

ÁCIDO BASE

● Disociación ácido/base débil

- Se disuelven 20 cm³ de NH₃(g), medidos a 10 °C y 2 atm (202,6 kPa) de presión, en una cantidad de agua suficiente para alcanzar 172 cm³ 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.

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 NH₃ en la disolución

Producto iónico del agua

Cifras significativas: 3

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

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

$$T = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$$

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

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

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

Incógnitas

Concentración de cada una de las especies presentes en la disolución

pH de la disolución

Constante de basicidad del NH₃

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

pH

K_b

Otros símbolos

Disolución

D

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

x

Cantidad de la sustancia X

$n(X)$

Cantidad disociada

n_d

Cantidad inicial

n_0

Concentración de la sustancia X

$[X]$

Ecuaciones

Constante de basicidad de la 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

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

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

Grado de disociación

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

Solución:

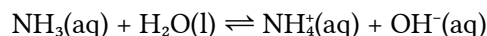
a) Suponiendo comportamiento ideal para el gas amoníaco

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

La concentración de la 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 el amoníaco es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



El grado de disociación α es:

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

Se calcula la concentración de amoníaco disociado a partir del grado de ionización:

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

La concentración del amoníaco en el equilibrio es:

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

Se puede calcular la concentración de iones amonio e hidróxido a partir de la estequiometría de la reacción.

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

La concentración de iones hidrógeno se calcula a partir del producto iónico del 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) El pH valdrá:

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

Análisis: Este pH es consistente con el esperado. Si el amoníaco fuera una base fuerte, el pH de una disolución 0,01 mol/dm³ sería pH $\approx 14 + \log 0,01 = 12$. Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.

c) La constante de equilibrio K_b es:

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

d) La ecuación de disociación del ácido conjugado del amoníaco es:



La expresión de la constante de acidez del ácido conjugado del amoníaco es:

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

Se multiplicamos la constante de basicidad del amoníaco por la constante de acidez de su ácido conjugado obtenemos:

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

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

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

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « \uparrow » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:

Equilibrio ácido-base

del capítulo:

Equilibrio químico AcidoBase Equilibrio ácido-base

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

La hoja intenta escribir la fórmula de la especie conjugada. Si lo hace mal, corríjala.

		Base	Ácido conjugado
Fórmula:		NH ₃	NH ₄ ⁺
Grado de disociación	$\alpha =$	4,2 %	
	pH =		
Concentración	[s] =	0,01 mol/dm ³	

Podrá ver:

RESULTADOS					
Concentración	NH ₃ +	H ₂ O \rightleftharpoons	NH ₄ ⁺ +	OH ⁻	
inicial:	0,0100				mol/dm ³
en equilibrio:	0,00958		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 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/dm³ 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 (C₆H₅COOH) 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

Producto iónico del agua

Incógnitas

Concentraciones de todas las especies

Grado de disociación del ácido láctico

pH de la disolución de ácido láctico

Concentración de la disolución de ácido benzoico del mismo pH

Otros símbolos

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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

α

pH

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

x

Otros símbolos

Cantidad de sustancia disociada

 n_d

Cantidad inicial

 n_0

Concentración de la sustancia X

 $[X]$

Concentración inicial de ácido benzoico

 c_0 **Ecuaciones**Constante de acidez del 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

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

Producto iónico del agua

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

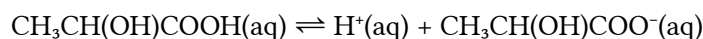
$$pH + pOH = 14,00$$

Grado de disociación

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

Solución:

a) El ácido láctico es un ácido débil, y se disocia en agua según la ecuación:

Llamando x a la concentración de ácido que se disocia, se puede escribir:

		$CH_3CH(OH)COOH$	\rightleftharpoons	H^+	$CH_3CH(OH)COO^-$	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,200		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración disociada o formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,200 - x$		x	x	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_a es:

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

Sustituyendo las concentraciones en el equilibrio

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

En una primera aproximación se puede suponer que x es despreciable frente a 0,200 y resolver la ecuación

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

que da:

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

Al calcular el grado de ionización

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

No es despreciable, por lo que habría que resolver la ecuación

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

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

La solución positiva es:

$$x = 0,00784$$

Las concentraciones de las especies en equilibrio son:

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

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

La concentración de iones hidróxido se calcula a partir del producto iónico del agua:

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

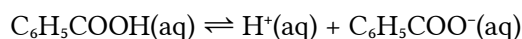
b) El grado de ionización vale:

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

c) El pH:

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

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



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

Si no tuviéramos esa concentración, se podría calcularla a partir del pH

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

pero se perderían cifras significativas.

