

Ácido base

● Disociación ácido/base débil

1. Disólvense 20 cm³ de NH₃(g), medidos a 10 °C e 2 atm (202,6 kPa) de presión, nunha cantidade de auga suficiente para alcanzar 172 cm³ de disolución. A disolución está ionizada nun 4,2 %. Escribe a reacción de disociación.
- Calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio.
 - Calcula o pH.
 - Calcula a K_b do amoníaco.
 - Calcula a K_a do seu ácido conxugado.
- Constante dos gases ideais: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Problema modelo baseado nas P.A.U. xuño 10 e 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) $\text{pH} = 10,6$; c) $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$; d) $K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$.

Datos

Gas: Volume

Presión

Temperatura

Volume da disolución

Grao de ionización do NH₃ na disolución

Constante dos gases ideais

Produto iónico da auga

Incógnitas

Concentración de cada unha das especies presentes na disolución

pH da disolución

Constante de basicidade do NH₃

Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da substancia X

Cantidade ionizada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

Ecuacións

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

De estado dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V = 20,0 \text{ cm}^3 = 2,00 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$$

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

$$T = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$$

$$V_D = 172 \text{ cm}^3 = 0,172 \text{ dm}^3$$

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

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

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

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

$$\text{pH}$$

$$K_b$$

$$D$$

$$x$$

$$n(X)$$

$$n_i$$

$$n_o$$

$$[X]$$

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

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

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

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

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

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

Ecuacións

Grao de disociación

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

Solución:

a) Calcular a cantidade de amoníaco, supoñendo comportamento ideal para o gas:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,026 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 2,00 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 283 \text{ K}} = 1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3(\text{g})$$

Calcular a concentración da disolución de amoníaco:

$$[\text{NH}_3] = \frac{n(\text{NH}_3)}{V_D} = \frac{1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3}{0,172 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

Calcular a concentración de amoníaco ionizado a partir do grao de ionización:

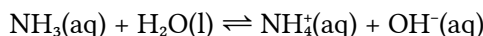
$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} \Rightarrow [\text{NH}_3]_d = \alpha \cdot [\text{NH}_3]_0 = 0,0420 \cdot 0,0100 \text{ mol/dm}^3 = 4,20 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Calcular a concentración do amoníaco no equilibrio:

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

Pérase unha cifra significativa na resta, porque o resultado non pode ter máis cifras decimais que (4) o que menos ten.

Escribir a ecuación de ionización de amoníaco, que é unha base débil, en auga:



Calcular a concentración de ións amonio e hidróxido a partir da estequiometría (1:1) da reacción.

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

Calcular a concentración de ións hidróxeno a partir 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) Calcular o pH:

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

*Análise: Este pH é razoable. 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.*c) Calcular a constante de equilibrio K_b :

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

En multiplicacións e divisións, as cifras significativas do resultado son as do número que menos ten.

d) Escribir a ecuación de ionización do ácido conxugado do amoníaco:



Escribir a expresión da constante de acidez do ácido conxugado do amoníaco:

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

Demostrar a relación matemática entre a constante de basicidade do amoníaco e a constante de acidez do seu ácido conxugado, multiplicando as expresións de ambas as dúas constantes:

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

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

Calcular a constante de acidez do ión amonio.

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

A maior parte das respostas obtéñense usando a folla de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

		Base	Ácido conxugado
	Fórmula:	NH ₃	NH ₄ ⁺
Grao de disociación	$\alpha =$	4,2	%
	pH =		
Volume (s)	V =	0,02	dm ³ gas
Volume (D)	V =	172	cm ³
Presión	P =	202,6	kPa
Temperatura	T =	10	°C
Constante	$K_w =$	1,00 · 10 ⁻¹⁴	de ionización da auga

RESULTADOS:

Concentración	NH ₃ +	H ₂ O \rightleftharpoons	NH ₄ ⁺ +	OH ⁻
inicial:	0,0100			mol/dm ³
en equilibrio:	0,00959		4,20 · 10 ⁻⁴	4,20 · 10 ⁻⁴ mol/dm ³
			[H ₃ O ⁺] = 2,38 · 10 ⁻¹¹	mol/dm ³
	pH = 10,62			
	pOH = 3,38	Constante de basicidade:	$K_b = 1,84 \cdot 10^{-5}$	
		Constante de acidez do conxugado:	$K_a = 5,43 \cdot 10^{-10}$	

2. Para unha disolución acuosa de concentración 0,200 mol/dm³ de ácido láctico (ácido 2-hidroxipropánoico), calcula:

- A concentración de todas as especies presentes na disolución.
- O grao de ionización do ácido en disolución.
- O pH da disolución.
- Que concentración debería ter unha disolución de ácido benzoico (C₆H₅COOH) para que tivese o mesmo pH?

