

Ácido base

◊ PROBLEMAS

● Ácido o base débil

1. Una disolución acuosa contiene 0,1 moles por litro de ácido acético (ácido etanoico).
 a) Escribe la reacción de disociación y calcula la concentración molar de cada una de las especies existentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.
 b) Calcula el pH de la disolución y el grado de ionización del ácido.

Dato: $K_a(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

(P.A.U. sep. 15, sep. 08)

Rta.: a) $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 0,00133 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,099 \text{ mol/dm}^3$; b) $\text{pH} = 2,88$; $\alpha = 1,33 \%$.

Datos

Concentración de ácido acético

Constante de acidez

Incógnitas

Concentración de ion acetato

pH de la disolución

Grado de disociación

Otros símbolos

Concentración (mol/dm^3) de ácido débil que se disocia

Cantidad de sustancia disociada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido: $\text{H}_a\text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$

pH

pOH

Grado de disociación

Cifras significativas: 3

$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$K_a = 1,80 \cdot 10^{-5}$

$[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e$

pH

α

x

n_d

n_0

$[\text{X}]$

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

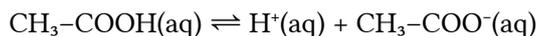
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

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

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

Solución:

a) El ácido acético 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:

		$\text{CH}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,100		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	$0,100 - x$		x	x	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e}$$

Sustituyendo las concentraciones en el equilibrio:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,100 - x}$$

En una primera aproximación se puede suponer que x es despreciable frente a 0,100 y resolver la ecuación:

$$1,80 \cdot 10^{-5} \approx \frac{x^2}{0,100}$$

que da:

$$x \approx \sqrt{0,100 \cdot 1,80 \cdot 10^{-5}} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Al calcular el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,013 \approx 1,33 \%$$

se ve que es despreciable por lo que la solución es aceptable.

$$[\text{H}^+]_e = [\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = x = 0,00133 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_e = 0,100 - 0,00133 = 0,099 \text{ mol/dm}^3$$

b) Se calcula el pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,33 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

2. La anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$) es un base de carácter débil con una $K_b = 4,1 \cdot 10^{-10}$. Calcula:

a) El pH de una disolución acuosa de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$ de anilina.

b) El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la anilina.

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

(P.A.U. jun. 15)

Rta.: a) $\text{pH} = 8,81$; b) $K_a = 2,4 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Concentración de la disolución de anilina

Constante de basicidad de la anilina

Producto iónico del agua

Incógnitas

pH de la disolución

Constante de acidez del ácido conjugado de la anilina

Otros símbolos

Disolución

Concentración (mol/dm^3) de base débil que se disocia

Cantidad de la sustancia X

Cantidad disociada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

Ecuaciones

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

Cifras significativas: 3

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_0 = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_b = 4,10 \cdot 10^{-10}$$

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

pH

K_a

D

x

$n(\text{X})$

n_d

n_0

$[\text{X}]$

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

Ecuaciones

pH

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

pOH

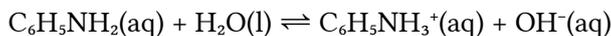
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Producto iónico del agua

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

Solución:

a) Como la anilina es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



		$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,100		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	x		x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,100 - x$		x	x	mol/dm ³

La constante de basicidad K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,100 - x)} = 4,10 \cdot 10^{-10}$$

Si, en primera aproximación, se considera despreciable x frente a 0,100, la ecuación se reduce a:

$$x = \sqrt{0,100 \cdot 4,10 \cdot 10^{-10}} = 6,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con 0,100 es despreciable.

$$[\text{OH}^-]_e = x = 6,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$$

Aunque se puede calcular la $[\text{H}^+]$ a partir del equilibrio de ionización del agua:



resulta más sencillo calcular el pH de la relación:

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

que se obtiene de la anterior sin más que aplicar logaritmos y usar las definiciones de pH y pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(6,40 \cdot 10^{-6}) = 5,19$$

$$\text{pH} = 14,00 - 5,19 = 8,81$$

Análisis: Este pH es consistente con el esperado. Si la anilina fuera una base fuerte, el pH de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ sería pH \approx 14 + log 0,1 = 13. Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.

b) El ácido conjugado de la anilina es un ácido porque en disolución acuosa cedería hidrogeniones al agua:



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

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e}$$

Si se multiplica la constante de basicidad de la anilina por la constante de acidez de su ácido conjugado se obtiene:

$$K_b \cdot K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e} \cdot \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]_e} = [\text{OH}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e = K_w$$

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

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{4,10 \cdot 10^{-10}} = 2,44 \cdot 10^{-5}$$

3. ¿Qué concentración debe tener una disolución de amoníaco para que su pH sea de 10,35?
 b) ¿Cuál será el grado de disociación del amoníaco en la disolución?

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$.

(P.A.U. sep. 13)

Rta.: a) $[\text{NH}_3]_0 = 3,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $\alpha = 7,37 \%$.

Datos

pH de la disolución de amoníaco
 Constante de basicidad del NH_3
 Producto iónico del agua

Cifras significativas: 3

pH = 10,35
 $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$
 $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$

Incógnitas

Concentración de la disolución de amoníaco
 Grado de disociación del NH_3 en la disolución

$[\text{NH}_3]_0$
 α

Otros símbolos

Disolución
 Concentración (mol/dm^3) de base débil que se disocia
 Cantidad de la sustancia X
 Cantidad disociada
 Cantidad inicial
 Concentración de la sustancia X

D
 x
 $n(\text{X})$
 n_d
 n_0
 $[\text{X}]$

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

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Grado de disociación

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

Solución:

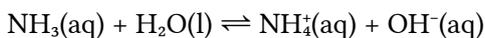
a) A partir del pH podemos calcular el pOH:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 10,35 = 3,65$$

y de aquí, la concentración de iones hidróxido en el equilibrio.

$$[\text{OH}^-]_e = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,65} = 2,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Como el amoníaco es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



Si se llama c_0 a la concentración de amoníaco antes de disociarse, y x a la concentración de amoníaco que se disocia

		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	c_0		0	0	mol/dm^3
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	x		x	x	mol/dm^3

		NH ₃	⇌	NH ₄ ⁺	OH ⁻	
[X] _e	Concentración en el equilibrio	c ₀ - x		x	2,24 · 10 ⁻⁴	mol/dm ³

queda que:

$$x = 2,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

La constante de equilibrio K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{(2,24 \cdot 10^{-4})^2}{(c_0 - 2,24 \cdot 10^{-4})} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Despejando c₀:

$$c_0 = \frac{(2,24 \cdot 10^{-4})^2}{1,78 \cdot 10^{-5}} + 2,24 \cdot 10^{-4} = 3,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

b) El grado de disociación α es:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{2,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{3,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3} = 0,073 \approx 7,37 \%$$

Análisis: El amoníaco es una base débil y está solo parcialmente disociada.

4. Una disolución acuosa de ácido fluorhídrico de concentración 2,5 · 10⁻³ mol/dm³ está disociada en un 40 %. Calcula:
 a) La constante de acidez.
 b) El pH y la concentración de iones hidróxido [OH⁻] de la disolución.

(P.A.U. jun. 13)

Rta.: a) K_a = 6,67 · 10⁻⁴; b) pH = 3,0; [OH⁻]_e = 1,00 · 10⁻¹¹ mol/dm³.

Datos

Concentración de la disolución de ácido fluorhídrico

Grado de ionización del HF en la disolución

Producto iónico del agua

Cifras significativas: 3

[HF]₀ = 2,50 · 10⁻³ mol/dm³

α = 40,0 % = 0,400

K_w = [H⁺] · [OH⁻] = 1,00 · 10⁻¹⁴

Incógnitas

Constante de acidez del HF

K_a

pH de la disolución

pH

Concentración de los iones hidróxido en el equilibrio

[OH⁻]_e

Otros símbolos

Disolución

D

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

x

Cantidad de la sustancia X

n(X)

Cantidad disociada

n_d

Cantidad inicial

n₀

Concentración de la sustancia X

[X]

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido: H_aA(aq) ⇌ a H⁺(aq) + A^{a-}(aq)

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

pH

pH = -log[H⁺]

pOH

pOH = -log[OH⁻]

Ecuaciones

Producto iónico del agua

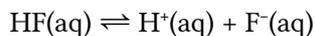
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Grado de disociación

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

Solución:

a) Como el ácido fluorhídrico es un ácido débil, se disocia parcialmente en agua según la ecuación:



El grado de disociación α es:

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

Del grado de ionización se calcula la concentración de ácido fluorhídrico disociado:

$$[\text{HF}]_d = \alpha \cdot [\text{HF}]_0 = 0,400 \cdot 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

por lo que la concentración del ácido fluorhídrico en el equilibrio es:

$$[\text{HF}]_e = [\text{HF}]_0 - [\text{HF}]_d = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 - 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

De la estequiometría de la disociación, la concentración de iones hidrógeno y la de iones fluoruro es igual a la de ácido fluorhídrico disociado.

$$[\text{H}^+]_e = [\text{F}^-]_e = [\text{HF}]_d = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

La constante de equilibrio K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]_e \cdot [\text{F}^-]_e}{[\text{HF}]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-3} \cdot 1,00 \cdot 10^{-3}}{1,50 \cdot 10^{-3}} = 6,67 \cdot 10^{-4}$$

b) El pH valdrá:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,00 \cdot 10^{-3}) = 3,0$$

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

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

Análisis: Este pH es consistente con el esperado. Si el ácido fluorhídrico fuera un ácido fuerte, el pH de una disolución $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx -\log 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,6$. Un ácido débil tendrá un pH menos ácido, más próximo a 7.

