/dm³.

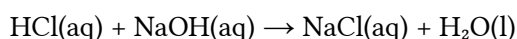
- a) Calcula a concentración da disolución do ácido indicando a reacción que ten lugar.
b) Indica o material e reactivos necesarios, así como o procedemento para levar a cabo a valoración.

(P.A.U. set. 13)

Rta.: a) $[HCl] = 0,0013 \text{ mol/dm}^3$.

Solución:

- a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron 18,1 cm³ de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,125 mol/dm³ a cantidade de hidróxido de sodio que reacciona é:

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

A cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

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

E a concentración da disolución de HCl é:

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

Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 20 cm³ mídense 20,0 cm³ de disolución de 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 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. 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 fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 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.

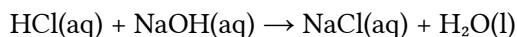
4. a) Que volume de disolución NaOH de concentración 0,1 mol/dm³ necesítase para neutralizar 10 cm³ de disolución de HCl e concentración 0,2 mol/dm³? Xustifica cal será o pH no punto de equivalencia.
b) Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para levar a cabo a valoración.

(P.A.U. set. 12)

Rta.: a) $V = 20 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$.

Solución:

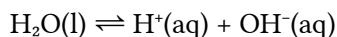
a) A reacción axustada é



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

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

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:



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

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:

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

polo que o pH = -log[H⁺] = 7,0

(* Na práctica o indicador ácido-base vira ao redor do punto de equivalencia cunha marxe de 1 unidade de pH, polo que se 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 de concentración 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 fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

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

5. 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) Indica o procedemento seguido e describe o material utilizado na devandita valoración.

(P.A.U. set. 10)

Rta.: a) [NaOH] = 0,098 mol/dm³.

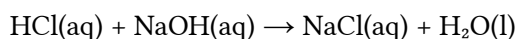
Solución:

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:

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

A cantidade de hidróxido de sodio que reacciona é:

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

E a concentración da disolución de hidróxido de sodio é:

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

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 a cor 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 se fai rotar ao erlenmeyer, ata que a fenolftaleína perda a cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómasse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 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 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.

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 no mesmo as substancias e o nome do material empregado.
 - b) Escribe a reacción química que ten lugar e calcula a concentración molar da base.

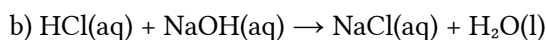
(P.A.U. set. 09)

Rta.: b) $[\text{NaOH}] = 0,0400 \text{ mol/dm}^3$.

Solución:

a) Mídense cunha pipeta de 20 cm³, 20 cm³ da disolución de NaOH e baléiranse nun matraz erlenmeyer de 250 cm³. Bótanselle dúas pingas de disolución de fenolftaleína.

Énchese a bureta de 50 cm³ coa disolución de HCl por encima do 0 e ábrese a chave ata que o pico da bureta quede cheo e o nivel do HCl estea en 0.



Cálculos:

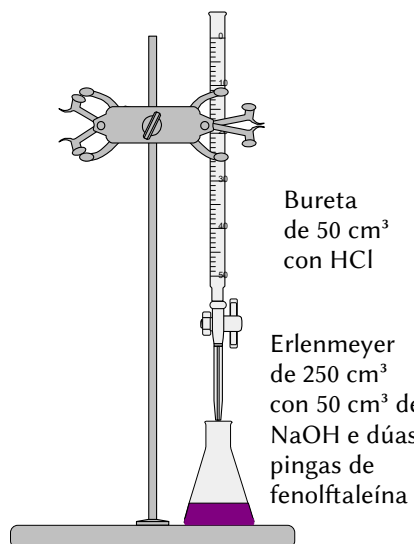
A molaridade (nome desaconsellado pola IUPAC) é a concentración do soluto en mol/dm^3 .

Cantidade de HCl

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

Cada mol de HCl reacciona cun mol de NaOH, polo que a cantidade de NaOH contida nos 50 cm^3 de disolución é a mesma, e a concentración de NaOH é:

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



7. Explica como determinarías no laboratorio a concentración dunha disolución de ácido clorhídrico utilizando unha disolución de hidróxido de sodio de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$. Indica o material, procedemento e formulación dos cálculos.

