

# 8. Reacciones de transferencia de protones

## ACTIVIDADES (pág. 199)

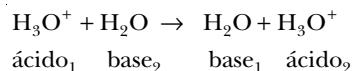
- Ion cloruro. Ion sulfito.
  - Ion óxido. Ion perclorato.
  - Ion hidrogenosulfuro. Ion hidrogenocarbonato.
  - Ion hidróxido. Ion dihidrogenofosfato.
  - Ion carbonato. Ion amonio.
- $\text{HNO}_3$   $\text{Hg}_2\text{SO}_4$
  - $\text{H}_2\text{CO}_3$   $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$
  - $\text{HClO}_4$   $\text{CaCO}_3$
  - $\text{H}_2\text{SO}_3$   $\text{KCN}$
  - $\text{Zn}(\text{OH})_2$   $\text{CH}_3\text{COONa}$
  - $\text{Sn}(\text{OH})_2$   $\text{NH}_4\text{Cl}$

## 2. TEORÍA DE ARRHENIUS (pág. 201)

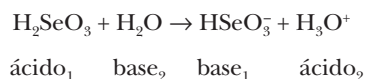
1. a)  $\text{HI} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{I}^-$
  - b)  $\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$
  - c)  $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$
  - d)  $\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
  - e)  $\text{CaS} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + \text{S}^{2-}$
  - f)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
  - g)  $\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
2. a)  $\text{HI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$
  - b)  $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - c)  $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
  - d)  $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SrCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
  - e)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
  - f)  $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
3. a) Ácido:  $\text{HCl}$  Base:  $\text{KOH}$
  - b) Ácido:  $\text{H}_2\text{S}$  Base:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$
  - c) Ácido:  $\text{HNO}_3$  Base:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
  - d) Ácido:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  Base:  $\text{Al}(\text{OH})_3$

## 3. TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY (pág. 203)

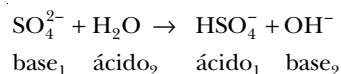
4. a)  $\text{H}_3\text{O}^+$  puede ser dador de protones. Por tanto, es un ácido:



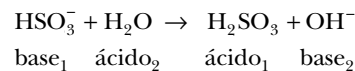
$\text{H}_2\text{SeO}_3$  puede ser dador de protones. Por tanto, es una base:



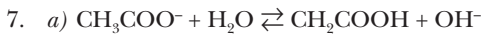
- b)  $\text{SO}_4^{2-}$  no puede ser dador de protones. Será una base:



$\text{HSO}_3^-$  puede ser dador o aceptor de un protón. En este caso tendrá carácter básico porque puede aceptar protones:



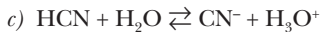
5. a)  $\text{HBr}$ : base conjugada:  $\text{Br}^-$
  - $\text{H}_2\text{S}$ : base conjugada:  $\text{HS}^-$
  - $\text{HSO}_4^-$ : base conjugada:  $\text{SO}_4^{2-}$
  - b)  $\text{HCO}_3^-$ : ácido conjugado:  $\text{H}_2\text{CO}_3$
  - $\text{OH}^-$ : ácido conjugado:  $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{CO}_3^{2-}$ : ácido conjugado:  $\text{HCO}_3^-$
6. a)  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$   
ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub> base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub>
  - b)  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub> base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub>
  - c)  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$   
base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub> ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub>
  - d)  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}$   
ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub> base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub>
  - e)  $\text{F}^- + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{Cl}^-$   
base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub> ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub>
  - f)  $\text{H}_2\text{O} + \text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$   
base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub> ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub>



Carácter básico.



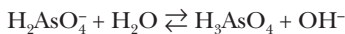
Carácter básico.



Carácter ácido.



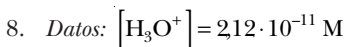
Carácter ácido.



Carácter básico.

Puede ser dador de protones pero también puede aceptar un protón, por tanto presenta ambos caracteres.

## 5. FUERZA DE LOS ÁCIDOS Y DE LAS BASES (pág. 207)



Según el producto iónico del agua:

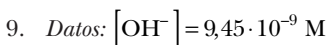
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,12 \cdot 10^{-11}} = 4,72 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] \gg 10^{-7} \text{ M}$$

La concentración de iones  $[\text{OH}^-]$  es  $4,72 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ .

Como  $[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$ , la disolución es **básica**.



Según el producto iónico del agua:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{9,45 \cdot 10^{-9}} = 1,06 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$$

La concentración de iones  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  es  $1,06 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ .

Como  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ , la disolución es **ácida**.

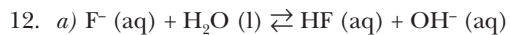
10. En una disolución acuosa, debe cumplirse el producto iónico del agua:  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

En una disolución ácida, por muy elevada que sea la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , la concentración de  $[\text{OH}^-]$  deberá ser distinta de 0 para que se cumpla el producto iónico.

De igual modo, en una disolución básica, por muy elevada que sea la  $[\text{OH}^-]$ , la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  deberá ser distinta de cero para que se cumpla el producto iónico del agua.

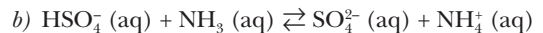
11. Un *ácido fuerte* es aquel que se ioniza completamente en una disolución acuosa diluida, lo que quiere decir que tiene *una tendencia grande a ceder protones* ( $\text{H}^+$ ).

En cambio, un *ácido concentrado* es aquél cuya especie química considerada ácido se encuentra en gran cantidad en la disolución acuosa. Es decir, se refiere a la *composición de la disolución*, y no a la propiedad de ceder protones que pueda presentar.



$\text{H}_2\text{O}$  es un ácido más débil que HF, por lo que el ion  $\text{F}^-$  es una base más débil que  $\text{OH}^-$ .

Por tanto, HF transferirá su protón al  $\text{OH}^-$ . La reacción se producirá en el sentido inverso a como está escrita.



$\text{HSO}_4^-$  es un ácido más fuerte que  $\text{NH}_4^+$ , por lo que el ion  $\text{SO}_4^{2-}$  es una base más débil que  $\text{NH}_3$ .

Por tanto,  $\text{HSO}_4^-$  cederá su protón a  $\text{NH}_3$ , y la reacción tendrá lugar tal y como está escrita, en sentido directo.

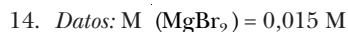


Cuanto mayor es el número de oxígenos que se encuentran alrededor del N, mayor es la capacidad de éste para polarizar el enlace O – H, de manera que el  $\text{H}^+$  se cede con mayor facilidad. Por eso,  $\text{HNO}_3$  es el ácido más fuerte de los tres.

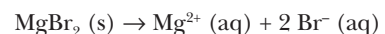


Cuanto mayor es la electronegatividad del elemento, más atrae el par de electrones que comparte con el oxígeno que está unido al hidrógeno, de manera que los protones se liberan con mayor facilidad, y el carácter ácido es mayor.

Como el más electronegativo es el Cl y después el Br, el  $\text{HClO}_2$  es el ácido más fuerte.



