

## Ácido base

### ● Disociación ácido/base débil

1. Se disuelven 20 cm<sup>3</sup> de NH<sub>3</sub>(g), medidos a 10 °C y 2 atm (202,6 kPa) de presión, en una cantidad de agua suficiente para alcanzar 172 cm<sup>3</sup> de disolución. La disolución está ionizada en un 4,2 %. Escribe la reacción de disociación.
- Calcula la concentración molar de cada una de las especies existentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.
  - Calcula el pH.
  - Calcula la  $K_b$  del amoníaco.
  - Calcula la  $K_a$  de su ácido conjugado.
- Constante de los gases ideales:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

*Problema modelo basado en las P.A.U. jun. 10 y jun. 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: Volumen

Presión

Temperatura

Volumen de la disolución

Grado de ionización del NH<sub>3</sub> en la disolución

Constante de los gases ideales

Producto iónico del agua

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

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

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

$$T = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$$

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

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

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

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

#### **Incógnitas**

Concentración de cada una de las especies presentes en la disolución

pH de la disolución

Constante de basicidad del NH<sub>3</sub>

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

pH

$K_b$

#### **Otros símbolos**

Disolución

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

Cantidad de la sustancia X

Cantidad ionizada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

D

$x$

$n(X)$

$n_i$

$n_0$

$[X]$

#### **Ecuaciones**

Constante de basicidad de una 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

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

Producto iónico del agua

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

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

De estado de los gases ideales

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

**Ecuaciones**

Grado de ionización

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

**Solución:**

a) Calcular la cantidad de amoníaco, suponiendo comportamiento ideal para el 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 la concentración de la disolución de amoníaco:

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

Calcular la concentración de amoníaco ionizado a partir do grado de ionización:

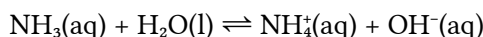
$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} \Rightarrow [\text{NH}_3]_d = \alpha \cdot [\text{NH}_3]_0 = 0,0420 \cdot 0,0100 \text{ mol/dm}^3 = 4,20 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Calcular la concentración del amoníaco en el equilibrio::

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

Se pierde una cifra significativa en la resta, porque el resultado no puede tener más cifras decimales que (4) lo que menos tiene

Escribir la ecuación de ionización de amoníaco, que es una base débil, en agua:



Calcular la concentración de iones amonio e hidróxido a partir de la estequiometría (1:1) de la reacción.

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

Calcular la concentración de iones hidrógeno a partir del producto iónico de agua:

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

b) Calcular el pH:

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

*Análisis: Este pH es razonable. Si el amoníaco fuese una base fuerte, el pH de una disolución 0,01 mol/dm<sup>3</sup> sería pH ≈ 14 + log 0,01 = 12. Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.*

Calcular la constante de equilibrio K<sub>b</sub>:

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

En multiplicaciones y divisiones, las cifras significativas del resultado son las del número que menos tiene.

d) Escribir la ecuación de ionización del ácido conjugado del amoníaco:



Escribir la expresión de la constante de acidez del ácido conjugado del amoníaco:

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

Demostrar la relación matemática entre la constante de basicidad del amoníaco y la constante de acidez de su ácido conjugado, multiplicando las expresiones de ambas constantes:

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

$K_w$  es la constante de ionización del agua.  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ .

Calcular la constante de acidez del ión amonio.

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

Puede obtener las respuestas en la pestaña «AcidoBase» de la hoja de cálculo [Química \(es\)](#). [Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

		Base	Ácido conjugado
	Fórmula:	NH <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
Grado de disociación	$\alpha =$	4,2	%
	pH =		
Volumen (s)	V =	0,02	dm <sup>3</sup> gas
Volumen (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 del agua

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:	0,00959		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 basicidad:	$K_b = 1,84 \cdot 10^{-5}$	
		Constante de acidez del conjugado:	$K_a = 5,43 \cdot 10^{-10}$	

2. Para una disolución acuosa de concentración 0,200 mol/dm<sup>3</sup> de ácido láctico (ácido 2-hidroxipropanoico), calcula:

- La concentración de todas las especies presentes en la disolución.
- El grado de ionización del ácido en disolución.
- El pH de la disolución.
- ¿Qué concentración debería tener una disolución de ácido benzoico (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH) para que tuviera el mismo pH?

