

## ÁCIDO BASE

### ● Disociación ácido/base débil

1. Disólvense 20 cm<sup>3</sup> de NH<sub>3</sub>(g), medidos a 10 °C e 2 atm (202,6 kPa) de presión, nunha cantidade de auga suficiente para alcanzar 172 cm<sup>3</sup> 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.

*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 NH<sub>3</sub> na disolución

Produto iónico da auga

#### **Incógnitas**

Concentración de cada unha das especies presentes na disolución

pH da disolución

Constante de basicidade do NH<sub>3</sub>

#### **Outros símbolos**

Disolución

Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) de base débil que se disocia

Cantidade da substancia X

Cantidade disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

#### **Ecuacións**

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

#### **Cifras significativas: 3**

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

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

$$T = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$$

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

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

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

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

$$\text{pH}$$

$$K_b$$

$$D$$

$$x$$

$$n(X)$$

$$n_d$$

$$n_0$$

$$[X]$$

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

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

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

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

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

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

#### **Solución:**

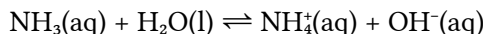
a) Supoñendo comportamento ideal para o gas amoníaco

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

A concentración da disolución será:

$$[\text{NH}_3] = \frac{n(\text{NH}_3)}{V_D} = \frac{1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3}{0,172 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

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



O grao de disociación  $\alpha$  é:

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

Calcúlase a concentración de amoníaco disociado a partir do grao de ionización:

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

A concentración do amoníaco no equilibrio é:

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

Pódese calcular a concentración de ións amonio e hidróxido a partir da estequiometría da reacción.

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

A concentración de ións hidróxeno calcúlase 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) O pH valerá:

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

*Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución 0,01 mol/dm<sup>3</sup> sería pH  $\approx 14 + \log 0,01 = 12$ . Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.*

c) A constante de equilibrio  $K_b$  é:

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

d) A ecuación de disociación do ácido conxugado do amoníaco é:



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

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

Se multiplicamos a constante de basicidade do amoníaco pola constante de acidez do seu ácido conxugado obtemos:

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

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

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « $\uparrow$ » (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

### Equilibrio ácido-base

do capítulo:

#### Equilibrio químico

AcidoBase

#### Equilibrio ácido-base

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

A folla intenta escribir a fórmula da especie conxugada. Se o fai mal, corríxaa.

		Base	Ácido conxugado
	Fórmula:	NH <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
Grao de disociación	$\alpha =$	4,2	%
	pH =		
Concentración	[s] =	0,01	mol/dm <sup>3</sup>

Poderá ver:

RESULTADOS					
Concentración	NH <sub>3</sub> +	H <sub>2</sub> O $\rightleftharpoons$	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> +	OH <sup>-</sup>	
inicial:	0,0100				mol/dm <sup>3</sup>
en equilibrio:	0,00958		4,20·10 <sup>-4</sup>	4,20·10 <sup>-4</sup>	mol/dm <sup>3</sup>
			[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] = 2,38·10 <sup>-11</sup>		mol/dm <sup>3</sup>
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/dm<sup>3</sup> de ácido láctico (ácido 2-hidroxipropáico), 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 (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH) 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

Produto iónico da auga

#### Cifras significativas: 3

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

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

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

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

#### Incógnitas

Concentracións de todas as especies

$[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]_e$ ,  $[\text{H}^+]_e$ ,  
 $[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]_e$ ,  $[\text{OH}^-]_e$

Grao de disociación do ácido láctico

$\alpha$

pH da disolución de ácido láctico

pH

Concentración da disolución de ácido benzoico do mesmo pH

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

#### Outros símbolos

Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) de ácido débil que se disocia

$x$

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia dissociada

 $n_d$ 

Cantidade inicial

 $n_0$ 

Concentración da substancia X

 $[X]$ 

Concentración inicial de ácido benzoico

 $c_0$ **Ecuacións**Constante de acidez do ácido:  $H_aA(aq) \rightleftharpoons a H^+(aq) + A^{a-}(aq)$ 

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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

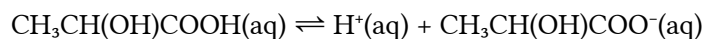
$$pH + pOH = 14,00$$

Grao de disociación

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

**Solución:**

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

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

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

A constante de equilibrio  $K_a$  é:

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

Substituíndo as concentracións no equilibrio

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

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

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

que dá:

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

Ao calcular o grao de ionización

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

Non é desprezable, polo que habería que resolver a ecuación

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

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

A solución positiva é:

$$x = 0,00784$$

As concentracións das especies en equilibrio son:

$$[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]_e = [\text{H}^+]_e = x = 0,00784 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]_e = 0,200 - x = 0,192 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$[\text{OH}^-]_e = \frac{K_w}{[\text{H}^+]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{0,00784} = 1,28 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

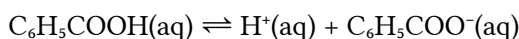
b) O grao de ionización vale:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{0,00784 \text{ mol/dm}^3}{0,200 \text{ mol/dm}^3} = 0,039 \approx 3,92 \%$$

c) O pH:

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

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



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

Se non tivésemos esa concentración, poderíase calculala a partir do pH

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-2,11} = 0,00776 \text{ mol/dm}^3$$

pero perderíanse cifras significativas.