La reacción de ionización de la sal es:



Cada mol de sal disuelta produce 1 mol de  $\text{Mg}^{2+}$  y 2 moles de  $\text{Br}^-$ . Por tanto:

$$[\text{Mg}^{2+}] = 0,015 \text{ M} \quad [\text{Br}^-] = 2 \cdot 0,015 = 0,030 \text{ M}$$

## 6. ÁCIDOS Y BASES DÉBILES: CONSTANTES DE IONIZACIÓN (pág. 213)



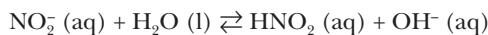
Ácido nitroso:  $\text{HNO}_2$

Ionización de  $\text{HNO}_2$ :



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Reacción del ion nitrito con el agua:



$$K_b = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$$

De la expresión  $K_w = K_a K_b$  se deduce:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

La constante de basicidad del ion  $\text{NO}_2^-$  es  $K_b = 2,2 \cdot 10^{-11}$ .

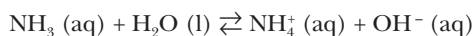
16. Datos:  $K_a [\text{NH}_4^+] = 5,6 \cdot 10^{-10}$

Reacción del ion amonio con el agua:



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

Reacción del amoníaco con el agua:



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

De la expresión  $K_w = K_a K_b$  se deduce:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5,6 \cdot 10^{-10}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La constante de basicidad del ion  $\text{NO}_2^-$  es  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

17. Datos:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Disolución  $\text{HNO}_2$  0,020 M

Equilibrio de ionización y constante:

	$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
$M_{\text{inic}}$	M	-	0	0
Cambios	-x	-	x	x
$M_{\text{eq}}$	M - x	-	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

Llamamos x a los moles de ácido ionizados.

En el equilibrio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = x = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_2] = M - x = 0,020 \text{ M} - 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Por tanto:

$$K_a = \frac{(2,8 \cdot 10^{-3})^2}{0,020 - 2,8 \cdot 10^{-3}} = 4,56 \cdot 10^{-4}$$

La constante de acidez vale  $K_a = 4,56 \cdot 10^{-4}$ .

18. Datos:  $\alpha = 0,13$  M (HA) = 0,001 M

Equilibrio de ionización y constante:

	$\text{HA}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
$M_{\text{inic}}$	M	-	0	0
Cambios	-M $\alpha$	-	M $\alpha$	M $\alpha$
$M_{\text{eq}}$	M - M $\alpha$	-	M $\alpha$	M $\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Sustituyendo por los valores de las concentraciones en equilibrio, se tiene:

$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M^2 \alpha^2}{M(1 - \alpha)} = \frac{M \alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$K_a = \frac{0,001 \cdot 0,13^2}{1 - 0,13} = 1,94 \cdot 10^{-5}$$

La constante de ionización es:  $K_a = 1,94 \cdot 10^{-5}$ .

19. Datos: Disolución de HClO 0,15 M

$$K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$$

Equilibrio de ionización y constante:

	$\text{HClO}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
$M_{\text{inic}}$	M	-	0	0
Cambios	-x	-	x	x
$M_{\text{eq}}$	M - x	-	x	x

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{HClO}] = M - x$$

$$[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}$$

Sustituyendo  $K_a$  por su valor, resulta:

$$3,2 \cdot 10^{-8} = \frac{x^2}{0,15 - x}$$

Despreciamos el valor de x en el denominador:

$$x = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,15} = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

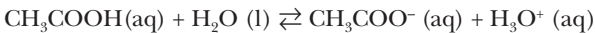
$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{6,93 \cdot 10^{-5}}{0,15} \cdot 100 < 5\% \text{ Luego es válida.}$$

La concentración es  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,93 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

20. Datos: Disolución  $\text{CH}_3\text{COOH}$  1,0 M

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

a) Equilibrio y constante de ionización:



$M_{\text{inic}}$	M	-	0	0
Cambios	$-M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$
$M_{\text{eq}}$	$M - M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$

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

Sustituyendo por los valores de las concentraciones en equilibrio, se tiene:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha}$$

Despreciando el valor de  $M\alpha$  en el denominador:

$$K_a = M\alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{1,0}} = 4,24 \cdot 10^{-3}$$

El grado de ionización es del **0,42 %**.

$$b) [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = M\alpha =$$

$$= 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 4,24 \cdot 10^{-3} = 4,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = M - M\alpha =$$

$$= 1,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} - 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 4,24 \cdot 10^{-3} =$$

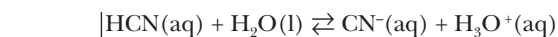
$$= 0,996 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y de  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  son iguales y valen  **$4,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** . La concentración de  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  es  **$0,996 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

21. Datos: Ionización 2 %  $\alpha = 0,02$

$$K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

Equilibrio y constante de ionización:



$M_{\text{inic}}$	M	-	0	0
Cambios	$-M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$
$M_{\text{eq}}$	$M - M\alpha$	-	$M\alpha$	$M\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

Sustituyendo por los valores de las concentraciones en equilibrio, se tiene:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow M = \frac{K_a(1 - \alpha)}{\alpha^2}$$

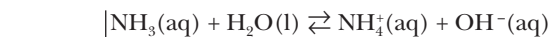
$$M = \frac{4,9 \cdot 10^{-10} (1 - 0,02)}{(0,02)^2} = 1,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

La molaridad es  **$1,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

22. Datos:  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Amoníaco 0,1 M

Equilibrio y constante de ionización:



$M_{\text{inic}}$	M	-	0	0
Cambios	-x	-	x	x
$M_{\text{eq}}$	$M - x$	-	x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciando el valor de x en el denominador:

$$K_b = \frac{x^2}{M} \Rightarrow x = \sqrt{K_b \cdot M} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}$$

$$K_b = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ Luego es válida.}$$

$$[\text{OH}^-] = x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración de  $\text{OH}^-$  es  **$1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

## 7. EL pH (pág. 215)

23. a) Datos:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,325 \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,325) = 0,49$$

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

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 0,49 = 13,51$$

b) Datos:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,56 \cdot 10^{-10} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 4,56 \cdot 10^{-10} = 9,34$$

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

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9,34 = 4,66$$

24. a) Datos:  $[\text{OH}^-] = 0,0257 \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,0257 = 1,59$$

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

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,59 = \mathbf{12,41}$$

b) Datos:  $[\text{OH}^-] = 2,35 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,35 \cdot 10^{-12}) = \mathbf{11,63}$$

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

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 11,63 = \mathbf{2,37}$$

25. a)  $\text{pH} = 4,78 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,78} = \mathbf{1,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$

De la igualdad:  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,66 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{6,03 \cdot 10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

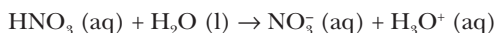
b)  $\text{pH} = 12,41 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12,41} = \mathbf{3,89 \cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$

De la igualdad:  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,89 \cdot 10^{-13}} = \mathbf{0,026 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$$

26. Datos:  $M(\text{HNO}_3) = 2,72 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Ecuación de ionización:



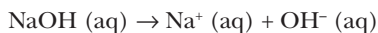
La concentración inicial de  $\text{HNO}_3$  es igual a la concentración final de  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 2,72 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \\ &= -\log (2,72 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,57} \end{aligned}$$

El pH es **2,57**.