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

*Problema modelo basado en el A.B.A.U. jun. 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 del ácido láctico

Constante de acidez del ácido benzoico

#### Incógnitas

pH de la disolución de ácido láctico

Grado de ionización del 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 de la disolución de ácido benzoico del incluso pH  $[C_6H_5COOH]$

**Otros símbolos**

Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) de ácido débil que se ioniza  $x$

Cantidad de sustancia ionizada  $n_i$

Cantidad inicial  $n_0$

Concentración de la sustancia X  $[X]$

Concentración inicial de ácido benzoico  $c_0$

**Ecuaciones**

Constante de acidez de un ácido monoprótico:



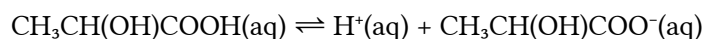
pH  $pH = -\log[H^+]$

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

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

**Solución:**

a) El ácido láctico es un ácido débil. Se escribe la reacción de su ionización.



Se llama  $x$  a la concentración de ácido láctico que se ioniza. De la estequiometría de la reacción se deduce que la concentración de ácido láctico ionizado  $[CH_3CH(OH)COOH]_i$  es la misma ( $x$ ) que la de los iones hidrógeno  $[H^+]$  y la de los iones lactato  $[CH_3CH(OH)COO^-]$  producidos.

La concentración de ácido láctico en el equilibrio se obtiene restando la concentración que se disoció de la concentración inicial.

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

Se crea una tabla que muestra las concentraciones de cada especie en las 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 o formada	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,200 - x$		$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>

Se emplea la expresión de la constante de acidez y se sustituyen en ella los símbolos por los valores o expresiones de las concentraciones en el equilibrio.

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

Se supone, en primera aproximación, que  $x$  es despreciable frente a 0,200. La ecuación se reduce a:

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

Se calcula el grado de ionización:

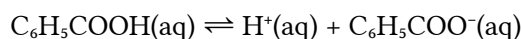
$$\alpha = \frac{[s]_i}{[s]_0} = \frac{0,00800 \text{ mol/dm}^3}{0,200 \text{ mol/dm}^3} = 0,040 \text{ } \approx 4,00 \%$$

Un valor inferior al 5 % se considera despreciable, por lo que esta solución es aceptable. Al ser superior al 1 %, el número de cifras significativas se reduce a dos.

Se calcula el pH:

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

b) La disolución de ácido benzoico que tiene el mismo pH tendrá la misma concentración de iones hidrógeno, y también de ion benzoato, por ser un ácido monoprótico.



$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]_e = [\text{H}^+]_e = 0,0080 \text{ mol/dm}^3$$

Se llama  $c_0$  a la concentración inicial de ácido benzoico y a  $x$  a la concentración de ácido benzoico que se ioniza, y Se crea una tabla que muestra las concentraciones de cada especie en las 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 o formada	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	$\text{mol/dm}^3$
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$c_0 - x$		0,0080	0,0080	$\text{mol/dm}^3$

Se deduce que:

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

Se emplea la expresión de la constante de acidez y se sustituyen en ella los símbolos por los valores o expresiones de las concentraciones en el equilibrio.

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

Se calcula la concentración inicial de ácido benzoico:

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

*Análisis: El resultado tiene sentido, porque como el ácido benzoico es más débil que el ácido láctico ( $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,42 \cdot 10^{-5} < 3,2 \cdot 10^{-4} = K_a(\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH})$ ), su concentración tiene que ser mayor que  $0,200 \text{ mol/dm}^3$  para dar el mismo pH.*

Puede obtener las respuestas en la pestaña «AcidoBase» de la hoja de cálculo [Química \(es\)](#). [Instrucciones](#). En DATOS, escriba:

	Ácido	Base conjugada
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 del agua

RESULTADOS: Las concentraciones, el grado de disociación y el pH aparecen en la tabla:

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	Grado de disociación:	$\alpha = 3,92 \%$
pOH = 11,89		

Para resolver el apartado d) anote el valor del pH, borre los datos, haciendo clic en el botón **Borrar datos**, y escriba los nuevos datos.