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}) = 3,2 \cdot 10^{-4}$; $(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,42 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

Problema modelo baseado no A.B.A.U. xuño 17

Rta.: a) $[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]_e = [\text{H}^+]_e = 0,00784 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]_e = 0,192 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{OH}^-]_e = 1,28 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$; b) $\alpha = 3,92 \%$; c) pH = 2,11; d) $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_0 = 0,965 \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Concentración de ácido láctico

Constante de acidez do ácido láctico

Constante de acidez do ácido benzoico

Incógnitas

pH da disolución de ácido láctico

Grao de ionización do ácido láctico

Cifras significativas: 3

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

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

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

pH

α

Incógnitas

Concentración da disolución de ácido benzoico do mesmo pH

**Outros símbolos**Concentración (mol/dm³) de ácido débil que se ioniza x

Cantidade de substancia ionizada

 n_i

Cantidade inicial

 n_0

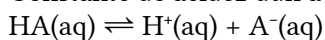
Concentración da substancia X

 $[X]$

Concentración inicial de ácido benzoico

 c_0 **Ecuacións**

Constante de acidez dun ácido monoprotónico:



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

pH

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

pOH

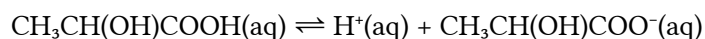
$$pOH = -\log[OH^-]$$

Grao de ionización

$$\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{[s]_i}{[s]_0}$$

Solución:

a) O ácido láctico é un ácido débil. Escríbese a reacción da súa ionización.



Chámase x á concentración de ácido láctico que se ioniza. Da estequiometría da reacción dedúcese que a concentración de ácido láctico ionizado $[CH_3CH(OH)COOH]_i$ é a mesma (x) que a dos ións hidróxeno $[H^+]$ e a dos ións lactato $[CH_3CH(OH)COO^-]$ producidos.

A concentración de ácido láctico no equilibrio obtense restando a concentración que se disociou da concentración inicial.

$$[CH_3CH(OH)COOH]_e = [CH_3CH(OH)COOH]_0 - [CH_3CH(OH)COOH]_i = 0,200 - x$$

Créase unha táboa que mostra as concentracións de cada especie nas distintas fases:

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

Emprégase a expresión da constante de acidez e substitúense nela os símbolos polos valores ou expresións das concentracións no equilibrio

$$K_a = \frac{[CH_3-CH(OH)-COO^-]_e \cdot [H^+]_e}{[CH_3-CH(OH)-COOH]_e} \Rightarrow 3,20 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,200 - x}$$

Suponse, en primeira aproximación, que x é desprezable fronte a 0,200. A ecuación redúcese a:

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

Calcúlase o grao de ionización:

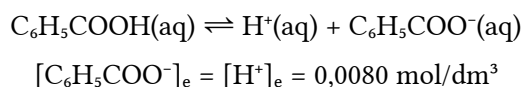
$$\alpha = \frac{[s]_i}{[s]_0} = \frac{0,00800 \text{ mol/dm}^3}{0,200 \text{ mol/dm}^3} = 0,040 \approx 4,00 \%$$

Un valor inferior ao 5% considérase desprezable, polo que esta solución é aceptable. Ao ser superior ao 1%, o número de cifras significativas redúcese a dúas.

Calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0,0080) = 2,10$$

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



Chámase c_0 á concentración inicial de ácido benzoico e a x á concentración de ácido benzoico que se ioniza, e Créase unha táboa que mostra as concentracións de cada especie nas distintas fases:

		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	c_0		0	0	mol/dm^3
$[\text{X}]_i$	Concentración ionizada ou formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm^3
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$c_0 - x$		0,0080	0,0080	mol/dm^3

Dedúcese que:

$$x = 0,0080 \text{ mol/dm}^3$$

Escríbese a expresión da constante de acidez do ácido benzoico cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_e} \Rightarrow 6,42 \cdot 10^{-5} = \frac{0,008 \cdot 0,008}{c_0 - 0,008}$$

Calcúlase a concentración inicial de ácido benzoico:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_0 = c_0 = \frac{0,008 \cdot 0,008}{6,42 \cdot 10^{-5}} + 0,008 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

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

A maior parte das respostas obtéñense usando a folla de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