27. Datos:  $M(\text{NaOH}) = 8,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Ecuación de ionización:



La concentración inicial de  $\text{NaOH}$  es igual a la concentración final de  $\text{OH}^-$ :

$$[\text{OH}^-] = 8,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Deducimos el valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{8,25 \cdot 10^{-2}} = 1,21 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,21 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{12,92}$$

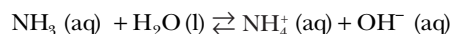
El pH es **12,92**.

## 8. DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS (pág. 217)

28. El cloruro de amonio está totalmente disociado por ser un electrólito fuerte:



El amoníaco se encuentra parcialmente ionizado:



La presencia del ion común,  $\text{NH}_4^+$ , proporcionado por la sal, hace que el equilibrio esté muy desplazado hacia la izquierda. De manera que si se añade una pequeña cantidad de base, aumenta la concentración de  $\text{OH}^-$  y el equilibrio se desplaza aún más hacia la izquierda para que disminuya. Así, el pH no varía apenas.

Si, por el contrario, se añade un ácido, la concentración de  $\text{OH}^-$  disminuye y el equilibrio se desplaza hacia la derecha para que aumente y se neutralicen los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , de manera que el pH tampoco varía significativamente.

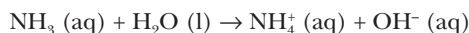
29. Datos:  $M(\text{NH}_3) = 0,030 \text{ M}$        $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,040 \text{ M}$$

Disolución de la sal:



Equilibrio de la base:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{OH}^-] \cong 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,030}{0,040} = 1,35 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

De la ecuación:  $K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$  deducimos:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,35 \cdot 10^{-5}} = 7,41 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (7,41 \cdot 10^{-10}) = \mathbf{9,1}$$

30. Datos:  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,10 \text{ M}$        $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,10 \text{ M}$$

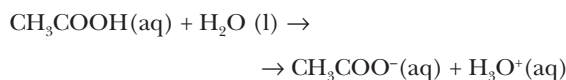
Se añaden 0,010 mol NaOH.

Calculamos el pH inicial de la solución amortiguadora:

Disociación de la sal:



Equilibrio del ácido:



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

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,10}{0,10} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

Calculamos el pH al añadir NaOH:

	NaOH (aq) → Na <sup>+</sup> (aq) + OH <sup>-</sup> (aq)		
n <sub>inic</sub>	0,010	-	-
n <sub>eq</sub>	-	0,01	0,01

Estamos añadiendo 0,01 mol de OH<sup>-</sup>, de manera que el equilibrio se desplazará hacia la derecha para formar H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y neutralizar el OH<sup>-</sup>.



M <sub>inic</sub>	0,1	0,1
M <sub>eq</sub>	0,1 - 0,01	0,1 + 0,01

De manera que desaparecerán 0,01 mol de CH<sub>3</sub>COOH y aparecerán 0,01 mol de CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>.

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

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}} =$$

$$= 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{(0,1 - 0,01)}{0,1 + 0,01}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,5 \cdot 10^{-5}) = 4,82$$

## 9. INDICADORES ÁCIDO-BASE (pág. 219)

31. a) Anaranjado de metilo    pH = 2,0    anaranjado

pH = 11,0    amarillo

b) Azul de bromotimol    pH = 2,0    amarillo

pH = 10,0    azul

c) Fenofaleína    pH = 2,0    incoloro

pH = 10,0    rojo

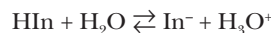
32. También puede ser neutra, ya que el intervalo de viraje de la fenofaleína empieza a pH = 8,3. Por tanto, si la disolución es neutra (pH = 7,0), la fenofaleína continuará incolora a este pH.

33. Rojo neutro K<sub>a</sub> = 2,0 · 10<sup>-7</sup>

$$\text{pH} = 3 \rightarrow \text{color rojo} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$$

Suponemos que veremos el color rojo de la forma HIn cuando tenemos  $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10$ , de manera que si se cumple

la desigualdad a pH = 3, se demuestra que veremos el color rojo:



$$K_a = \frac{[\text{In}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} =$$

$$= \frac{10^{-3}}{2,0 \cdot 10^{-7}} = 5 \cdot 10^3$$

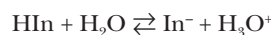
$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} > 10, \text{ se demuestra la desigualdad.}$$

$$\text{pH} = 10 \text{ color amarillo} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10}$$

Suponemos que veremos el color amarillo de la forma

In<sup>-</sup> cuando tenemos  $\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \geq 10$ , de manera que si se

cumple la desigualdad a pH = 10, se demuestra que veremos el color amarillo:



$$K_a = \frac{[\text{In}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \Rightarrow \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} =$$

$$= \frac{2,0 \cdot 10^{-7}}{10^{-10}} = 2 \cdot 10^3$$

$$\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} > 10, \text{ se demuestra la desigualdad.}$$

## 11. VALORACIONES ÁCIDO-BASE (pág. 225)

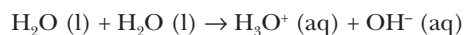
34. Datos: M (CH<sub>3</sub>COONa) = 0,10 M

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

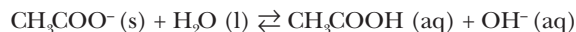
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión, base conjugada de ácido débil, se hidroliza según:



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Multiplicamos los dos términos por [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]:

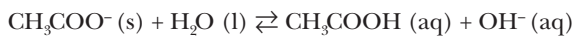
$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} =$$

$$= \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

La constante de hidrólisis es  $K_h = 5,6 \cdot 10^{-10}$ .

Calculemos el pH de la disolución.

Ecuación de hidrólisis y constante:



$M_{\text{mic}}$	0,1	-	0	0
$M_{\text{hid}}$	0,1 - x		x	x

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Sustituyendo:

$$K_h = \frac{x^2}{0,1 - x} \cdot \text{Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

De esta manera:

$$[\text{OH}^-] = x = 7,48 \cdot 10^{-6}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{0,1} \cdot 100 = \frac{7,48 \cdot 10^{-6}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

Calculamos la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  para saber el pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,48 \cdot 10^{-6}} = 1,34 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 8,87$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{7,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

El grado de hidrólisis es  $7,5 \cdot 10^{-5}$ .

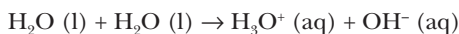
35. Datos:  $M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,50 \text{ M}$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión, base conjugada de ácido débil, se hidroliza según:

	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
$M_{\text{hid}}$	M - x      -      x      x

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Calculamos primero la  $K_h$  multiplicando cada término por  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos el pH sustituyendo las concentraciones en la hidrólisis:

$$K_h = \frac{x^2}{M - x} \cdot \text{Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,5} = 1,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,67 \cdot 10^{-5}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

Calculamos la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  a partir de:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

$$[\text{OH}^-] = x; [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,67 \cdot 10^{-5}} = 5,98 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,2$$

El pH de la disolución es **9,2**.

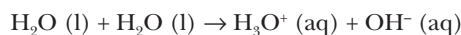
36. Datos:  $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,10 \text{ M}$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de base débil, se hidroliza con el agua según:

	$\text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$
$M_{\text{hid}}$	M - x      -      x      x

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

Calculamos  $K_h$  multiplicando por  $[\text{OH}^-]$  cada término:

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

Sustituyendo:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,8 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos el pH sustituyendo las concentraciones en  $K_h$ :

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,8 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{7,45 \cdot 10^{-6}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

Como:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,12$$

El pH de la disolución es **5,12**.