5. Considera una disolución de amoníaco en agua de concentración $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$.

a) Calcula el pH de esta disolución.

b) Calcula el grado de disociación del amoníaco en la disolución.

Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$.

(P.A.U. sep. 11)

Rta.: a) $\text{pH} = 11,03$; b) $\alpha = 1,65 \%$.

Datos

Concentración de la disolución de amoníaco

Cifras significativas: 3

$$[\text{NH}_3]_0 = 6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

Constante de basicidad del NH_3

$$K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Producto iónico del agua

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

Incógnitas

pH de la disolución

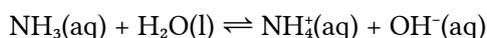
pH

IncógnitasGrado de disociación del NH_3 en la disolución α **Otros símbolos**

Disolución D

Concentración (mol/dm^3) 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: $\text{B(OH)}_b(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}^{b+}(\text{aq}) + b \text{OH}^-(\text{aq})$ $K_b = \frac{[\text{B}^{b+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^b}{[\text{B(OH)}_b]_e}$ pH $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ pOH $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$ Producto iónico del agua $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ Grado de disociación $\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$ **Solución:**

a) Como el amoníaco es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	$6,50 \cdot 10^{-2}$		0	0	mol/dm^3
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	x		x	x	mol/dm^3
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$6,50 \cdot 10^{-2} - x$		x	x	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(6,50 \cdot 10^{-2} - x)} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Si, en primera aproximación, se considera despreciable x frente a $6,50 \cdot 10^{-2}$, la ecuación se reduce a:

$$x = \sqrt{6,50 \cdot 10^{-2} \cdot 1,78 \cdot 10^{-5}} = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con $6,50 \cdot 10^{-2}$ es despreciable.

$$\text{Error (} = \text{ grado de disociación)} = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 / 6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 0,0165 = 1,65 \% < 5 \%$$

$$[\text{OH}^-]_e = x = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$$

Aunque se puede calcular la $[\text{H}^+]$ a partir del equilibrio de ionización del agua:

resulta más sencillo calcular el pH de la relación:

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

que se obtiene de la anterior sin más que aplicar logaritmos y usar las definiciones de pH y pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,08 \cdot 10^{-3}) = 2,97$$

$$\text{pH} = 14 - 2,97 = 11,03$$

Análisis: Este pH es consistente con el esperado. Si el amoníaco fuera una base fuerte, el pH de una disolución $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx 14 + \log 6,50 \cdot 10^{-2} = 12,8$. Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.

b) El grado de disociación α es:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{1,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{6,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3} = 0,016 \approx 1,65 \%$$

6. Una disolución de amoníaco de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ está ionizada en un 4,2 %.
- Escribe la reacción de disociación y calcula la concentración molar de cada una de las especies existentes en la disolución una vez alcanzado el equilibrio.
 - Calcula el pH y la K_b del amoníaco.

(P.A.U. 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) $\text{pH} = 10,6$; $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Concentración de la disolución de amoníaco

Grado de ionización del NH_3 en la disolución

Producto iónico del agua

Cifras significativas: 3

$$[\text{NH}_3]_0 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

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

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

Incógnitas

Concentración de cada una de las especies presentes en la disolución

pH de la disolución

Constante de basicidad del NH_3

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

pH

K_b

Otros símbolos

Disolución

Concentración (mol/dm^3) de base débil que se disocia

Cantidad de la sustancia X

Cantidad disociada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

D

x

$n(X)$

n_d

n_0

$[X]$

Ecuaciones

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

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

pH

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

pOH

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

Producto iónico del agua

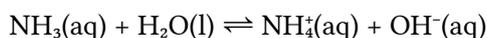
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Grado de disociación

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

Solución:

a) Como el amoníaco es una base débil, se disociará en agua según la ecuación:



El grado de disociación α es:

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

Del grado de ionización se calcula la concentración de amoníaco disociado:

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

por lo que la concentración del amoníaco en el equilibrio es:

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

De la estequiometría de la reacción, se puede calcular la concentración de iones amonio e hidróxido.

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

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:

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

La constante de equilibrio K_b es:

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

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 ≈ 14 + log 0,01 = 12. Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.

7. Se disuelven 20 dm³ de NH₃(g), medidos a 10 °C y 2 atm (202,6 kPa) de presión, en una cantidad de agua suficiente para alcanzar 4,5 dm³ de disolución. Calcula:

a) El grado de disociación del amoníaco en la disolución.

b) El pH de dicha disolución.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$.

(P.A.U. jun. 10)

Rta.: a) $\alpha = 0,68 \%$; b) pH = 11,42.

Datos

Gas: Volumen

Presión

Temperatura

Volumen de la disolución

Constante de basicidad del NH₃

Constante de los gases ideales

Producto iónico del agua

Incógnitas

Grado de disociación del NH₃ en la disolución

pH de la disolución

Otros símbolos

Disolución

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

Cantidad de la sustancia X

Cantidad disociada

Cifras significativas: 3

$V = 20,0 \text{ dm}^3 = 0,0200 \text{ m}^3 \text{ NH}_3$

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

$T = 10 \text{ °C} = 283 \text{ K}$

$V_D = 4,50 \text{ dm}^3$

$K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$

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

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

α

pH

D

x

$n(X)$

n_d

Otros símbolos

Cantidad inicial	n_0
Concentración de la sustancia X	$[X]$

Ecuaciones

Constante de basicidad de la base: $B(OH)_b(aq) \rightleftharpoons B^{b+}(aq) + b OH^-(aq)$	$K_b = \frac{[B^{b+}]_e \cdot [OH^-]_e^b}{[B(OH)_b]_e}$
pH	$pH = -\log[H^+]$
pOH	$pOH = -\log[OH^-]$
Producto iónico del agua	$pH + pOH = 14$
De estado de los gases ideales	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Grado de disociación	$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$

Solución:

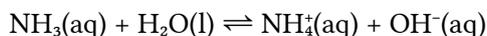
a) Suponiendo comportamiento ideal para el gas amoníaco:

$$n(NH_3) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,026 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,020 \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 283 \text{ K}} = 1,72 \text{ mol } NH_3(g)$$

La concentración de la disolución será:

$$[NH_3] = \frac{n(NH_3)}{V_D} = \frac{1,72 \text{ mol } NH_3}{4,50 \text{ dm}^3} = 0,382 \text{ mol/dm}^3$$

Como el amoníaco es una base débil, se disociará en agua según a ecuación:



		NH_3	\rightleftharpoons	NH_4^+	OH^-	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,382		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración disociada o formada	x	\rightarrow	x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,382 - x$		x	x	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_b es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e \cdot [OH^-]_e}{[NH_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,382 - x)} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Si, en primera aproximación, consideramos despreciable x frente a 0,382, la ecuación se reduce a:

$$x = \sqrt{0,382 \cdot 1,78 \cdot 10^{-5}} = 2,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

que, comparada con 0,382 es despreciable.

El grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{[NH_3]_d}{[NH_3]_0} = \frac{2,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,382 \text{ mol/dm}^3} = 6,82 \cdot 10^{-3} = 0,68 \%$$

Análisis: El grado de disociación es muy pequeño, por lo que la aproximación hecha para calcular la concentración disociada es aceptable. También es compatible con el dato de que el amoníaco es una base débil y, por lo tanto, débilmente disociada.

b)

$$[OH^-]_e = x = 2,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol } OH^- / \text{dm}^3$$

Aunque se puede calcular la $[H^+]$ a partir del equilibrio de ionización del agua:



resulta más sencillo calcular el pH de la relación:

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

que se obtiene de la anterior sin más que aplicar logaritmos y usar las definiciones de pH y pOH.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2,61 \cdot 10^{-3}) = 2,58$$

$$\text{pH} = 14 - 2,58 = 11,42$$

Análisis: Este pH es consistente con el esperado. Si el amoníaco fuera una base fuerte, el pH de una disolución ≈ 0,5 mol/dm³ sería pH ≈ 14 + log 0,5 ≈ 13,3. Una base débil tendrá un pH menos básico, más próximo a 7.

8. Si se disuelven 0,650 g de un ácido orgánico monoprótico de carácter débil de fórmula HC₉H₇O₄ en un vaso con agua hasta completar 250 cm³ de disolución, indica:

- a) El pH de esta disolución.
- b) El grado de disociación del ácido.

Dato: $K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$.

(P.A.U. jun. 08)

Rta.: a) pH = 2,7; b) α = 14 %.