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

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

Vese que

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

A constante de equilibrio  $K_a$  é:

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

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

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

Despexando

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

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « $\uparrow$ » (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

### Equilibrio ácido-base

do capítulo:

#### Equilibrio químico

AcidoBase

#### Equilibrio ácido-base

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

A folla intenta escribir a fórmula da especie conxugada. Se o fai mal, corríxaa.

		Ácido	Base conxugada
	Fórmula:	$C_3H_6O_3$	$C_3H_5O_3^-$
Constante	$K_a =$	$3,2 \cdot 10^{-4}$	de acidez
	pH =		
Concentración	$[s] =$	0,2	mol/dm <sup>3</sup>
Constante	$K_w =$	$1,00 \cdot 10^{-14}$	de ionización da auga

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

RESULTADOS					
				Cifras significativas:	3
Concentración	$C_3H_6O_3 +$	$H_2O \rightleftharpoons$	$C_3H_5O_3^- +$	$H_3O^+$	
inicial:	0,200				mol/dm <sup>3</sup>
en equilibrio:	0,192		0,00784	0,00784	mol/dm <sup>3</sup>
				$[OH^-] = 1,28 \cdot 10^{-12}$	mol/dm <sup>3</sup>
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:	$HC_6H_5COO$	$C_6H_5COO^-$
Constante	$K_a =$	$6,42 \cdot 10^{-5}$	de acidez
	pH =	2,11	

Obterá o resultado:

RESULTADOS					
				Cifras significativas:	3
Concentración	$HC_6H_5COO +$	$H_2O \rightleftharpoons$	$C_6H_5COO^- +$	$H_3O^+$	
inicial:	0,946				mol/dm <sup>3</sup>

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/dm<sup>3</sup>.

### ● Mesturas ácido base

1. Calcula:

- O pH dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup>.
- O pH dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm<sup>3</sup>.
- O pH da disolución obtida ao mesturar 100 cm<sup>3</sup> da disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup> con 25 cm<sup>3</sup> da disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm<sup>3</sup>.

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<sub>b</sub>

pH da disolución de HCl

pH<sub>a</sub>

pH da mestura

pH<sub>3</sub>

### Ecuacións

pH

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

pOH

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

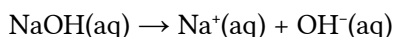
Produto iónico da auga

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

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

### Solución:

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



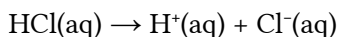
O pOH da disolución de NaOH valerá:

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

Por tanto o seu pH será:

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

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



O pH da disolución de HCl valerá:

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

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

En 25 cm<sup>3</sup> 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 cm<sup>3</sup> 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 <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O	
$n_0$	Cantidade inicial	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$		0	0		mol
$n_r$	Cantidade que reacciona ou se forma	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	mol
$n_f$	Cantidade ao final da reacción	0	$5,0 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		mol

A concentración final de hidróxido de sodio é:

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

O pOH da disolución final valerá:

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

Por tanto o seu pH será:

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#).

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla «» (maiúsculas) mentres fai clic na cela

[Estequiometría: cálculos en reaccións químicas](#)

do capítulo

**Cálculos elementais**

Esteq

[Estequiometría: cálculos en reaccións químicas](#)

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

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

Obterá os resultados:

NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H <sub>2</sub> O
mol 5,00·10 <sup>-4</sup>		5,00·10 <sup>-4</sup>		5,00·10 <sup>-4</sup>		5,00·10 <sup>-4</sup>
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](#), 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.

Actualizado: 12/03/24



## Sumario

### ÁCIDO BASE

<i>Disociación ácido/base débil.....</i>	<i>1</i>
1. Disólvense 20 cm <sup>3</sup> de NH <sub>3</sub> (g), medidos a 10 °C e 2 atm (202,6 kPa) de presión, nunha cantidade de auga suficiente para alcanzar 172 cm <sup>3</sup> 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 <sub>b</sub> do amoníaco.....	
d) Calcula a K <sub>a</sub> do seu ácido conxugado.....	
2. Para unha disolución acuosa de concentración 0,200 mol/dm <sup>3</sup> 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 <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH) para que tivese o mesmo pH?.....	
<i>Mesturas ácido base.....</i>	<i>6</i>
1. Calcula :.....	6
a) O pH dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm <sup>3</sup> .....	
b) O pH dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm <sup>3</sup> .....	
c) O pH da disolución obtida ao mesturar 100 cm <sup>3</sup> da disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm <sup>3</sup> con 25 cm <sup>3</sup> da disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm <sup>3</sup> .....	