Calculamos el grado de hidrólisis sustituyendo las concentraciones:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{7,45 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

El grado de hidrólisis es de  **$7,5 \cdot 10^{-5}$** .

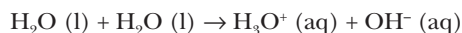
37. Datos:  $[\text{NH}_4\text{Br}] = 0,10 \text{ M}$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

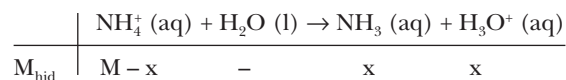
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de base débil, se hidroliza con el agua según:



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

Calculamos  $K_h$  multiplicando por  $[\text{OH}^-]$  cada término:

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

$$= \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  sustituyendo las concentraciones en  $K_h$ :

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1} = 7,5 \cdot 10^{-6}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{7,5 \cdot 10^{-6}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válido.}$$

Calculamos el pH, sabiendo que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,12$$

El pH de la disolución es **5,12**.

38. Para que el pH de una disolución sea 0, la concentración del ácido debe ser 1 M y estar totalmente disociado:

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$		
$M_{\text{inic}}$	M	-	-
$M_{\text{final}}$	-	M	M

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log 1 = 0$$

Pero resulta difícil que con una concentración tan elevada el ácido se encuentre totalmente disociado.

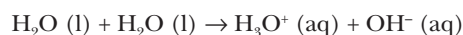
39. Datos:  $\text{pH} = 5,00$   $\text{NH}_4\text{Cl}$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

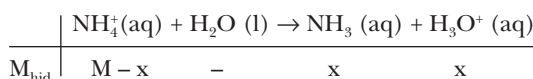
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de base débil, se hidroliza con el agua según:



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

Se obtendrá:  $K_h = \frac{K_w}{K_b} = 5,56 \cdot 10^{-10}$

Sustituimos las concentraciones en  $K_h$  conociendo la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,0} = x$$

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$M = \frac{x^2}{K_h} = \frac{(10^{-5,0})^2}{5,56 \cdot 10^{-10}} = 0,18 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:



$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 10^{-5}}{0,11} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

La concentración molar inicial de la sal ha de ser  $M = 0,18 \text{ M}$ .

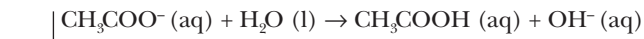
40. Datos:  $M(\text{CH}_3\text{COONH}_4) = 0,15 \text{ M}$

$$K_a = K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:

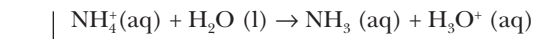


El anión produce hidrólisis básica:



	$M - x$		$x$		$x$
$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$					

El catión produce hidrólisis ácida:



	$M - x$		$x$		$x$
$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$					

La constante de hidrólisis:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{(1,8 \cdot 10^{-5})^2} = 3,1 \cdot 10^{-5}$$

La constante de hidrólisis es:  $K_h = 3,1 \cdot 10^{-5}$

Para hallar el grado de hidrólisis,  $\alpha = \frac{x}{M}$ , calculamos primero  $x$ , sustituyendo las concentraciones en  $K_h$ :

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciamos  $x$  del denominador:

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{3,1 \cdot 10^{-5} \cdot 0,15} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{0,15} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{0,15} = 1,4 \cdot 10^{-2}$$

El grado de hidrólisis es  $1,4 \cdot 10^{-2}$ .

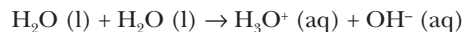
41. Datos:  $M(\text{NaHCO}_3) = 0,1 \text{ M}$

$$K_a = 3,0 \cdot 10^{-7}$$

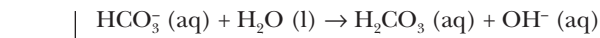
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión, base conjugada de ácido débil, se hidroliza según:



	$M - x$		$x$		$x$
$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]}$					

Calculamos la constante de hidrólisis, multiplicando cada término por  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-7}} = 3,3 \cdot 10^{-8}$$

La constante de hidrólisis es  $3,3 \cdot 10^{-8}$ .

Calculamos las concentraciones en la hidrólisis, sustituyendo en  $K_h$ :

$$K_h = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{3,3 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 5,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{5,74 \cdot 10^{-5}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

$$\alpha = \frac{M_{\text{hid}}}{M_{\text{inic}}} = \frac{x}{M} = \frac{5,74 \cdot 10^{-5}}{0,1} = 5,7 \cdot 10^{-4}$$

El grado de hidrólisis es  $5,7 \cdot 10^{-4}$ .

Calculamos la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  según:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

$$[\text{OH}^-] = x = 5,74 \cdot 10^{-5}$$

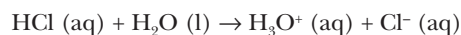
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5,74 \cdot 10^{-5}} = 1,74 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,8$$

El pH de la disolución es **9,8**.

42. Datos:  $M(\text{HCl}) = 0,050 \text{ M}$

Como es un ácido fuerte, se encuentra totalmente disociado:



$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HCl}]_i = 0,050 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,050) = 1,30$$

El pH es **1,30**.

a)  $V = 10 \text{ mL}$

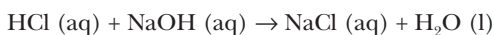
$$[\text{NaOH}] = 0,050 \text{ M}$$

Calculamos los moles de cada:

$$\begin{aligned} n(\text{HCl}) &= V(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = \\ &= 0,020 \text{ mL} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,0005 \text{ mol HCl} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ &= 0,010 \text{ mL} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,0005 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

La reacción de neutralización:



$$\begin{aligned} n(\text{HCl}) (\text{sin neutr.}) &= n(\text{HCl}) - n(\text{NaOH}) = \\ &= 0,001 \text{ mol} - 0,0005 \text{ mol} = 0,0005 \text{ mol HCl} \end{aligned}$$

La nueva molaridad de HCl, si se consideran volúmenes aditivos:

$$M(\text{HCl}) = \frac{0,0005 \text{ mol}}{(0,02 + 0,01) \text{ L}} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

El HCl está totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]_{\text{inicial}} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,78$$

Al añadir 10 mL de NaOH, el pH ha aumentado a **1,78**.

b)  $V(\text{NaOH}) = 19 \text{ mL} = 0,019 \text{ L}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,019 \text{ L} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,00095 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutr.}) = 0,001 \text{ mol} - 0,00095 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutr.}) = 0,00005 \text{ mol}$$

Calculamos la molaridad considerando volúmenes aditivos:

$$M(\text{HCl}) = \frac{0,00005 \text{ mol HCl}}{(0,019 + 0,020) \text{ L}} = 1,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El HCl está totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,89$$

Al añadir 19 mL de NaOH, el pH ha aumentado a **2,89**.

c)  $V(\text{NaOH}) = 21 \text{ mL} = 0,021 \text{ L}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,021 \text{ L} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,00105 \text{ mol}$$

En este caso hay un exceso de moles de NaOH:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) (\text{sin neutr.}) &= 0,00105 - 0,001 \text{ mol NaOH} = \\ &= 0,00005 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,00005 \text{ mol NaOH}}{(0,021 + 0,020) \text{ L}} = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El NaOH está totalmente disociado:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [1,22 \cdot 10^{-3}] = 2,91$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,91 = 11,09$$

Al añadir 21 mL de NaOH, el pH aumenta a **11,09**.

d)  $V(\text{NaOH}) = 30 \text{ mL} = 0,030 \text{ L}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,030 \text{ L} \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,00105 \text{ mol}$$

En este caso hay un exceso de moles de NaOH:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) (\text{sin reacc.}) &= 0,00105 - 0,001 = \\ &= 0,00005 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,00005 \text{ mol NaOH}}{(0,030 + 0,020) \text{ L}} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El NaOH está totalmente disociado:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2,0$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,0$$

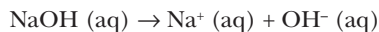
Al añadir 30 mL de NaOH, el pH aumenta a **12,0**.