Datos

Masa de ácido HC₉H₇O₄

Volumen de disolución

Constante de acidez

Masa molar del ácido HC₉H₇O₄

Cifras significativas: 3

$m = 0,650 \text{ g}$

$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$

$K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$

$M(\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4) = 180 \text{ g/mol}$

Incógnitas

pH de la disolución

pH

Grado de disociación

α

Otros símbolos

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

x

Cantidad de sustancia disociada

n_d

Cantidad inicial

n₀

Concentración de la sustancia X

[X]

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido: $\text{H}_a\text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons a \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^{a-}(\text{aq})$

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

pH

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

pOH

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

Grado de disociación

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

Solución:

a) La cantidad de ácido que hay en 250 cm³ de disolución es:

$$n_0(\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4) = 0,650 \text{ g HC}_9\text{H}_7\text{O}_4 \frac{1 \text{ mol HC}_9\text{H}_7\text{O}_4}{180 \text{ g HC}_9\text{H}_7\text{O}_4} = 3,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$$

por lo que la concentración de la disolución es:

$$[\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4]_0 = \frac{3,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol HC}_9\text{H}_7\text{O}_4}{0,250 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,0144 \text{ mol/dm}^3$$

Como es un ácido débil monoprótico, se disociará en agua según la ecuación:



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

		$\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0144		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	$0,0144 - x$		x	x	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4]_e}$$

Sustituyendo las concentraciones en el equilibrio:

$$3,27 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,0144 - x}$$

En una primera aproximación se puede suponer que x es despreciable frente a 0,0144 y resolver la ecuación:

$$3,27 \cdot 10^{-4} \approx \frac{x^2}{0,0144}$$

que da:

$$x \approx \sqrt{0,0144 \cdot 3,27 \cdot 10^{-4}} = 2,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Pero al calcular el grado de disociación:

$$\alpha = \frac{[\text{s}]_d}{[\text{s}]_0} = \frac{2,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,0144 \text{ mol/dm}^3} = 0,15 = 15 \%$$

se ve que no es despreciable por lo que hay que resolver la ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 3,27 \cdot 10^{-4} x - 4,72 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Se calcula el pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,02 \cdot 10^{-3}) = 2,70$$

b) El grado de disociación, corregida la concentración, es:

$$\alpha = \frac{[\text{s}]_d}{[\text{s}]_0} = \frac{2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,0144 \text{ mol/dm}^3} = 0,140 = 14,0 \%$$

9. Se prepara una disolución de un ácido monoprótico débil de fórmula HA, de la siguiente manera: 0,10 moles del ácido en 250 cm³ de agua. Si esta disolución se ioniza al 1,5 %, calcula:

- La constante de ionización del ácido.
- El pH de la disolución.

(P.A.U. sep. 06)

Rta.: a) $K_a = 9,1 \cdot 10^{-5}$; b) pH = 2,2.

Datos

Cantidad (moles) de ácido monoprótico

Volumen de la disolución

Cifras significativas: 3

$n(\text{HA})_0 = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$

Datos

Grado de disociación del ácido

Cifras significativas: 3

$$\alpha = 1,50 \% = 1,50 \cdot 10^{-2}$$

Incógnitas

Constante de ionización del ácido

K_a

pH de la disolución

pH

Otros símbolos

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

x

Cantidad de sustancia disociada

n_d

Cantidad inicial

n_0

Concentración de la sustancia X

$[X]$

Ecuaciones

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

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

pH

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

pOH

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

Producto iónico del agua

$$pH + pOH = 14$$

Grado de disociación

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

Solución:

a) La concentración molar inicial del ácido es, suponiendo que el volumen de disolución es el mismo que el de agua:

$$[HA]_0 = \frac{0,100 \text{ mol HA}}{0,250 \text{ dm}^3} = 0,400 \text{ mol AH/dm}^3 \text{ D}$$

El grado de disociación α es: $\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$

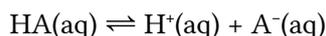
Del grado de ionización se calcula la cantidad de ácido disociado:

$$n_d(HA) = \alpha \cdot n_0(HA) = \frac{1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol HA disoc.}}{1 \text{ mol HA inic.}} \cdot 0,100 \text{ mol HA inic.} = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol HA disoc.}$$

con una concentración:

$$[HA]_d = \frac{1,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol HA}}{0,250 \text{ dm}^3} = 6,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

La ecuación es:



		HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,400		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	Concentración disociada o formada	$6,00 \cdot 10^{-3}$	\rightarrow	$6,00 \cdot 10^{-3}$	$6,00 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³
$[X]_e$	Concentración en el equilibrio	$0,400 - 6,00 \cdot 10^{-3} = 0,394$		$6,00 \cdot 10^{-3}$	$6,00 \cdot 10^{-3}$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_a es:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{6,00 \cdot 10^{-3} \cdot 6,00 \cdot 10^{-3}}{0,394} = 9,14 \cdot 10^{-5}$$

$$b) \quad \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(6,00 \cdot 10^{-3}) = 2,22$$

10. Se prepara una disolución de un ácido débil como el ácido acético [ácido etanoico] disolviendo 0,3 moles de este ácido en agua, el volumen total de la disolución es de 0,05 dm³.

- a) Si la disolución resultante tiene un pH = 2, ¿cuál es la concentración molar de los iones hidrógeno (ion oxonio)?
 b) Calcula la constante de acidez, K_a , del ácido acético.

(P.A.U. jun. 06)

Rta.: a) $[\text{H}^+]_e = 0,01 \text{ mol/dm}^3$; b) $K_a = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Cantidad de ácido acético

Volumen de disolución

pH de la disolución

Incógnitas

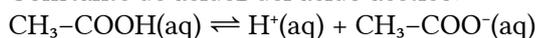
Concentración de iones hidrógeno

Constante de acidez del ácido acético

Concentración de la sustancia X

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido acético:



pH

Cifras significativas: 2

$n(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 0,30 \text{ mol}$

$V = 0,050 \text{ dm}^3 = 0,050 \text{ dm}^3$

pH = 2,00

$[\text{H}^+]_e$

K_a

$[\text{X}]$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e}$$

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

Solución:

a) Como $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$,

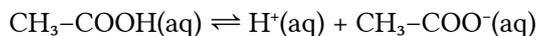
$$2,00 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-2,00} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

b) La concentración inicial (antes de disociarse) de ácido acético es:

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})}{V} = \frac{0,30 \text{ mol CH}_3\text{-COOH}}{0,050 \text{ dm}^3} = 6,0 \text{ mol CH}_3\text{COOH/dm}^3 \text{ D}$$

De la estequiometría de la reacción de disociación:



se deduce que la concentración de ácido acético disociado $[\text{CH}_3\text{-COOH}]_d$ es la misma que la de iones hidrógeno producidos $[\text{H}^+]_e$ y la de iones acetato $[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e$.

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = 0,01 \text{ mol/dm}^3$$

Escribiendo en una tabla las concentraciones de cada especie:

		$\text{CH}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	H^+	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	6,0		≈ 0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada o formada	0,010	\rightarrow	0,010	0,010	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	Concentración en el equilibrio	$6,0 - 0,010 = 5,99$		0,010	0,010	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e} = \frac{0,010 \cdot 0,010}{6,0} = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

11. A 25 °C el grado de disociación de una disolución de concentración 0,2 mol/dm³ de ácido acético [ácido etanoico] vale 0,0095. Calcula:

- a) La concentración de iones acetato [iones etanoato], hidrogeniones y iones hidroxilo en el equilibrio.
- b) El pH.
- c) La constante de disociación del ácido acético.

(P.A.U. sep. 05)

Rta.: a) $[\text{H}^+]_e = [\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; $[\text{OH}^-]_e = 5,3 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$; b) pH = 2,7;
 c) $K_a = 2,0 \cdot 10^{-5}$.

Datos

Temperatura

Concentración de ácido etanoico

Grado de disociación del ácido etanoico

Incógnitas

Concentraciones de los iones

pH de la disolución

Constante de acidez

Otros símbolos

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

Cantidad de sustancia disociada

Cantidad inicial

Concentración de la sustancia X

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido: $\text{H}_a\text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons a \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^{a-}(\text{aq})$

pH

pOH

Producto iónico del agua

Grado de disociación

Cifras significativas: 2

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 0,20 \text{ mol/dm}^3$

$\alpha = 0,0095 = 9,5 \cdot 10^{-3}$

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

pH

K_a

x

n_d

n_0

$[\text{X}]$

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

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

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

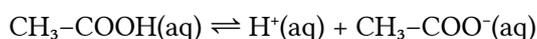
$$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$$

Solución:

a) y b) Se han disociado:

$$[\text{CH}_3\text{-COOH}]_a = \alpha \cdot [\text{CH}_3\text{-COOH}]_0 = 9,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol CH}_3\text{-COOH disoc.}}{\text{mol CH}_3\text{-COOH inic.}} \cdot 0,20 \frac{\text{mol CH}_3\text{-COOH inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol CH}_3\text{-COOH disoc.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Como el ácido etanoico es un ácido débil, se disociará en agua según la ecuación:



		CH ₃ -COOH	⇌	H ⁺	CH ₃ -COO ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	0,20		0	0	mol/dm ³

		CH ₃ -COOH	⇌	H ⁺	CH ₃ -COO ⁻	
[X] _d	Concentración disociada o formada	2,0·10 ⁻³	→	2,0·10 ⁻³	2,0·10 ⁻³	mol/dm ³
[X] _e	Concentración en el equilibrio	0,20 - 2,0·10 ⁻³ = 0,20		2,0·10 ⁻³	2,0·10 ⁻³	mol/dm ³

Las concentraciones de iones acetato e hidrogeniones se sacan de la tabla:

$$[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

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

La concentración de iones hidróxido se deducen de la constante del producto iónico del agua:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Primero se calcula el pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,0 \cdot 10^{-3}) = 2,72$$

$$\text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 11,28$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,28} = 5,3 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

c) La constante de equilibrio K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]_e} = \frac{2,0 \cdot 10^{-3} \cdot 2,0 \cdot 10^{-3}}{0,20} = 2,0 \cdot 10^{-5}$$

Análisis: Si se usasen más cifras significativas, el valor de la constante sería $1,82 \cdot 10^{-5}$ más parecido al valor tabulado.

● Mezclas ácido base

- Dado un ácido débil monoprótico de concentración 0,01 mol/dm³ y sabiendo que se ioniza en un 13 %, calcula:
 - La constante de ionización.
 - El pH de la disolución.
 - ¿Qué volumen de disolución de concentración 0,02 mol/dm³ de hidróxido de sodio serán necesarios para neutralizar completamente 10 cm³ de la disolución del ácido anterior?