Llamando c_0 a la concentración inicial de ácido benzoico, se puede escribir:

		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	c_0		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$c_0 - x$		0,00784	0,00784	mol/dm ³

Se ve que

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

La constante de equilibrio K_a es:

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

Sustituyendo el valor de la constante y las concentraciones en el equilibrio, queda

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

Despejando

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

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 mol/dm³ para dar el mismo pH.

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#).

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « \uparrow » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:

Equilibrio ácido-base

del capítulo:

Equilibrio químico AcidoBase Equilibrio ácido-base

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

La hoja intenta escribir la fórmula de la especie conjugada. Si lo hace mal, corríjala.

	Ácido	Base conjugada
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^3
Constante	$K_w = 1,00 \cdot 10^{-14}$	de ionización del agua

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

RESULTADOS					
				Cifras significativas:	3
Concentración	$C_3H_6O_3 +$	$H_2O \rightleftharpoons$	$C_3H_5O_3^- +$	H_3O^+	
inicial:	0,200				mol/dm ³
en equilibrio:	0,192		0,00784	0,00784	mol/dm ³
				$[OH^-] = 1,28 \cdot 10^{-12}$	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_6H_5COO	$C_6H_5COO^-$
Constante	$K_a = 6,42 \cdot 10^{-5}$	de acidez
pH =	2,11	

Obtendrá el resultado:

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

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^3 .

● Mezclas ácido base

1. Calcula:

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

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

Incógnitas

pH de la disolución de NaOH

pH de la disolución de HCl

pH de la mezcla

Ecuaciones

pH

pOH

Producto iónico del agua

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

$$\text{pH}_b$$

$$\text{pH}_a$$

$$\text{pH}_3$$

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

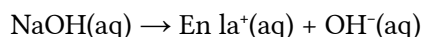
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

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

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

Solución:

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



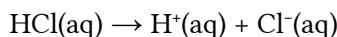
El pOH de la disolución de NaOH valdrá:

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

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 disocia 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 que reactivo está en exceso,

En 25 cm³ 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 cm³ 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 ⁺	Cl ⁻	H ₂ O	
n_o	Cantidad inicial	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$		0	0		mol
n_r	Cantidad que reacciona o se me la fuere	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	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:

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

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#).

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « \uparrow » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda

[Estequiometría: cálculos en reacciones químicas](#)

del capítulo

Cálculos elementales

Esteq

[Estequiometría: cálculos en reacciones químicas](#)

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

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

Obtendrá los resultados:

NaOH	+	HCl	→	NaCl	+	H ₂ O
mol 5,00·10 ⁻⁴		5,00·10 ⁻⁴		5,00·10 ⁻⁴		5,00·10 ⁻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](#), de Óscar Hermida López.

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.

Actualizado: 12/03/24

Sumario

ÁCIDO BASE

<i>Disociación ácido/base débil.....</i>	<i>1</i>
1. Se disuelven 20 cm ³ de NH ₃ (g), medidos a 10 °C y 2 atm (202,6 kPa) de presión, en una cantidad de agua suficiente para alcanzar 172 cm ³ 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 _b del amoníaco.....	
d) Calcula la K _a de su ácido conjugado.....	
2. Para una disolución acuosa de concentración 0,200 mol/dm ³ 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 ₆ H ₅ 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 ³	
b) El pH de una disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm ³	
c) El pH de la disolución obtenida al mezclar 100 cm ³ de la disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm ³ con 25 cm ³ de la disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm ³	