43. Datos:  $V(\text{NaOH}) = 50 \text{ mL}$        $V(\text{HCl}) = 15 \text{ mL}$

$$M(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ M} \quad M(\text{HCl}) = 0,15 \text{ M}$$

Calculamos el pH de la disolución de NaOH.

Como es una base fuerte:



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 0,70$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,70 = 13,30$$

El pH inicial es **13,30**.

Calculamos el pH de la disolución final:

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ &= 0,050 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,01 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

$$n(\text{HCl}) = V(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 0,015 \text{ L} \cdot 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,00225 \text{ mol HCl}$$

Hay un exceso de NaOH:

$$n(\text{NaOH}) (\text{sin neutr.}) = 0,01 \text{ mol} - 0,00225 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) (\text{sin neutr.}) = 0,00775 \text{ mol NaOH}$$

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,00775 \text{ mol NaOH}}{(0,050 + 0,015) \text{ L}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como NaOH estará totalmente disociado:

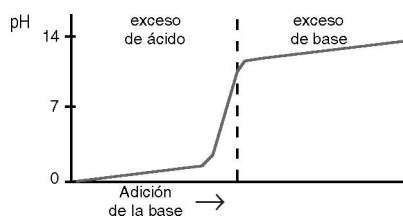
$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 0,92$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,08$$

El pH de la disolución final será **13,08**.

44.



El principio de la curva es igual que un ácido fuerte, ya que hay exceso de ácido.

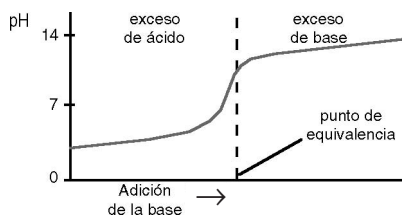
Después del punto de equilibrio, hay exceso de base, y como es débil, no estará totalmente disociado, y el pH será menos básico.

Indicador: Azul de bromotimol.

Rojó neutro.

El punto de equivalencia estará por debajo de 7.

45.



Al principio hay exceso de ácido, y como es débil, tendrá un pH no tan ácido como un ácido débil.

Después del punto de equivalencia, hay un exceso de base, y como es base débil, el pH tampoco será tan básico como una base fuerte.

Indicador: en el caso de que las constantes de ionización sean similares, el pH en el punto de equivalencia será aproximadamente 7.

Indicador: Azul de bromotimol (6,0 - 7,6).

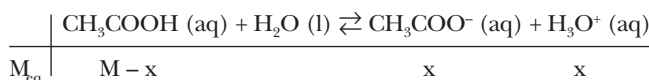
## RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS

(págs. 228 y 229)

46. Datos:  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ M}$

Cálculo de pH:  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Equilibrio y constante de ionización:



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

Sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Despreciamos x del denominador:

$$x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

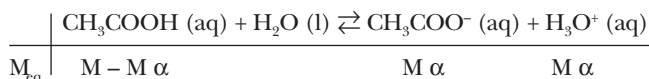
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

El pH es **2,87**.

Calculamos el porcentaje de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 + \alpha)}$$

Despreciamos el valor de x en el denominador:

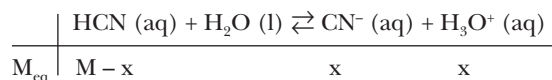
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,0134$$

El porcentaje de ionización es **1,34 %**.

47. Datos:  $\text{pH} = 5,07$

$$M(\text{HCN}) = 0,1 \text{ M}$$

Equilibrio y constante de ionización:



$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x$$

Como  $\text{pH} = 5,07$ , resulta:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,07} = 8,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Sustituyendo:

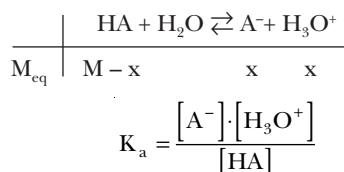
$$K_a = \frac{x^2}{M-x} = \frac{(8,5 \cdot 10^{-6})^2}{0,1 - 8,5 \cdot 10^{-6}} = 7,23 \cdot 10^{-10}$$

La constante de ionización vale  $K_a = 7,23 \cdot 10^{-10}$ .

48. Datos: M (HA) = 0,1 M

$$\text{pH} = 4,0$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos el porcentaje de ionización:

$$\alpha = \frac{x}{M} \text{ como } x = [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Calculamos  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  a partir del pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\alpha = \frac{10^{-4}}{0,1} = 10^{-3}$$

El porcentaje de ionización es **0,1 %**.

Calculamos la constante de acidez:

$$[\text{HA}]_{\text{eq}} = M - M \alpha$$

$$[\text{A}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = M \alpha$$

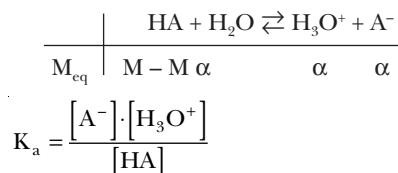
$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,1 \cdot (10^{-3})^2}{1 - 10^{-3}} = 1,0 \cdot 10^{-7}$$

La constante de ionización vale  $K_a = 1,0 \cdot 10^{-7}$ .

49. Datos: M (HA) =  $10^{-2}$  M

$$\text{Ionización } 3 \% \quad \alpha = 0,03$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos el pH de la solución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (M \alpha) = -\log (10^{-2} \cdot 0,03)$$

$$\text{pH} = 3,52$$

Calculamos la constante sustituyendo:

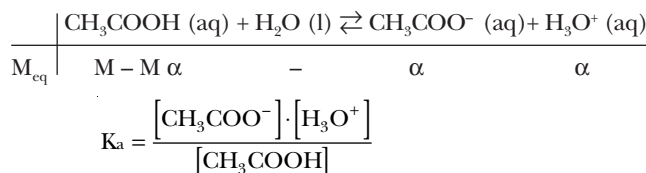
$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{10^{-2} \cdot (0,03)^2}{1 - 0,03} = 9,3 \cdot 10^{-6}$$

El pH es de **3,52** y la  $K_a = 9,3 \cdot 10^{-6}$ .