(P.A.U. jun. 04)

Rta.: a) $K_a = 1,9 \cdot 10^{-4}$; b) pH = 2,9; c) $V = 5 \text{ cm}^3$ D NaOH.

Datos

Concentración de ácido débil monoprótico HA

Grado de ionización del ácido

Concentración del hidróxido de sodio

Volumen de ácido que se debe neutralizar

Cifras significativas: 3

$$[\text{HA}]_0 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$\alpha = 13,0 \% = 0,130$$

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

$$V_a = 10,0 \text{ cm}^3$$

Incógnitas

pH de la disolución

pH

Constante de acidez

K_a

Volumen de NaOH que neutralizan 10 cm³ de la disolución del ácido

V

Otros símbolos

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

x

Cantidad de ácido disociado

n_d

Cantidad inicial

n_0

Otros símbolos

Concentración de la sustancia X [X]

Ecuaciones

Constante de acidez del ácido: $H_aA(aq) \rightleftharpoons a H^+(aq) + A^{a-}(aq)$ $K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[H A]_e}$

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

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

Producto iónico del agua $pH + pOH = 14$

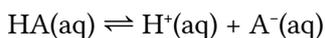
Grado de disociación $\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$

Solución:

a) Se han disociado:

$$[HA]_d = \alpha \cdot [HA]_0 = 0,130 \frac{\text{mol HA disoc.}}{\text{mol HA inic.}} \cdot 0,010 \frac{\text{mol HA inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 1,30 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol HA disoc.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

Un ácido débil monoprótico se disociará en agua según la ecuación:



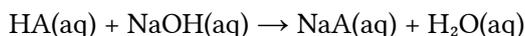
		HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	0,0100		0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada o formada	1,30 · 10 ⁻³		1,30 · 10 ⁻³	1,30 · 10 ⁻³	mol/dm ³
[X] _e	Concentración en el equilibrio	0,0100 – 1,30 · 10 ⁻³ = 0,0087		1,30 · 10 ⁻³	1,30 · 10 ⁻³	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_a es:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[H A]_e} = \frac{1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 1,30 \cdot 10^{-3}}{0,0087} = 1,9 \cdot 10^{-4}$$

b) $pH = -\log[H^+] = -\log(1,30 \cdot 10^{-3}) = 2,89$

c) La reacción de neutralización entre el ácido monoprótico HA y el hidróxido de sodio NaOH es:



El volumen de disolución de concentración 0,0200 mol/dm³ de NaOH necesario para neutralizar 10,0 cm³ de disolución de HA es:

$$V = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D HA} \cdot \frac{0,010 \text{ mol HA}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HA}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D NaOH}}{0,020 \text{ mol NaOH}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D NaOH}$$

$$V = 5,0 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH } 0,0200 \text{ mol/dm}^3$$

◇ CUESTIONES

1. En el laboratorio se dispone de tres vasos de precipitados (A, B y C) que contienen 50 cm³ de disoluciones acuosas de la misma concentración, a una temperatura de 25 °C. Uno de los vasos contiene una disolución de HCl, otro contiene una disolución de KCl y el tercero contiene una disolución de

Vaso de precipitados	A	B	C
pH	7,0	1,5	4,0

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$. Con la información que se indica en la tabla identifica el contenido de cada vaso y justifique la respuesta.

(P.A.U. sep. 16)

Solución:

A es KCl, B es HCl y C es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$

HCl : El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y está totalmente dissociado. Su pH será ácido (<7).

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$: El ácido propanoico también tiene un pH ácido, pero como es un ácido débil, su pH será menos ácido que el del HCl.

KCl: El cloruro de potasio es una sal neutra, que procede de un ácido fuerte y de una base fuerte. Su pH será neutro (7).

2. b) Utilizando la teoría de Brönsted y Lowry, justifica el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes especies: CO_3^{2-} ; HCl y NH_4^+ , identificando los pares conjugados ácido-base.

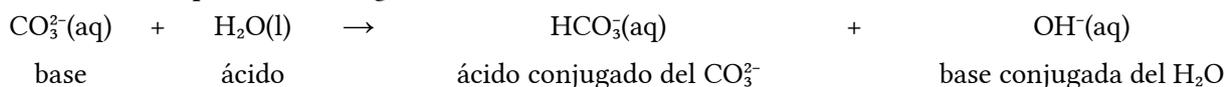
(P.A.U. jun. 16)

Solución:

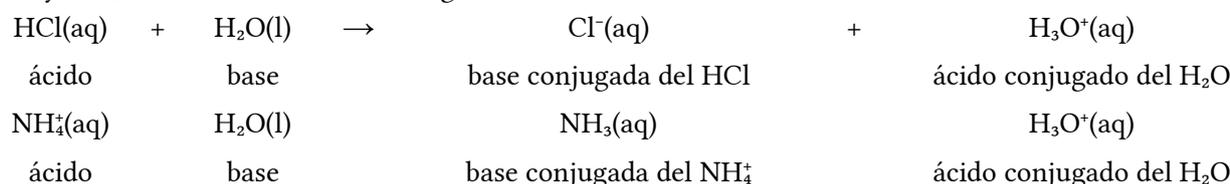
b) En la definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido es la sustancia que cede un ion hidrógeno a una base siendo los productos de la reacción sus especies conjugadas. Un proceso ácido-base es solo un intercambio de iones hidrógeno.

Su reacción con una sustancia anfótera como el agua sería:

CO_3^{2-} : básica. Acepta iones hidrógeno.



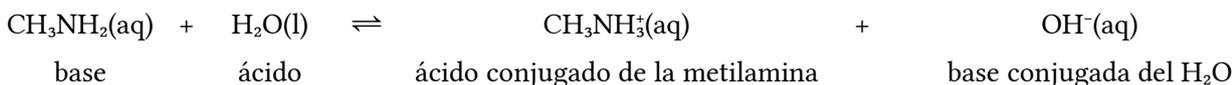
HCl y NH_4^+ : ácidos. Ceden iones hidrógeno.



3. b) La metilamina en disolución acuosa se comporta como una base débil, de forma similar al amoniac. Escribe la reacción e indica los pares ácido/base conjugados.

(P.A.U. jun. 15)

Solución:



4. Razona qué tipo de pH (ácido, neutro o básico) presentarán las siguientes disoluciones acuosas de:
a) Acetato de sodio [etanoato de sodio]
b) Nitrato de amonio.

(P.A.U. jun. 15, sep. 10)

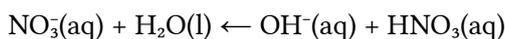
Solución:

El nitrato de amonio tendrá carácter ácido.

Al disolverse el nitrato de amonio, (compuesto iónico), sus iones se solvatarán y separarán.

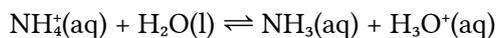


El ion nitrato proviene de un ácido fuerte (el ácido nítrico), y el posible equilibrio



está totalmente desplazado hacia la izquierda. No se hidroliza.

Pero el ion amonio proviene de una base débil (el amoníaco), y se hidroliza.



Este equilibrio produce exceso de iones oxonio, lo que confiere a la disolución un carácter ácido.

El acetato de sodio tendrá carácter básico.

Al disolverse el acetato de sodio, (compuesto iónico), sus iones se solvatarán y separarán

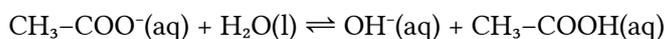


El ion sodio proveen de una base fuerte (el hidróxido de sodio), y el posible equilibrio.



está totalmente desplazado hacia la izquierda. No se hidroliza.

Pero el ion acetato proveen de uno ácido débil (el ácido acético), y se hidroliza



Este equilibrio produce exceso de iones hidróxido, lo que da a la disolución un carácter básico.

¿Por qué el ácido nítrico es fuerte, mientras el ácido acético es débil? Los hidrógenos de los ácidos están unidos a los oxígenos mediante un enlace covalente O-H, polarizado $\text{O}^{-\delta} \leftarrow \text{H}^{+\delta}$. Los otros oxígenos unidos al átomo central (en el caso del ácido nítrico) ejercen un efecto inductivo que debilita el enlace OH, haciendo que rompa más fácilmente, y la disociación es prácticamente completa mientras que en el caso del ácido acético es mucho más débil, puesto que solo tiene un oxígeno más, y su efecto inductivo se reparte entre los dos carbonos.

¿Por qué el hidróxido de sodio es una base fuerte, mientras que el amoníaco es una base débil? El hidróxido de sodio es un compuesto iónico, que, al disolverse en agua, libera iones hidróxido, que, en disolución acuosa, es la base más fuerte. El amoníaco es un compuesto con un par de electrones no enlazantes sobre el nitrógeno, que compite con el agua los por los átomos de hidrógeno: solo una pequeña parte de las moléculas de amoníaco consiguen captar este hidrógeno:



5. b) Indica si el pH de una disolución de NH_4Cl será ácido, básico o neutro.

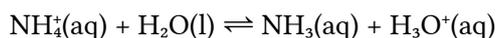
(P.A.U. sep. 14)

Solución:

b) Al disolverse en agua el cloruro de amonio produce:



Como el ion NH_4^+ procede del hidróxido de amonio NH_4OH que es una base débil, se comporta como un ácido relativamente fuerte frente al agua



La concentración de iones oxonio en la disolución aumenta y el pH de la disolución será ácido.

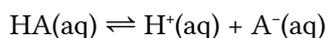
6. a) Los valores de K_a de dos ácidos monopróticos HA y HB son $1,2 \cdot 10^{-6}$ y $7,9 \cdot 10^{-9}$, respectivamente. Razona cuál de los dos ácidos es el más fuerte.

