

## 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.
- 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) 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

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 NH<sub>3</sub>

#### Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da substancia X

Cantidade ionizada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

#### Ecuacións

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

De estado dos gases ideais

#### Cifras significativas: 3

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

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

$$T = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$$

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

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

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

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

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

pH

$K_b$

D

$x$

$n(\text{X})$

$n_i$

$n_0$

$[\text{X}]$

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

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

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

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

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

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

**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:

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

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

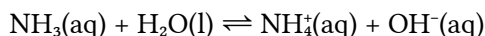
$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} \Rightarrow [\text{NH}_3]_d = \alpha \cdot [\text{NH}_3]_0 = 0,0420 \cdot 0,0100 \text{ mol/dm}^3 = 4,20 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

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/dm<sup>3</sup> sería pH ≈ 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.

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

As respostas poden obterse na pestana «AcidoBase» da folia de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

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

RESULTADOS:

Concentración	NH <sub>3</sub> +	H <sub>2</sub> O ⇌	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> +	OH <sup>-</sup>
inicial:	0,0100			mol/dm <sup>3</sup>
en equilibrio:	0,00959		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-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 (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

**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

$\alpha$

**Incógnitas**

Concentración da disolución de ácido benzoico do mesmo pH  $[C_6H_5COOH]$

**Outros símbolos**

Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) 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:



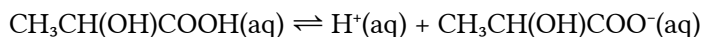
pH  $pH = -\log[H^+]$

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 dissociou 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 <sup>3</sup>
$[X]_i$	Concentración ionizada 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>

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:

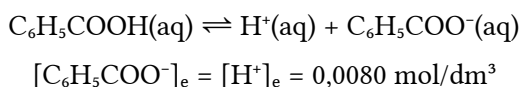
$$\alpha = \frac{[s]_i}{[s]_0} = \frac{0,00800 \text{ mol/dm}^3}{0,200 \text{ mol/dm}^3} = 0,040 \text{ } \Leftrightarrow \text{4,00 \%}$$

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 monoprotónico.



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:

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

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:

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

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/dm<sup>3</sup> para dar o mesmo pH.

As respostas poden obterse na pestana «AcidoBase» da follla 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	$\text{mol/dm}^3$
Constante $K_w =$	$1,00 \cdot 10^{-14}$	de ionización da auga

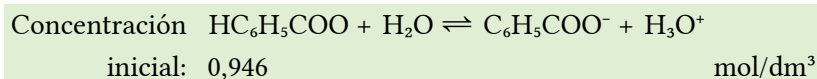
RESULTADOS: As concentracións, o grao de disociación e o pH aparecen na táboa:

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			$\text{mol/dm}^3$
en equilibrio:	0,192	0,00784	0,00784	$\text{mol/dm}^3$
		$[\text{OH}^-] = 1,28 \cdot 10^{-12}$		$\text{mol/dm}^3$
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:	HC <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>
Constante $K_a =$	6,42·10 <sup>-5</sup>	de acidez
pH =	2,11	

RESULTADOS:



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

[NaOH] = 0,0100 mol/dm<sup>3</sup>

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

[HCl] = 0,0200 mol/dm<sup>3</sup>

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

### Incógnitas

pH da disolución de NaOH

pH<sub>b</sub>

pH da disolución de HCl

pH<sub>a</sub>

pH da mestura

pH<sub>s</sub>

### Ecuacións

pH

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

pOH

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

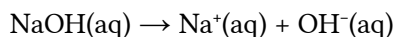
Produto iónico da auga

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

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

### Solución:

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



O pOH da disolución de NaOH valerá:

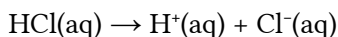
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(0,0100) = 2,000$$

(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:

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

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:

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

As respostas poden obterse na pestana «Esteq» da folla de cálculo [Química \(gal\)](#). [Instrucións](#).

En DATOS, escriba:

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>		

RESULTADOS:

	NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H <sub>2</sub> 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 [Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

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

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

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

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

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

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

Actualizado: 04/10/24



## Sumario

### ÁCIDO BASE

<i>Disociación ácido/base débil</i> .....	1
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-hidroxipropanoico), 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> .....	6
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> .....	