50. Datos: M ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) = 0,1 M

$$\text{Ionización } 1,6 \% \quad \alpha = 0,016$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos el pH de la solución:

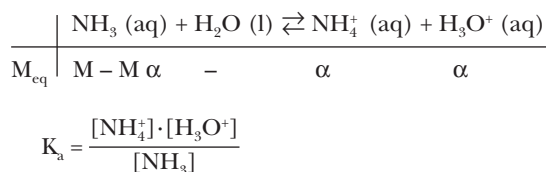
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (M \alpha) = -\log (0,1 \cdot 0,016)$$

$$\text{pH} = 2,80$$

51. Datos: M ( $\text{NH}_3$ ) = 0,01 M

$$\text{Ionización } 4,2 \% \quad \alpha = 0,042$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos primero la  $[\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-] = M \alpha = 0,01 \cdot 0,042 = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calculamos la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  a partir de:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,2 \cdot 10^{-3}} = 2,38 \cdot 10^{-11}$$

Calculamos el pH:

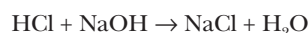
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,38 \cdot 10^{-11} = 10,62$$

El pH de la disolución es **10,62**.

52. Datos: n (HCl) = 3,65 g 100 mL de disolución HCl

$$V (\text{HCl}) = 1 \text{ L}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos la molaridad de la disolución de HCl:

$$M_r (\text{HCl}) = 1 \cdot 1,008 \text{ u} + 1 \cdot 35,45 \text{ u} = 36,458 \text{ u}$$

$$n (\text{HCl}) = 3,65 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,458 \text{ g HCl}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$M (\text{HCl}) = \frac{n (\text{HCl})}{V (\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Calculamos los moles de NaOH neutralizados:

$$100 \text{ mL disol HCl} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,01 \text{ mol NaOH}$$

Calculamos la molaridad de la disolución de NaOH:

$$M(\text{NaOH}) = \frac{0,01 \text{ mol NaOH}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,2 \text{ M}$$

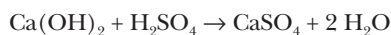
La disolución de NaOH es **0,2 M**.

53. *Datos:*  $V(\text{Ca(OH)}_2) = 20 \text{ mL}$

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30,0 \text{ mL}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0 \text{ M}$$

La reacción de neutralización:



Calculamos los moles de NaOH neutralizados:

$$30,0 \cdot 10^{-3} \text{ L disol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 30,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución de NaOH:

$$M(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{30,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2}{20 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Para calcular los gramos, calculamos la masa molar:

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2) = 1 \cdot 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} + 2 \cdot 1,008 \text{ u}$$

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2) = 74,096 \text{ u}$$

$$1 \text{ L disol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1,5 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ L disol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{74,096 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 111,14 \text{ g Ca(OH)}_2$$

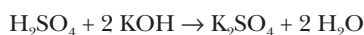
En 1 L de disolución hay **111,14 g** de  $\text{Ca(OH)}_2$ .

54. *Datos:*  $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50,0 \text{ mL}$

$$M(\text{KOH}) = 0,5 \text{ M}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 14,0 \text{ g}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos los moles de NaOH neutralizados:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 1 \cdot 32,07 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,086 \text{ u}$$

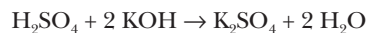
$$14 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,143 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos el volumen de la disolución de KOH que se necesita:

$$0,143 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L disol KOH}}{0,5 \text{ mol KOH}} = 0,571 \text{ L disol KOH}$$

Se necesitan **0,571 L** de disolución de KOH.

55. La reacción de neutralización:



El volumen final:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50,0 \text{ mL} = 0,050 \text{ L}$$

$$V(\text{KOH}) = 0,571 \text{ L}$$

$$V_T = 0,571 \text{ L} + 0,050 \text{ L} = 0,621 \text{ L}$$

Calculamos los moles de sal obtenida a partir de los 14 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$14 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,086 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,143 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Calculamos la concentración de la sal:

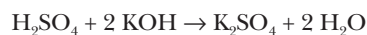
$$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{0,143 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{0,621 \text{ L}} = 0,23 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración de la sal final es **0,23 M**.

56. *Datos:*  $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100 \text{ mL}$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ M}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos los moles de KOH que se necesitan, y con la masa molar, los gramos:

$$M_r(\text{KOH}) = 39,10 \text{ u} + 16,00 \text{ u} + 1,008 \text{ u} = 56,108 \text{ u}$$

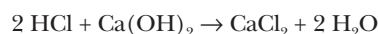
$$100 \cdot 10^{-3} \text{ L disol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \frac{56,108 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1,12 \text{ g KOH}$$

Se necesitan **1,12 g** de KOH puro.

57. *Datos:*  $V(\text{HCl}) = 100,0 \text{ mL}$

$$M(\text{HCl}) = 5,0 \text{ M}$$

Reacción de neutralización:



Calculamos la masa molar de  $\text{Ca(OH)}_2$ :

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2) = 1 \cdot 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 16,00 \text{ u} + 2 \cdot 1,008 \text{ u}$$

$$M_r(\text{Ca(OH)}_2) = 74,096 \text{ u}$$

Calculamos la masa que se puede neutralizar:

$$100,0 \cdot 10^{-3} \text{ L disol HCl} \cdot \frac{5,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disol HCl}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{74,096 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 18,5 \text{ g Ca(OH)}_2$$

Se pueden neutralizar **18,5 g** de  $\text{Ca(OH)}_2$ .

58. Datos:  $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40,0 \text{ mL}$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,365 \text{ g}$$

Calculamos la masa molar del  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 22,99 \text{ u} + 1 \cdot 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos los moles de ácido sulfúrico que podemos neutralizar a partir de la reacción de neutralización:



$$0,365 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} =$$

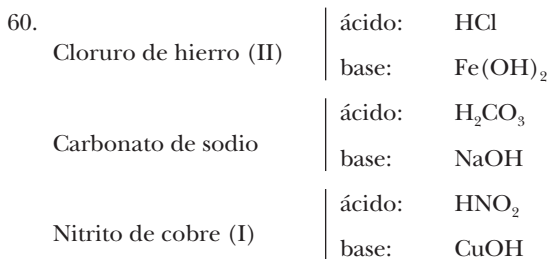
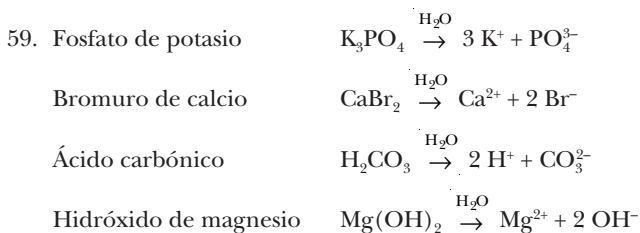
$$= 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Calculamos la concentración de la disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

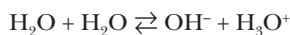
$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0,04 \text{ L}} = 0,085 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La molaridad de la disolución es de **0,085 M**.

### EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 230 y 231)



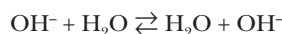
61. a)  $\text{H}_2\text{O}$ : puede ceder protones y, por tanto, puede actuar como ácido:



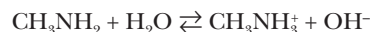
$\text{NH}_4^+$  puede ceder protones y, por tanto, puede actuar como ácido:



b)  $\text{OH}^-$ : puede aceptar un protón:



$\text{CH}_3\text{NH}_2$ : puede aceptar un protón:



62.  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  base conjugada:  $\text{OH}^-$

$\text{HCO}_3^- \rightarrow$  base conjugada:  $\text{CO}_3^{2-}$

$\text{HS}^- \rightarrow$  base conjugada:  $\text{S}^{2-}$

63.  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$  ácido conjugado:  $\text{H}_3\text{O}^+$

$\text{NH}_3 \rightarrow$  ácido conjugado:  $\text{NH}_4^+$

$\text{HSO}_4^- \rightarrow$  ácido conjugado:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

64. a)  $\text{H}_2\text{O} + \text{HF} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$

base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub> ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub>

b)  $\text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{OH}^- + \text{HS}^-$

ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub> base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub>

c)  $\text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \text{OH}^-$

base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub> ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub>

d)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{NH}_4^+$

ácido<sub>1</sub> base<sub>2</sub> base<sub>1</sub> ácido<sub>2</sub>

65. a)  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

Naturaleza ácida.