(P.A.U. xuño 07)

Solución:

Énchese unha bureta de 25 cm^3 coa disolución de HCl por encima do cero e ábrese a chave ata que a disolución alcance o cero.

Mídense con outra pipeta $10,00 \text{ cm}^3$ de disolución de NaOH $0,01 \text{ mol/dm}^3$. Pásanse a un matraz erlenmeyer e engádenselle dúas pingas de disolución de fenolftaleína. A disolución debe tomar unha cor rosa.

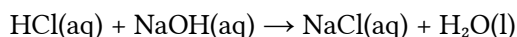
Colócase o erlenmeyer sobre un papel branco que resalte a cor rosa da disolución e colócase debaixo da bureta que contén o HCl. Ábrese a chave deixando caer o HCl no erlenmeyer en chorros e axítase ata que a cor rosa desapareza. Anótase o valor do volume de HCl gastado.

Tírase o contido do erlenmeyer e lávase. Vólvense a medir coa pipeta $10,00 \text{ cm}^3$ do NaOH e vértense no erlenmeyer, engadíndolle dúas pingas de fenolftaleína. Vólvese a encher a bureta con HCl diluído e ponse a cero.

Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata un cm^3 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 V_1 .

Repítese o proceso outras dúas veces tomando volumes V_2 e V_3 . Se os tres valores son o suficientemente próximos ($\pm 0,2 \text{ cm}^3$) áchase o valor medio. Se non, desprézase o máis afastado e tómase a media dos outros dous.

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.



$$[\text{HCl}] = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{D HCl})} = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{D HCl})} = \frac{V_m \cdot [\text{NaOH}]}{V(\text{D HCl})} = \frac{V_m \text{ dm}^3 \cdot 0,01000 \text{ mol / dm}^3}{0,01000 \text{ dm}^3} = V_m \text{ mol HCl / dm}^3 \text{ D}$$

onde V_m é o volume medio gastado de clorhídrico en dm^3 .

8. Explica detalladamente:

- 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 $= 1,19 \text{ g/cm}^3$
- Como valoraría esta disolución? Describe o material empregado e realice os correspondentes cálculos.

(P.A.U. set. 06)

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

Solución:

Cálculos: Para preparar por exemplo 500 cm³ (= 0,500 dm³) de disolución 1 mol/dm³ de HCl que contén:

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

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

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

Se aceptamos as cifras significativas do dato, a concentración da disolución é aproximada (1 mol/dm³ enténdese que é 1 ± 1 mol/dm³), e utilizaríase material de medida non demasiado preciso.

Procedemento para concentración aproximada: Mídense 40 cm³ de disolución de clorhídrico comercial nunha probeta de 50 cm³, vértense noutra probeta de 500 cm³ e complétase con auga ata os 500 cm³, procurando que o menisco do líquido en ambos os casos estea rasado coa liña de medición. O contido pásase a un frasco con tapa, tápase, vóltease varias veces e etiquétase: HCl 1 mol/dm³ e a data)

Material: Probetas de 50 cm³ (1) e de 500 cm³ (1), frasco con tapa e etiquetas.

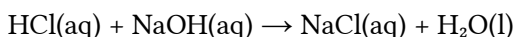
Se, doutra banda, supoñemos que os datos son máis precisos do que parecen, para preparar unha disolución 1,00 mol/dm³, o material sería de máis precisión e o procedemento sería outro.

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 preto do aforo. As últimas pingas engádense cun contagotas ata que a parte inferior do menisco estea á altura da liña de aforo. Tápase o matraz aforado e vóltease varias veces para homoxeneizar. O contido pásase a un frasco e etiquétase: 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:

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

Procedemento de valoración: Cunha pipeta médense 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 se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómasse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 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 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.