	Ácido	Base conjugada
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:

Concentración	HC <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO + H <sub>2</sub> O ⇌ C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup> + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
inicial:	0,946 mol/dm <sup>3</sup>

El resultado es diferente por el número de cifras significativas del primero cálculo. Se hubiera elegido 4 cifras, el pH hubiera sido 2,106. Con ese dato a concentración inicial sería 0,964 mol/dm<sup>3</sup>.

## ● Mezclas ácido base

1. Calcula:

- El pH de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup>.
- El pH de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm<sup>3</sup>.
- El pH de la disolución obtenida al mezclar 100 cm<sup>3</sup> de la disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup> con 25 cm<sup>3</sup> de la 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. jun. 18)

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

### Datos

Concentración de la disolución de NaOH

Volumen que se mezcla de la disolución de NaOH

Concentración de la disolución de HCl

Volumen que se mezcla de la 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 de la disolución de NaOH

pH<sub>b</sub>

pH de la disolución de HCl

pH<sub>a</sub>

pH de la mezcla

pH<sub>3</sub>

### Ecuaciones

pH

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

pOH

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

Producto iónico del agua

$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ ;  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

### Solución:

a) El hidróxido de sodio es una base fuerte que se ioniza totalmente:



El pOH de la disolución de NaOH valdrá:

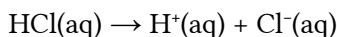
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(0,0100) = 2,000$$

(El número de dígitos en la mantisa del logaritmo debe ser igual al número de cifras significativas).

Por tanto, su pH será:

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

b) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte que se ioniza totalmente:



El pH de la disolución de HCl valdrá:

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

c) Se estudia la reacción entre el HCl y el NaOH para ver qué reactivo está en exceso,

En 25 cm<sup>3</sup> de la disolución de HCl hay:  $n = 0,0250 \text{ dm}^3 \cdot 0,0200 \text{ mol/dm}^3 = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}$

En 100 cm<sup>3</sup> de la disolución de NaOH hay:  $n' = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 0,0100 \text{ mol/dm}^3 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

Suponiendo volúmenes aditivos:

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

		HCl	NaOH	→	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O	
$n_0$	Cantidad inicial	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$		0	0		mol
$n_r$	Cantidad que reacciona o 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
$n_f$	Cantidad al final de la reacción	0	$5,0 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		mol

La concentración final de hidróxido de sodio es:

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

El pOH de la disolución final valdrá:

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

Por tanto, su pH será:

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,000 - 2,40 = 11,60$$

Puede obtener las respuestas en la pestaña «Esteq» de la hoja de cálculo [Química \(es\)](#). [Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

Reactivos →				Productos			
NaOH	HCl			NaCl	H <sub>2</sub> O		
Calcular:	a) pH	disolución	NaOH				
	b) pH	disolución	HCl				
	c) pH	mezcla					
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		

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), y del [traductor de la CIXUG](#).

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

## Sumario

### ÁCIDO BASE

<i>Disociación ácido/base débil.....</i>	<i>1</i>
1. Se disuelven 20 cm <sup>3</sup> de NH <sub>3</sub> (g), medidos a 10 °C y 2 atm (202,6 kPa) de presión, en una cantidad de agua suficiente para alcanzar 172 cm <sup>3</sup> de disolución. La disolución está ionizada en un 4,2 %. Escribe la reacción de disociación.....	1
a) Calcula la concentración molar de cada una de las especies existentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.....	
b) Calcula el pH.....	
c) Calcula la K <sub>b</sub> del amoníaco.....	
d) Calcula la K <sub>a</sub> de su ácido conjugado.....	
2. Para una disolución acuosa de concentración 0,200 mol/dm <sup>3</sup> de ácido láctico (ácido 2-hidroxipropáico), calcula:.....	3
a) La concentración de todas las especies presentes en la disolución.....	
b) El grado de ionización del ácido en disolución.....	
c) El pH de la disolución.....	
d) ¿Qué concentración debería tener una disolución de ácido benzoico (C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH) para que tuviera el mismo pH?.....	
<i>Mezclas ácido base.....</i>	<i>6</i>
1. Calcula:.....	6
a) El pH de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm <sup>3</sup> .....	
b) El pH de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm <sup>3</sup> .....	
c) El pH de la disolución obtenida al mezclar 100 cm <sup>3</sup> de la disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm <sup>3</sup> con 25 cm <sup>3</sup> de la disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm <sup>3</sup> .....	