Naturaleza básica.

El ion  $\text{HCO}_3^-$  puede comportarse como un ácido o como una base.

b)  $\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO}_4 + \text{OH}^-$

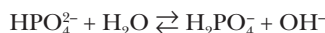
Naturaleza básica.

c)  $\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HBrO} + \text{OH}^-$

Naturaleza básica.

d)  $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$

Naturaleza ácida.



Naturaleza básica.

El ion  $\text{HPO}_4^{2-}$  puede comportarse como un ácido o como una base.

66. a)  $\text{HF}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

HF es un ácido más fuerte que  $\text{NH}_4^+$ , y de igual manera  $\text{F}^-$  es una base más débil que  $\text{NH}_3$ , de modo que la reacción se desplazará hacia la derecha, ya que es mayor la tendencia del HF a ceder su protón.

b)  $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$\text{CH}_3\text{COOH}$  es un ácido más fuerte que  $\text{H}_2\text{O}$ , y  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  es una base más débil que  $\text{OH}^-$ , de manera que la reacción se desplazará hacia la derecha ya que es mayor la tendencia de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a ceder el protón.

67. a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{H}_2\text{SeO}_4$

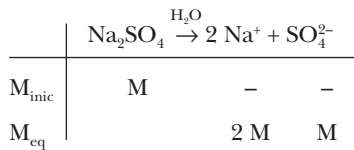
El azufre es más electronegativo y está más polarizado que el Se. Por tanto, el S atrae más al par de electrones del enlace con el oxígeno que está unido al H, de manera que el enlace O - H está más polarizado y se libera H con más facilidad, es más fuerte el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

b)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$

Cuanto mayor es la fuerza del enlace del H con el elemento, menor es el carácter ácido, y en este caso la energía de enlace aumenta al subir en la tabla periódica, de manera que es un ácido más fuerte el  $\text{H}_2\text{Se}$ , después  $\text{H}_2\text{S}$  y finalmente el  $\text{H}_2\text{O}$ .

68. Datos:  $M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,020 \text{ M}$

Ecuación de disociación:



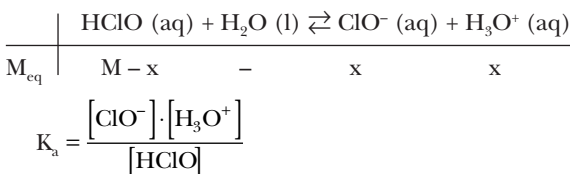
$$[\text{Na}^+] = 2 \cdot M = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = M = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

69. Datos:  $M(\text{HClO}) = 0,20 \text{ M}$

$$[\text{ClO}^-]_{\text{eq}} = 8,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

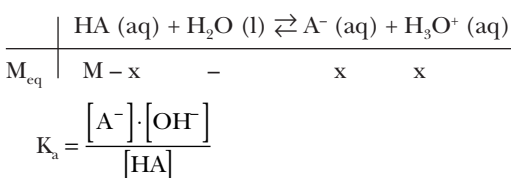
$$K_a = \frac{x^2}{M - x} = \frac{(8,4 \cdot 10^{-5})^2}{0,20 - 8,4 \cdot 10^{-5}} = 3,5 \cdot 10^{-8}$$

La constante de ionización es  $K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$ .

70. Datos:  $M(\text{HA}) = 0,10 \text{ M}$

$$K_a = 1,1 \cdot 10^{-9}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot M} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-9} \cdot 0,10} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,05 \cdot 10^{-5}}{0,10} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Las concentraciones:

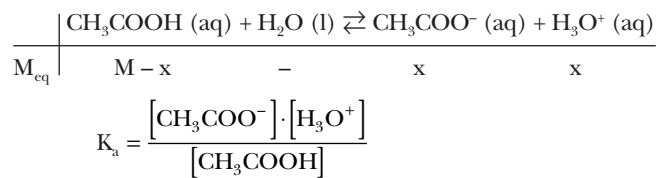
$$[\text{HA}] = M - x = 0,10 - 1,05 \cdot 10^{-5} = 0,099 \text{ M}$$

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

71. Datos:  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,01 \text{ M}$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{M \cdot K_a} = \sqrt{0,01 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{4,24 \cdot 10^{-4}}{0,01} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Las concentraciones de las especies son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = M - x = 0,01 - 4,24 \cdot 10^{-4} = 9,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Calculamos el porcentaje de ionización:

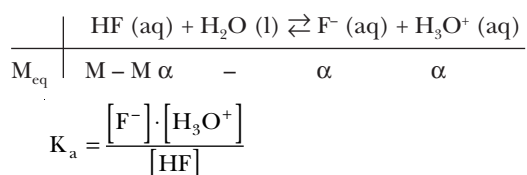
$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{4,24 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 4,24 \cdot 10^{-2}$$

El porcentaje de ionización es **4,24 %**.

72. Datos:  $K_a = 6,4 \cdot 10^{-4}$

$$M(\text{HF}) = 0,10 \text{ M}$$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{(M \alpha)^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

Despreciamos x del denominador.

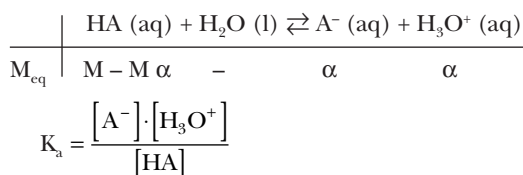
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{6,4 \cdot 10^{-4}}{0,10}} = 0,08$$

El grado de ionización es **0,08**.

73. Datos:  $[HA] = 0,10 \text{ M}$

Disociación: 1,34 %  $\Rightarrow \alpha = 0,0134$

Ecuación y constante de ionización:



Sustituyendo:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M\alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,10 \cdot 0,0134^2}{1 - 0,0134} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La constante de ionización es  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

74. a) Datos:  $[H_3O^+] = 4,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Calculamos el pH:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (4,25 \cdot 10^{-3}) = 2,37$$

Calculamos el pOH según la ecuación:

$$14 = pH + pOH$$

$$pOH = 14 - pH = 11,63$$

El **pH = 2,37** y el **pOH = 11,63**.

b) Datos:  $[OH^-] = 7,86 \cdot 10^{-11} \text{ M}$

Calculamos el pOH:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (7,86 \cdot 10^{-11}) = 10,1$$

Calculamos el pH según:  $pH + pOH = 14$

$$pH = 14 - pOH = 14,0 - 10,1 = 3,9$$

El **pH = 3,9** y el **pOH = 10,1**.