(P.A.U. sep. 14)

Solución:

a) El ácido más fuerte es HA.

La fuerza de un ácido se mide por su grado de disociación α que depende de la constante de acidez. Así, para un ácido HA que se disocia:



la constante de acidez es:

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

El grado de disociación α es la fracción de ácido que se ha disociado:

$$\alpha = \frac{[\text{HA}]_d}{[\text{HA}]_0} = \frac{[\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_0}$$

Si suponemos que la concentración inicial de ácido es c_0 , se puede escribir:

		HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[X] _o	Concentración inicial	c_0		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada o formada	$\alpha \cdot c_0$	\rightarrow	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³
[X] _e	Concentración en el equilibrio	$c_0(1-\alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_e} = \frac{(c_0 \cdot \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$$

Se ve que a mayor valor de la constante de acidez K_a , mayor será el grado de disociación α .

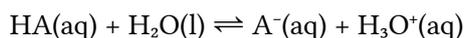
7. Justifica si esta afirmación es correcta:

a) El producto de la constante de ionización de un ácido y la constante de ionización de su base conjugada es igual a la constante del producto iónico del agua.

(P.A.U. jun. 14)

Solución:

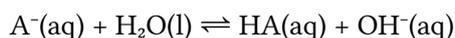
a) Correcta. Cuando un ácido HA débil se disuelve en agua, se ioniza parcialmente en iones A⁻ y H⁺. El ion hidrógeno se une a una molécula de agua para formar el ion oxonio H₃O⁺.



La constante de acidez del ácido AH débil, en función de las concentraciones, es:

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

La base conjugada, según la teoría de Brønsted y Lowry, es el ion A⁻. En disoluciones de las sales del ácido HA, el ion A⁻ se encuentra en equilibrio que se puede expresar por



La constante de basicidad de esta base es

$$K_b = \frac{[\text{HA}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{A}^-]_e}$$

Si multiplicamos ambas constantes, obtenemos

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

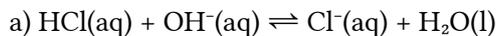
la constante de ionización del agua que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

8. Completa las siguientes reacciones ácido-base e identifica los pares conjugados ácido-base:



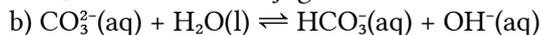
(P.A.U. sep. 13)

Solución:



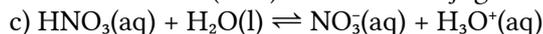
El ion cloruro Cl^- es la base conjugada del ácido clorhídrico HCl .

El H_2O es el ácido conjugado de la base OH^- (ion hidróxido).



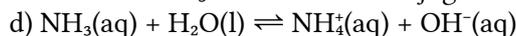
El ion hidrogenocarbonato HCO_3^- es el ácido conjugado de la base CO_3^{2-} (ion carbonato).

El ion hidróxido (OH^-) es la base conjugada del ácido H_2O (agua).



El ion nitrato NO_3^- es la base conjugada del ácido nítrico HNO_3 .

El ion oxonio H_3O^+ es el ácido conjugado de la base H_2O (agua).



El ion amonio NH_4^+ es el ácido conjugado de la base NH_3 (amoníaco).

El ion hidróxido (OH^-) es la base conjugada del ácido H_2O (agua).

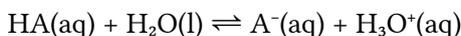
9. Para una disolución acuosa de un ácido HA de $K_a = 1 \cdot 10^{-5}$, justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de acidez de HA es menor que la constante de basicidad de su base conjugada.
 b) Si se diluye la disolución del ácido, su grado de disociación permanece constante.

(P.A.U. sep. 12)

Solución:

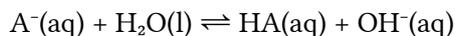
a) Falsa. Cuando un ácido HA débil se disuelve en agua, se ioniza parcialmente en iones A^- y H^+ . El ion hidrógeno se une a una molécula de agua para formar el ion oxonio H_3O^+ .



La constante de acidez del ácido AH débil, en función de las concentraciones, es:

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

La base conjugada, según la teoría de Brönsted y Lowry, es el ion A^- . En disoluciones de las sales del ácido HA, el ion A^- se encuentra en equilibrio que se puede expresar por



La constante de basicidad de esta base es

$$K_b = \frac{[\text{HA}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{A}^-]_e}$$

Si multiplicamos ambas constantes, obtenemos:

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

la constante de ionización del agua que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$. Como la constante de acidez del ácido vale $1 \cdot 10^{-5}$, la de su base conjugada vale

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-5}} = 1 \cdot 10^{-9} < K_a$$

que es menor.

b) Falsa. El grado de disociación α del ácido AH es el cociente entre la concentración de ácido disociado y la concentración inicial:

$$\alpha = \frac{[\text{AH}]_d}{[\text{AH}]_0} = \frac{[\text{H}^+]_d}{[\text{AH}]_0}$$

Si suponemos una concentración de ácido $[\text{HA}] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$, la concentración de iones hidrógeno en el equilibrio se puede calcular de la estequiometría de la reacción.

		HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	0,1		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada o formada	x	→	x	x	mol/dm ³
[X] _e	Concentración en el equilibrio	0,1 - x		x	x	mol/dm ³

El nuevo grado de disociación sería:

$$\alpha' = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,025} = 0,02 = 2 \%$$

Cuanto más diluida es la disolución, mayor es el grado de disociación.

Se puede demostrar en el caso general.

Si llamamos c_0 a la concentración de la disolución de ácido HA, la concentración (c) de ácido disociado se puede expresar en función del grado (α) de disociación como, $c = \alpha \cdot c_0$, y las concentraciones en el equilibrio serían

		HA	\rightleftharpoons	H ⁺	A ⁻	
[X] ₀	Concentración inicial	c_0		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	Concentración disociada o formada	$\alpha \cdot c_0$	\rightarrow	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³
[X] _e	Concentración en el equilibrio	$c_0(1 - \alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³

El grado de disociación (α) puede calcularse a partir de la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{(c_0 \cdot \alpha)^2}{c_0(1 - \alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Si el grado de disociación α es suficientemente pequeño, $\alpha < 0,05 = 5 \%$, queda:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{c_0}}$$

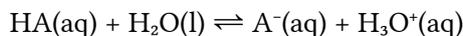
Se ve que el grado de disociación aumenta cuanto menor sea la concentración inicial del ácido.

10. Razona si las siguientes afirmaciones, referidas a una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de un ácido débil HA, son correctas.
- Las concentraciones en el equilibrio de las especies A⁻ y H₃O⁺ son iguales.
 - El pH de la disolución es 1.

(P.A.U. jun. 12)

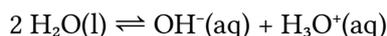
Solución:

a) Aproximadamente correcta. Cuando un ácido HA débil se disuelve en agua, se ioniza parcialmente en iones A⁻ y H⁺. El ion hidrógeno se une a una molécula de agua para formar el ion oxonio H₃O⁺.



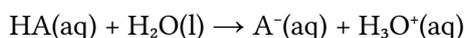
De la estequiometría de la reacción se ve que las cantidades de los iones A⁻ y H₃O⁺ en el equilibrio son las mismas.

Pero además de este proceso de disociación también ocurre la disociación del agua:



que también produce iones oxonio, aunque en mucha menor cantidad. La constante de ionización del agua vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ mientras que la constante de acidez de un ácido como el acético es del orden de 10^{-5} . La concentración de iones oxonio aportados por el agua en medio ácido es despreciable frente a los que produce el ácido débil. La afirmación es aproximadamente correcta, pero no lo es estrictamente.

b) Incorrecta. Una disolución de ácido fuerte de concentración 0,1 mol/dm³ produciría una concentración de iones oxonio también 0,1 mol/dm³, al estar totalmente disociado,



por lo que el pH sería 1

$$pH = -\log[H^+] = -\log[H_3O^+] = -\log 0,1 = 1$$

Pero un ácido débil está parcialmente ionizado, la concentración de iones oxonio sería menor que $0,1 \text{ mol/dm}^3$, y el pH mayor que 1.

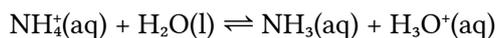
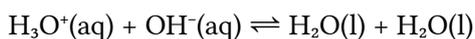
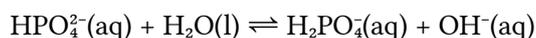
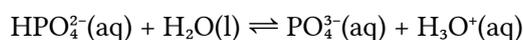
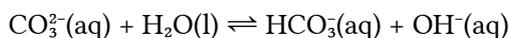
11. Indica, según la teoría de Brönsted-Lowry, cuál o cuáles de las siguientes especies pueden actuar solo como ácido, solo como base y como ácido y base. Escribe las correspondientes reacciones ácido-base.
- a) CO_3^{2-} b) HPO_4^{2-} c) H_3O^+ d) NH_4^+

(P.A.U. sep. 11)

Solución:

En la definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido es la sustancia que cede un ion hidrógeno a una base siendo los productos de la reacción sus especies conjugadas. Un proceso ácido-base es solo un intercambio de iones hidrógeno.

Sustancia	CO_3^{2-}	HPO_4^{2-}	H_3O^+	NH_4^+
Ácido		✓	✓	✓
Base	✓	✓		



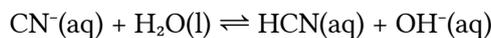
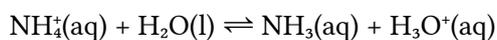
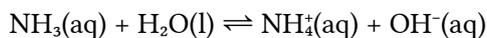
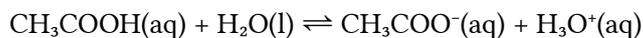
Otra reacción ácido-base del ion oxonio (H_3O^+) sería la cesión del ion hidrógeno H^+ a otra molécula de agua, pero como los productos de la reacción son los mismos que los reactivos, no es una reacción química: nada cambia.