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:

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

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

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

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

(P.A.U. xuño 05)

Solución:

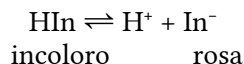
Con indicadores ácido-base como a fenolftaleína ou o tornasol ou o alaranxado de metilo, que adoptan distinta cor segundo o pH. Por exemplo a fenolftaleína é incolora a pH < 8 pero toma unha cor rosa intensa se o pH > 10

Con papel indicador universal, que vai dunha cor vermella intensa a pH =1 ata cor azul escura para 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 pHmetro calíbrase previamente en disolucións reguladoras de pH constante 4 e 7.

Un indicador é unha especie ácida ou base débil na que a forma ionizada ten distinta cor que a forma neutra.

Supoñendo un indicador ácido, o equilibrio será:



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.

10. Explica detalladamente (material e procedemento) como se poden recoñecer ácidos e bases no laboratorio.

(P.A.U. set. 04)

Solución:

Material: pousatubos con tubos de ensaio, vareta de vidro, vaso de precipitados.

1. Mediante papel indicador de pH universal. Disólvese a substancia en auga e, cunha vareta de vidro tóma-se 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 substancia en auga e ponse unha mostra duns 5 cm³ nun tubo de ensaio. Engádense dúas pingas de tintura de tornasol. Se toma cor vermella (pH < 6) a substancia é ácida e se é azul (pH > 8) a substancia é básica.

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

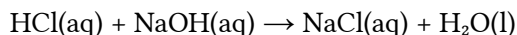
11. Dispoñemos de 20 cm³ dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,1 mol/dm³, que se neutralizan exactamente con 10 cm³ de hidróxido de sodio de concentración descoñecida. Determina a concentración da base describindo con detalle, o material, indicador e as operacións a realizar no laboratorio.

(P.A.U. xuño 04)

Rta.: [NaOH] = 0,2 mol/dm³.

Solución:

a) A reacción axustada é



Cálculos:

Cálculase a concentración da disolución de hidróxido de sodio da que 10 cm³ neutralizan 20 cm³ da disolución de HCl de concentración 0,1 mol/dm³:

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

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

Indicador: Como o pH teórico do punto de equivalencia é 7, xa que o ácido clorhídrico é un ácido forte e o hidróxido de sodio unha base forte, o indicador que vira nese entorne de pH é o azul de bromotimol. Tamén podería usarse disolución de fenoltaleína, que, aínda que vira na contorna de pH 9, ten unha diferenza de cor máis rechamante entre as formas ácidas e básica do indicador.

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 20 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 0,20 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 fai rotar ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a azul. 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 até 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 até deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 9,7 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.

ACLARACIÓNS

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

Por iso supuxen que os datos teñen un número de cifras significativas razoables, case sempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en certos casos, con ampla marxe de incerteza. Así que cando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ e reescribo como:

Cifras significativas: 3

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

o que quero indicar é que supoño que o dato orixinal ten tres cifras significativas (non que as teña en realidade) para poder realizar os cálculos cunha marxe de incerteza máis pequena que a que tería se o tomase tal como o dan. (1 dm³ ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100 %! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisíble. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

Cuestións e problemas das [Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Alguns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

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

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

Sumario

ÁCIDO BASE

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Ácido ou base débil</u>	1
<u>Mesturas ácido base</u>	16
<u>CUESTIÓNS</u>	17
<u>LABORATORIO</u>	25

Índice de probas P.A.U

2004.....	
1. (xuño).....	16, 33
2. (set.).....	32
2005.....	
1. (xuño).....	32
2. (set.).....	15
2006.....	
1. (xuño).....	14
2. (set.).....	12, 25, 30
2007.....	
1. (xuño).....	30
2008.....	
1. (xuño).....	11, 24
2. (set.).....	1
2009.....	
2. (set.).....	29
2010.....	
1. (xuño).....	9
2. (set.).....	18, 28
2011.....	
1. (xuño).....	8, 24
2. (set.).....	6, 23
2012.....	
1. (xuño).....	22
2. (set.).....	21, 27
2013.....	
1. (xuño).....	5
2. (set.).....	4, 20, 27
2014.....	
1. (xuño).....	20, 26
2. (set.).....	19, 25
2015.....	
1. (xuño).....	2, 18
2. (set.).....	1
2016.....	
1. (xuño).....	18
2. (set.).....	17