	Ácido	Base conxugada
Fórmula:	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	$\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$
Constante K_a	$3,2 \cdot 10^{-4}$	de acidez
pH =		
Concentración $[s]$	0,2	mol/dm^3
Constante K_w	$1,00 \cdot 10^{-14}$	de ionización da auga

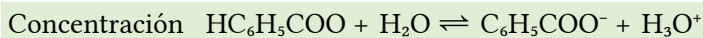
RESULTADOS: As concentracións, o grao de disociación e o pH aparecen na táboa:

Concentración	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
inicial:	0,200 mol/dm^3
en equilibrio:	0,192 0,00784 0,00784 mol/dm^3
	$[\text{OH}^-] = 1,28 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$
pH = 2,11	Grao de disociación: $\alpha = 3,92 \%$
pOH = 11,89	

Para resolver o apartado d) anote o valor do pH, borre os datos, facendo clic no botón **Borrar datos**, e escriba os novos datos.

	Ácido	Base conxugada
Fórmula:	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{COO}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$
Constante $K_a =$	$6,42 \cdot 10^{-5}$	de acidez
pH =	2,11	

RESULTADOS:



inicial: 0,946

mol/dm³

O resultado é diferente polo número de cifras significativas do primeiro cálculo. Se tivese elixido 4 cifras, o pH houbera sido 2,106. Con ese dato a concentración inicial sería 0,964 mol/dm³.

● Mesturas ácido base

1. Calcula:

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

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

(A.B.A.U. xuño 18)

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

Datos

Concentración da disolución de NaOH

Volume que se mestura da disolución de NaOH

Concentración da disolución de HCl

Volume que se mestura da disolución de HCl

Cifras significativas: 3

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

Incógnitas

pH da disolución de NaOH

pH_b

pH da disolución de HCl

pH_a

pH da mestura

pH₃

Ecuacións

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

Solución:

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



O pOH da disolución de NaOH valerá:

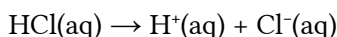
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(0,0100) = 2,000$$

(O número de díxitos na mantisa do logaritmo debe ser igual ao número de cifras significativas).

Por tanto o seu pH será:

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

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



O pH da disolución de HCl valerá:

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

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

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

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

Supoñendo volumes aditivos:

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

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

A concentración final de hidróxido de sodio é:

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

O pOH da disolución final valerá:

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

Por tanto o seu pH será:

$$pH = 14,00 - pOH = 14,00 - 2,40 = 11,60$$

A maior parte das respostas obtéñense usando a folla de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

Reactivos →				Produtos			
NaOH	HCl			NaCl	H ₂ O		
Calcular:	a) pH	disolución	NaOH				
	b) pH	disolución	HCl				
	c) pH	mestura					
que se precisa	para reaccionar con						
100	cm ³	disolución	NaOH	[NaOH] =	0,01 mol/dm ³		
25	cm ³	disolución	HCl	[HCl] =	0,02 mol/dm ³		

RESULTADOS:

	NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H ₂ O
mol	$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$
			a)	pH =	12,0 NaOH		
			b)	pH =	1,70 HCl		
			c)	pH =	11,6		

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

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

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

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

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

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

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

Actualizado: 03/10/24

Sumario

ÁCIDO BASE

<i>Disociación ácido/base débil</i>	1
1. Disólvense 20 cm ³ de NH ₃ (g), medidos a 10 °C e 2 atm (202,6 kPa) de presión, nunha cantidade de auga suficiente para alcanzar 172 cm ³ de disolución. A disolución está ionizada nun 4,2 %. Escribe a reacción de disociación.....	1
a) Calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio.....	
b) Calcula o pH.....	
c) Calcula a K _b do amoníaco.....	
d) Calcula a K _a do seu ácido conxugado.....	
2. Para unha disolución acuosa de concentración 0,200 mol/dm ³ de ácido láctico (ácido 2-hidroxipropoico), calcula:.....	3
a) A concentración de todas as especies presentes na disolución.....	
b) O grao de ionización do ácido en disolución.....	
c) O pH da disolución.....	
d) Que concentración debería ter unha disolución de ácido benzoico (C ₆ H ₅ COOH) para que tivese o mesmo pH?.....	
<i>Mesturas ácido base</i>	6
1. Calcula:.....	6
a) O pH dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm ³	
b) O pH dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm ³	
c) O pH da disolución obtida ao mesturar 100 cm ³ da disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm ³ con 25 cm ³ da disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm ³	