12. a) Escribe las reacciones de disociación en agua, según el modelo de Brönsted-Lowry, de las siguientes especies químicas: CH_3COOH NH_3 NH_4^+ CN^-
 b) Indica los pares ácido/base conjugados.

(P.A.U. jun. 11)

Solución:

a)



En la definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido es la sustancia que cede un ion hidrógeno a una base siendo los productos de la reacción sus especies conjugadas. Un proceso ácido-base es solo un intercambio de iones hidrógeno.

b)

Sustancia	Ácido	Base conjugada	Base	Ácido conjugado
CH_3COOH	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_2O	H_3O^+
NH_3	H_2O	OH^-	NH_3	NH_4^+
NH_4^+	NH_4^+	NH_3	H_2O	H_3O^+
CN^-	H_2O	OH^-	CN^-	HCN

13. Si queremos impedir la hidrólisis que sufre el NH_4Cl en disolución acuosa indica, razonadamente, cuál de los siguientes métodos será el más eficaz:
- Añadir NaCl a la disolución.
 - Añadir NH_3 a la disolución.

(P.A.U. jun. 08)

Solución: b

El cloruro de amonio es una sal, electrolito, que está totalmente ionizada disuelta en agua.



El ion amonio es el ácido conjugado del amoníaco, que es una base débil. Por tanto, el ion amonio reacciona con el agua según el equilibrio de hidrólisis:



La adición del ion cloruro no afecta a este equilibrio, pero sí la de amoníaco, que desplaza el equilibrio hacia la formación de ion amonio. La constante de acidez del equilibrio solo depende de la temperatura y si esta no varía, es constante:

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

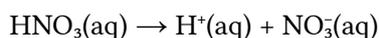
Si añadimos amoníaco, para que K_a mantenga su valor, ha de disminuir la concentración de iones hidrógeno y aumentar la de iones amonio. El grado de hidrólisis disminuye.

14. Ordena de mayor a menor acidez las siguientes disoluciones acuosas de la misma concentración: acetato de sodio [etanoato de sodio], ácido nítrico y cloruro de potasio. Formula las ecuaciones iónicas que justifiquen la respuesta.

(P.A.U. sep. 06)

Solución:

El ácido nítrico es un ácido fuerte y está totalmente disociado.

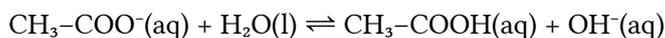


El cloruro de potasio es una sal neutra que procede de un ácido fuerte (HCl) y una base fuerte (KOH). Los iones cloruro (Cl^-) y potasio (K^+) son especies débiles que no pueden hidrolizar el agua.

El acetato de sodio es una sal que procede de una base fuerte (NaOH) y un ácido débil ($\text{CH}_3\text{-COOH}$). Se disocia totalmente en agua,



pero el ion acetato (base conjugada del ácido acético) es lo suficientemente fuerte como para romper las moléculas de agua.



dando un pH básico.

◇ LABORATORIO

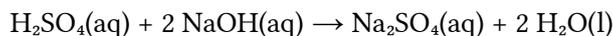
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el volumen de disolución de hidróxido de sodio de concentración $2,00 \text{ mol/dm}^3$ que se gastará en la valoración de $10,0 \text{ cm}^3$ de la disolución de ácido sulfúrico de concentración $1,08 \text{ mol/dm}^3$.
 - Nombra el material y describe el procedimiento experimental para llevar a cabo la valoración anterior.

(P.A.U. sep. 14)

Rta.: a) $V = 10,8 \text{ cm}^3 \text{ D}$

Solución:

a) La reacción ajustada es:



Cálculos previos a la valoración: Para neutralizar $10,0 \text{ cm}^3$ de H_2SO_4 de concentración $1,08 \text{ mol/dm}^3$ se necesitarán:

$$V = 10,0 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{H}_2\text{SO}_4 \frac{1,08 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{H}_2\text{SO}_4} \frac{2 \text{ mol } \text{NaOH}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{NaOH}}{2,00 \text{ mol } \text{NaOH}} = 10,8 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{NaOH}$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 10 cm^3 de disolución de H_2SO_4 y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm^3 . Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución permanecerá incolora. Se llena una bureta de 25 cm^3 con disolución de NaOH de concentración $2,00 \text{ mol/dm}^3$ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 9 cm^3 sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el contenido del erlenmeyer adquiera un color rosado. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. $11,2 \text{ cm}^3$) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros 10 cm^3 de H_2SO_4 con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. $10,5 \text{ cm}^3$). Ahora se deja caer el NaOH gota a gota mientras se rota el erlenmeyer, hasta que la fenolftaleína cambie de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (graduada en $0,1 \text{ cm}^3$), pipeta (1) de 10 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3 , disolución de fenolftaleína.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

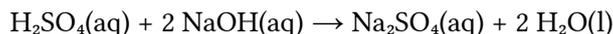
2. a) ¿Cuántos cm^3 de una disolución de NaOH de concentración $0,610 \text{ mol/dm}^3$ se necesitan para neutralizar $20,0 \text{ cm}^3$ de una disolución de H_2SO_4 de concentración $0,245 \text{ mol/dm}^3$? Indica la reacción que tiene lugar y justifica el pH en el punto de equivalencia.
b) Nombra el material necesario y describe el procedimiento experimental para llevar a cabo la valoración.

(P.A.U. jun. 14)

Rta.: a) $V = 16,1 \text{ cm}^3 \text{ D}$

Solución:

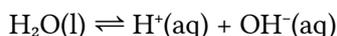
a) La reacción ajustada es



Cálculos: Para neutralizar $20,0 \text{ cm}^3$ de H_2SO_4 de concentración $0,245 \text{ mol/dm}^3$ se necesitarán:

$$V = 20,0 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{H}_2\text{SO}_4 \frac{0,245 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{H}_2\text{SO}_4} \frac{2 \text{ mol } \text{NaOH}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{NaOH}}{0,610 \text{ mol } \text{NaOH}} = 16,1 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{NaOH}$$

El pH en el punto de equivalencia será 7, ya que teóricamente* todo el ácido ha sido neutralizado y solo habrá sulfato de sodio disuelto y agua. El producto iónico del agua es:



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

Cuando no hay exceso de ácido ni de base, las concentraciones de los iones hidrógeno e hidróxido son iguales

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

y la concentración de iones hidrógeno es:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,00 \cdot 10^{-14}} = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

por lo que el $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 7,0$

(* En la práctica el indicador ácido-base vira alrededor del punto de equivalencia con un margen de 1 unidad de pH, por lo que si usamos el indicador adecuado, azul de bromotimol, solo podemos decir que el pH estará comprendido entre 6 y 8)

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden $20,0 \text{ cm}^3$ de disolución de H_2SO_4 y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm^3 . Se añaden dos gotas de azul de bromotimol y la disolución se volverá de color amarillo. Se llena una bureta de 25 cm^3 con disolución de NaOH de concentración $0,610 \text{ mol/dm}^3$ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 15 cm^3 sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el color del contenido del erlenmeyer pase a azul. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. $16,9 \text{ cm}^3$) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros $20,0 \text{ cm}^3$ de H_2SO_4 con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de azul de bromotimol. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. $16,5 \text{ cm}^3$). Ahora se deja caer el NaOH gota a gota mientras se imprime al erlenmeyer un movimiento de rotación, hasta que el indicador vire de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (graduada en $0,1 \text{ cm}^3$), pipeta (1) de 20 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3 , disolución de azul de bromotimol.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

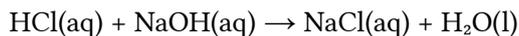
3. En la valoración de $20,0 \text{ cm}^3$ de una disolución de ácido clorhídrico se han gastado $18,1 \text{ cm}^3$ de una disolución de hidróxido de sodio de concentración $0,125 \text{ mol/dm}^3$.
- Calcula la concentración de la disolución del ácido indicando la reacción que tiene lugar.
 - Indica el material y reactivos necesarios, así como el procedimiento para llevar a cabo la valoración.

(P.A.U. sep. 13)

Rta.: a) $[\text{HCl}] = 0,0013 \text{ mol/dm}^3$

Solución:

a) La reacción ajustada es



Cálculos: Si se han gastado $18,1 \text{ cm}^3$ de disolución de hidróxido de sodio de concentración $0,125 \text{ mol/dm}^3$ la cantidad de hidróxido de sodio que reacciona es:

$$n(\text{NaOH}) = 18,1 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH} \frac{0,125 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}} = 2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

La cantidad de ácido clorhídrico que reacciona es:

$$n(\text{HCl}) = 2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Y la concentración de la disolución de HCl es

$$[\text{HCl}] = \frac{2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,113 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta de 20 cm³ se miden 20,0 cm³ de disolución de HCl y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm³. Se añaden dos gotas de azul de bromotimol y la disolución se volverá de color amarillo. Se llena una bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH de concentración 0,125 mol/dm³ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 17 cm³ sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el color del contenido del erlenmeyer pase a azul. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. 18,5 cm³) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros 20 cm³ de HCl con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de azul de bromotimol. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 18,0 cm³). Ahora se deja caer NaOH gota a gota mientras se imprime al erlenmeyer un movimiento de rotación, hasta que el indicador vire de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 20 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de azul de bromotimol.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

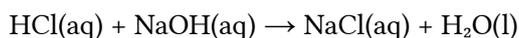
4. a) ¿Qué volumen de disolución NaOH de concentración 0,1 mol/dm³ se necesita para neutralizar 10 cm³ de disolución de HCl de concentración 0,2 mol/dm³? Justifica cuál será el pH en el punto de equivalencia.
b) Describe el procedimiento experimental y nombre el material necesario para llevar a cabo la valoración.

(P.A.U. sep. 12)

Rta.: a) $V = 20 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$

Solución:

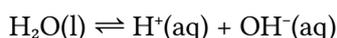
a) La reacción ajustada es



Cálculos: Para neutralizar 10 cm³ de HCl 0,20 mol/dm³ se necesitarán:

$$V = 10 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \cdot \frac{0,20 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{0,10 \text{ mol NaOH}} = 20 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

El pH en el punto de equivalencia será 7, ya que teóricamente* todo el ácido ha sido neutralizado y solo habrá cloruro de sodio disuelto y agua. El producto iónico del agua es:



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

Cuando no hay exceso de ácido ni de base, las concentraciones de los iones hidrógeno e hidróxido son iguales

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

y la concentración de iones hidrógeno es:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,00 \cdot 10^{-14}} = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

por lo que el pH = $-\log[\text{H}^+] = 7,0$

(* En la práctica el indicador ácido-base vira alrededor del punto de equivalencia con un margen de 1 unidad de pH, por lo que si usamos el indicador adecuado, azul de bromotimol, solo podemos decir que el pH estará comprendido entre 6 y 8)

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 10 cm^3 de disolución de HCl y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm^3 . Se añaden dos gotas de azul de bromotimol y la disolución se volverá de color amarillo. Se llena una bureta de 25 cm^3 con disolución de NaOH de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 19 cm^3 sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el color del contenido del erlenmeyer pase a azul. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. $20,2 \text{ cm}^3$) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros 10 cm^3 de HCl con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de azul de bromotimol. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. $19,7 \text{ cm}^3$). Ahora se deja caer el NaOH gota a gota mientras se imprime al erlenmeyer un movimiento de rotación, hasta que el indicador vire de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (graduada en $0,1 \text{ cm}^3$), pipeta (1) de 10 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3 , disolución de azul de bromotimol.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

5. a) Para la valoración de $10,0 \text{ cm}^3$ de disolución de hidróxido de sodio se realizaron tres experiencias en las que los volúmenes gastados de una disolución de HCl de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ fueron de 9,8; 9,7 y 9,9 cm^3 , respectivamente, ¿qué concentración tiene la disolución de la base?
b) Indica el procedimiento seguido y describe el material utilizado en la dicha valoración.

(P.A.U. sep. 10)

Rta.: a) $[\text{NaOH}] = 0,098 \text{ mol/dm}^3$

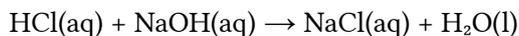
Solución:

Cálculo de la concentración de la disolución de NaOH:

Si los volúmenes medidos de la disolución de HCl fueron: 9,8; 9,7 y 9,9 cm^3 , el valor correcto será la media:

$$V = 9,8 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}$$

La concentración de la disolución de NaOH se calcula de la estequiometría de la reacción:



La cantidad de ácido clorhídrico que reacciona es:

$$n(\text{HCl}) = 9,8 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{0,10 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} = 9,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}$$

La cantidad de hidróxido de sodio que reacciona es:

$$n(\text{NaOH}) = 9,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 9,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH}$$

Y la concentración de la disolución de hidróxido de sodio es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{9,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH}}{10,0 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,098 \text{ mol NaOH/dm}^3 \text{ D}$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 10 cm^3 de disolución de NaOH y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm^3 . Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución se volverá de color rosa fucsia. Se llena una bureta de 25 cm^3 con disolución de HCl $0,100 \text{ mol/dm}^3$ por encima del cero. Se abre la

llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 9 cm³ sobre lo erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de HCl en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el color del contenido del erlenmeyer desaparezca. Se anota el volumen de HCl gastado (p. ej. 10,2 cm³) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con HCl hasta el cero. Se miden otros 10 cm³ de NaOH con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 9,7 cm³). Ahora se deja caer el HCl gota a gota mientras se imprime al erlenmeyer un movimiento de rotación, hasta que la fenolftaleína pierda el color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 10 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

6. En el laboratorio se realiza la valoración de 50,0 cm³ de una disolución de NaOH y se gastaron 20,0 cm³ de HCl de concentración 0,10 mol/dm³

a) Dibuja el montaje experimental indicando en el mismo las sustancias y el nombre del material empleado.

b) Escribe la reacción química que tiene lugar y calcula la concentración molar de la base.

(P.A.U. sep. 09)

Rta.: b) [NaOH] = 0,0400 mol/dm³

Solución:

a) Se miden con una pipeta de 20 cm³, 20 cm³ de la disolución de NaOH y se vacían en un matraz erlenmeyer de 250 cm³. Se le echan dos gotas de disolución de fenolftaleína.

Se llena la bureta de 50 cm³ con la disolución de HCl por encima del 0 y se abre la llave hasta que el pico de la bureta quede lleno y el nivel del HCl esté en 0.

b) $\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

Cálculos:

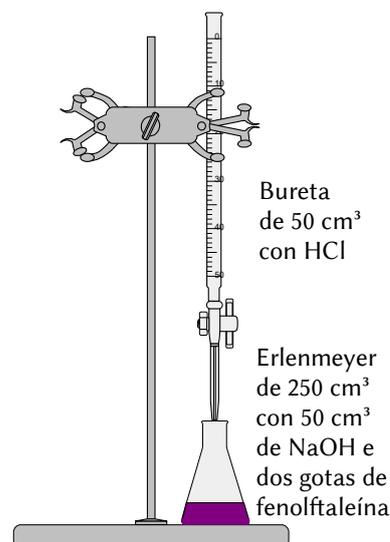
La molaridad (nombre desaconsejado por la IUPAC) es la concentración del soluto en mol/dm³.

Cantidad de HCl

$$n(\text{HCl}) = 20 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 0,10 \text{ mol HCl / dm}^3 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Cada mol de HCl reacciona con un mol de NaOH, por lo que la cantidad de NaOH contenida en los 50 cm³ de disolución es la misma, y la concentración de NaOH es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,040 \text{ mol NaOH/dm}^3$$



7. Explica cómo determinarías en el laboratorio la concentración de una disolución de ácido clorhídrico utilizando una disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,01 mol/dm³. Indica el material, procedimiento y planteamiento de los cálculos.

(P.A.U. jun. 07)

Solución:

Se llena una bureta de 25 cm³ con la disolución de HCl por encima del cero y se abre la llave hasta que la disolución alcance el cero.

Se miden con otra pipeta 10,00 cm³ de disolución de NaOH 0,01 mol/dm³. Se pasan a un matraz erlenmeyer y se le añaden dos gotas de disolución de fenolftaleína. La disolución debe tomar un color rosa.

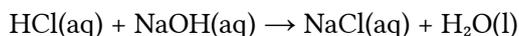
Se coloca el erlenmeyer sobre un papel blanco que resalte el color rosa de la disolución y se coloca debajo de la bureta que contiene el HCl. Se abre la llave dejando caer el HCl en el erlenmeyer en chorros y se agita hasta que el color rosa desaparezca. Se anota el valor del volumen de HCl gastado.

Se tira el contenido del erlenmeyer y se lava. Se vuelven a medir con la pipeta 10,00 cm³ del NaOH y se vierten en el erlenmeyer, añadiéndole dos gotas de fenolftaleína. Se vuelve a llenar la bureta con HCl diluido y se pone a cero.

Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta un cm³ menos que el volumen gastado la primera vez. Se agita el erlenmeyer y se deja gotear el clorhídrico, removiendo continuamente, hasta que el color rosa desaparezca. Se anota este valor como V₁.

Se repite el proceso otras dos veces tomando volúmenes V₂ y V₃. Si los tres valores son lo suficientemente próximos ($\pm 0,2$ cm³) se halla el valor medio. Si no, se desprecia el más alejado y se toma la media de los otros dos.

La concentración del HCl se calcula por estequiometría. Al reaccionar el clorhídrico con el hidróxido de sodio, mol a mol, la cantidad de clorhídrico que reacciona es la misma que la del hidróxido de sodio



$$[\text{HCl}] = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{D HCl})} = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{D HCl})} = \frac{V_m \cdot [\text{NaOH}]}{V(\text{D HCl})} = \frac{V_m \text{ dm}^3 \cdot 0,01000 \text{ mol/dm}^3}{0,01000 \text{ dm}^3} = V_m \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

donde V_m es el volumen medio gastado de clorhídrico en dm³.

8. Explica detalladamente:

- ¿Cómo prepararía en el laboratorio una disolución de ácido clorhídrico de concentración 1 mol/dm³ a partir de ácido clorhídrico de 38 % en peso y densidad = 1,19 g/cm³?
- ¿Cómo valoraría esta disolución? Describe el material empleado y realiza los correspondientes cálculos.

(P.A.U. sep. 06)

Rta.: a) V = 40 cm³ D comercial / 500 cm³ D preparada. b) V = 10 cm³ NaOH / 10 cm³ D NaOH

Solución:

Cálculos: Para preparar por ejemplo 500 cm³ (= 0,500 dm³) de disolución 1 mol/dm³ de HCl que contiene

$$n(\text{HCl}) = 1 \text{ [mol HCl / dm}^3 \text{ D]} \cdot 0,500 \text{ [dm}^3 \text{ D]} = 0,5 \text{ mol HCl}$$

Esa cantidad de ácido clorhídrico debe estar contenida en el volumen V de clorhídrico comercial que hay que medir.

$$V = 0,5 \text{ mol HCl} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g D}}{38 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,19 \text{ g D}} = 40 \text{ cm}^3 \text{ D (disolución de HCl comercial)}$$

Si aceptamos las cifras significativas del dato, la concentración de la disolución es aproximada (1 mol/dm³ se entiende que es 1 ± 1 mol/dm³), y se utilizaría material de medida no demasiado preciso.

Procedimiento para concentración aproximada: Se miden 40 cm³ de disolución de clorhídrico comercial en una probeta de 50 cm³, se vierten en otra probeta de 500 cm³ y se completa con agua hasta los 500 cm³, procurando que el menisco del líquido en ambos casos esté enrasado con la línea de medición. El contenido se pasa a un frasco con tapa, se tapa, se voltea varias veces y se etiqueta: HCl 1 mol/dm³ y la fecha)

Material: Probetas de 50 cm³ (1) y de 500 cm³ (1), frasco con tapa y etiquetas.

Si, por otro lado, suponemos que los datos son más precisos de lo que parecen, para preparar una disolución 1,00 mol/dm³, el material sería de más precisión y el procedimiento sería otro.

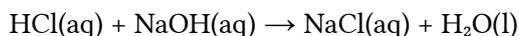
Procedimiento para concentración exacta: Se llena una bureta de 50 cm³ con HCl comercial, por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 40,4 cm³ sobre un matraz aforado de 500 cm³ que contiene agua hasta la mitad, y se rellena el matraz aforado con agua hasta cerca del enrase. Las últimas gotas se añaden con un cuentagotas hasta que la parte inferior del me-

nisco esté a la altura de la línea de enrase. Se tapa el matraz aforado y se voltea varias veces para homogeneizar. El contenido se pasa a un frasco y se etiqueta: HCl 1,00 mol/dm³ y la fecha).

Material: Bureta de 50 cm³ (1), matraz aforado de 500 cm³ (1), cuentagotas, frasco con tapa y etiquetas.

Para valorar la disolución 1 mol/dm³ de HCl emplearía una disolución 1,00 mol/dm³ de NaOH.

La reacción ajustada sería:



Cálculos previos a la valoración: Para neutralizar 10,0 cm³ de HCl 1 mol/dm³ se necesitarán:

$$V = 10,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{1,00 \text{ mol NaOH}} = 10 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 10 cm³ de disolución de HCl y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm³. Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución permanecerá incolora. Se llena una bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH 0,100 mol/dm³ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 9 cm³ sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el contenido del erlenmeyer adquiera un color rosado. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. 10,2 cm³) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros 10 cm³ de HCl con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 9,7 cm³). Ahora se deja caer el HCl gota a gota mientras se rota el erlenmeyer, hasta que la fenolftaleína cambie de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 10 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³, disolución de fenolftaleína.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

Cálculo de la concentración de la disolución de HCl:

Si los volúmenes medidos fueron: 9,8; 9,9 y 10,0 cm³, el valor correcto será la media:

$$V = 9,9 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

La concentración de la disolución de HCl se calcula de la estequiometría de la reacción:

$$[\text{HCl}] = \frac{9,9 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{10,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1,00 \text{ dm}^3 \text{ D NaOH}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,99 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

9. Indica los procedimientos que ha utilizado en el laboratorio para medir el pH de las disoluciones, señalando las características de cada uno. Cita algún ejemplo del empleo de indicadores explicando el por qué de su cambio de color.

(P.A.U. jun. 05)

Solución:

Con indicadores ácido-base como la fenolftaleína o el tornasol o el anaranjado de metilo, que adoptan distinto color según el pH. Por ejemplo la fenolftaleína es incolora a pH < 8, pero toma un color rosa intenso si el pH > 10

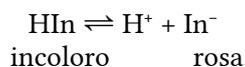
Con papel indicador universal, que va de un color rojo intenso a pH =1 hasta color azul oscuro para pH > 11.

Con un pHmetro, que consta de una sonda que se introduce en la disolución conectada a un indicador con una pantalla digital en la que aparece el valor del pH. El pHmetro se calibra previamente en disoluciones

reguladoras de pH constante 4 y 7.

Un indicador es una especie ácida o base débil en la que la forma ionizada tiene distinto color que la forma neutra.

Suponiendo un indicador ácido, el equilibrio será:



En un medio ácido, con altas concentraciones de iones H^+ , el equilibrio se desplaza hacia la forma molecular incolora, pero en medio básico el equilibrio se desplaza hacia la forma coloreada disociada.

Se suele notar diferencia de color cuando la concentración de una de las formas es unas 10 veces mayor que la otra, por lo que el cambio de color no es brusco, sino que ocurre en un intervalo de viraje que suele ser de 2 unidades de pH.

10. ¿Para qué sirve un matraz erlenmeyer? ¿Y un matraz kitasato? ¿Y una bureta? ¿Y una pipeta? Haz un dibujo esquemático de cada uno. Del material citado anteriormente, ¿cuál utilizarías y cómo lo emplearías en una valoración? Explícalo con un ejemplo.

11. Explica detalladamente (material y procedimiento) cómo se pueden reconocer ácidos y bases en el laboratorio.

(P.A.U. sep. 04)

Solución:

Material: gradilla con tubos de ensayo, varilla de vidrio, vaso de precipitados.

1. Mediante papel indicador de pH universal. Se disuelve la sustancia en agua y, con una varilla de vidrio se toma una gota y se toca un trozo de papel indicador de pH universal. Si el pH es inferior a 7 el pH será ácido. Si el pH es superior a 7 el pH será básico.

2. Con tintura de tornasol. Se disuelve la sustancia en agua y se pone una muestra de unos 5 cm^3 en un tubo de ensayo. Se añaden dos gotas de tintura de tornasol. Si toma color rojo ($\text{pH} < 6$) la sustancia es ácida y si es azul ($\text{pH} > 8$) la sustancia es básica.

Para preparar la disolución, se vierte la sustancia en un vaso de precipitados que contenga agua y se revuelve con una varilla de vidrio.

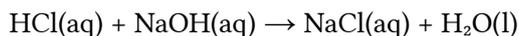
12. Disponemos de 20 cm^3 de una disolución de ácido clorhídrico de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$, que se neutralizan exactamente con 10 cm^3 de hidróxido de sodio de concentración desconocida. Determina la concentración de la base describiendo con detalle, el material, indicador y las operaciones a realizar en el laboratorio.

(P.A.U. jun. 04)

Rta.: $[\text{NaOH}] = 0,2 \text{ mol/dm}^3$

Solución:

a) La reacción ajustada es



Cálculos:

Se calcula la concentración de la disolución de hidróxido de sodio de la que 10 cm^3 neutralizan 20 cm^3 de la disolución de HCl de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$:

$$[\text{NaOH}] = 20 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{1}{10 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,2 \text{ mol NaOH/dm}^3$$

Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (graduada en $0,1 \text{ cm}^3$), pipeta (1) de 20 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3 , disolución de azul de bromotimol.

La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.

La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser graduado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.

El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

Indicador: Como el pH teórico del punto de equivalencia es 7, ya que el ácido clorhídrico es un ácido fuerte y el hidróxido de sodio una base fuerte, el indicador que vira en ese entorno de pH es el azul de bromotimol. También podría usarse disolución de fenolftaleína, que, aunque vira en el entorno de pH 9, tiene una diferencia de color más llamativa entre las formas ácidas y básicas del indicador.

Procedimiento de valoración: Con una pipeta se miden 20 cm³ de disolución de HCl y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm³. Se añaden dos gotas de azul de bromotimol y la disolución se volverá de color amarillo. Se llena una bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH de concentración 0,20 mol/dm³ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 9 cm³ sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el color del contenido del erlenmeyer pase a azul. Se anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. 10,2 cm³) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros 20 cm³ de HCl con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de azul de bromotimol. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 9,7 cm³). Ahora se deja caer el NaOH gota a gota mientras se imprime al erlenmeyer un movimiento de rotación, hasta que el indicador vire de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de incertidumbre.

Así que cuando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de incertidumbre más pequeño que el que tendría si lo tomara tal como lo dan. (1 dm³ tiene una sola cifra significativa, y una incertidumbre relativa del ¡100%! Como las incertidumbres se acumulan a lo largo del cálculo, la incertidumbre final sería inadmisiblemente. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

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.

Actualizado: 17/07/24

Sumario

ÁCIDO BASE

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Ácido o base débil</u>	1
<u>Mezclas ácido base</u>	16
<u>CUESTIONES</u>	17
<u>LABORATORIO</u>	25

Índice de pruebas P.A.U

2004.....	
1. (jun.).....	16, 33
2. (sep.).....	33
2005.....	
1. (jun.).....	32
2. (sep.).....	15
2006.....	
1. (jun.).....	14
2. (sep.).....	12, 25, 31
2007.....	
1. (jun.).....	30
2008.....	
1. (jun.).....	11, 25
2. (sep.).....	1
2009.....	
2. (sep.).....	30
2010.....	
1. (jun.).....	9
2. (sep.).....	18, 29
2011.....	
1. (jun.).....	8, 24
2. (sep.).....	6, 24
2012.....	
1. (jun.).....	23
2. (sep.).....	21, 28
2013.....	
1. (jun.).....	5
2. (sep.).....	4, 21, 27
2014.....	
1. (jun.).....	20, 26
2. (sep.).....	19, 25
2015.....	
1. (jun.).....	2, 18
2. (sep.).....	1
2016.....	
1. (jun.).....	18
2. (sep.).....	18