75. Primera disolución:  $pH = 0,55$

Calculamos la concentración de  $H_3O^+$

$$[H_3O^+] = 10^{-0,55} = 0,28 \text{ M}$$

Calculamos la concentración de  $OH^-$  según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,28} = 3,5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Las concentraciones son:

$$[H_3O^+] = 0,28 \text{ M y } [OH^-] = 3,5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Segunda disolución:  $pH = 4,20$

Calculamos la concentración de  $H_3O^+$ :

$$[H_3O^+] = 10^{-4,20} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Calculamos la concentración de  $OH^-$  según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-5}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Las concentraciones son:

$$[H_3O^+] = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ M y } [OH^-] = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Tercera disolución:  $pH = 13,75$

Calculamos la concentración de  $H_3O^+$ :

$$[H_3O^+] = 10^{-13,75} = 7,1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Calculamos la concentración de  $OH^-$  según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,1 \cdot 10^{-14}} = 0,14 \text{ M}$$

Las concentraciones son:

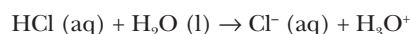
$$[H_3O^+] = 7,1 \cdot 10^{-14} \text{ M y } [OH^-] = 0,14 \text{ M}$$

76. Datos:  $M(HCl) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$M(Ca(OH)_2) = 0,0015 \text{ M}$$

Calculamos el pH de la disolución de HCl.

Ecuación:



Como es un ácido fuerte, está totalmente disociado y:

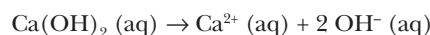
$$M(HCl) = [H_3O^+]_{eq} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calculamos el pH:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1,0 \cdot 10^{-3}) = 3,0$$

Calculamos el pH de la disolución de  $Ca(OH)_2$ .

Ecuación:



Como es una base fuerte, está totalmente disociada:

$$[OH^-]_{eq} = 2 M(Ca(OH)_2) = 2 \cdot 0,0015 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[OH^-]_{eq} = 0,0030 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Calculamos la concentración de  $[H_3O^+]$  según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,0030} = 3,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos el pH:

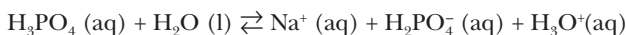
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (3,33 \cdot 10^{-12}) = 11,5$$

Para la disolución de HCl el pH es **3,0** y para la disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  es pH = **11,5**.

77. La sal está totalmente disociada por ser un electrólito fuerte:



El ácido se encuentra parcialmente disociado:



La presencia del ion común proporcionado por la sal,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , hace que el equilibrio esté desplazado hacia la izquierda.

Si se añade una pequeña cantidad de base, el equilibrio se desplazará hacia la derecha para producir  $\text{H}_3\text{O}^+$  y neutralizar los  $\text{OH}^-$  formados por la base, de manera que la cantidad de  $\text{H}_3\text{O}^+$  no varía y el pH no cambia apenas.

Si se añade una pequeña cantidad de ácido, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda para mantener la constante, de forma que no varíe la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , y así no se aprecia cambio en el pH.

78. Datos:  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,50 \text{ M}$   
 10 mL de HCl 1,0 M  
 $M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,50 \text{ M}$   
 $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$

Calculamos el pH inicial de la disolución amortiguadora.

Disociación de la sal:



Equilibrio del ácido:



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

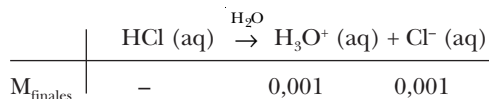
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,85 \cdot 10^{-5} \frac{0,50}{0,50}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,85 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,85 \cdot 10^{-5}) = 4,733$$

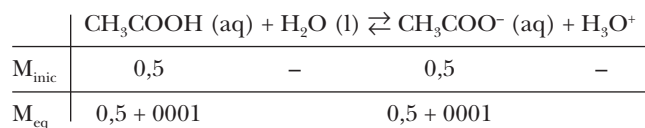
Calculamos el pH después de añadir HCl:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,001 \text{ mol HCl}$$



$M_{\text{finales}}$	-	0,001	0,001
----------------------	---	-------	-------

Estamos añadiendo 0,001 de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , de manera que el equilibrio se desplazará hacia la derecha para mantener la constante.



Desaparece  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  y aparece  $\text{CH}_3\text{COOH}$ :

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

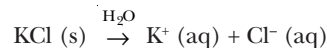
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,85 \cdot 10^{-5} \frac{0,5 + 0,001}{0,5 + 0,001}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,86 \cdot 10^{-5}$$

El pH al inicio era pH = **4,733**.

El pH después de añadir HCl es pH = **4,731**.

79. • *Disociación de la sal KCl:*



El catión y el anión son el ácido y la base conjugados de KOH y HCl, y por el carácter de estas dos especies, base y ácido fuerte, respectivamente, los iones son demasiado débiles para reaccionar con el agua.

El equilibrio del agua no se altera y el pH es 7  $\Rightarrow$  carácter neutro.

- *Disociación de la sal  $\text{NH}_4\text{F}$ :*



El catión es un ácido conjugado de una base débil,  $\text{NH}_3$ , y  $\text{F}^-$  también es una base, conjugada de un ácido débil (HF).

$$K_a(\text{NH}_4^+) = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

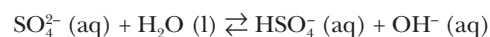
$$K_b(\text{F}^-) = 1,41 \cdot 10^{-11}$$

Es más fuerte el ácido, se hidrolizará y la disolución tendrá carácter ácido.

- *Disociación de la sal  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :*



El anión es una base conjugada de un ácido débil y se hidroliza según:

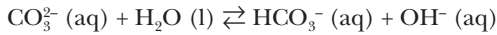


pH > 7  $\Rightarrow$  carácter básico.

- *Disociación de la sal  $\text{K}_2\text{CO}_3$ :*



El anión es una base conjugada de un ácido débil y se hidroliza según:

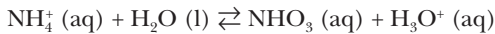


pH > 7 ⇒ carácter básico.

- *Disociación de la sal  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :*



El anión es una base conjugada de un ácido débil y se hidroliza según:



El pH < 7 ⇒ carácter ácido.

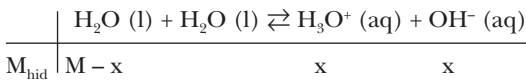
80. *Datos:*  $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 1,0 \text{ M}$

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Calculamos  $K_h$  multiplicando cada término por  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$K_h = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos las concentraciones de cada especie, sustituyendo en  $K_h$ :

$$K_h = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciamos  $x$  del denominador:

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} \cdot 1,0} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Concentraciones:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = M - x = 1,0 - 2,4 \cdot 10^{-5} = 0,99998 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = x = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Calculamos el pH calculando primero la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  según:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = K_w$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{2,4 \cdot 10^{-5}} = 4,17 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,38$$

El pH de la disolución es **9,38**.

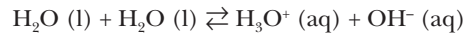
81. *Datos:*  $[\text{NH}_4\text{Cl}] = 1,0 \text{ M}$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

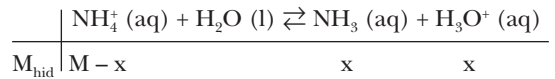
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El catión, ácido conjugado de una base débil, se hidroliza según:



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

Calculamos  $K_h$  multiplicando ambos términos por  $[\text{OH}^-]$ :

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$K_h = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Calculamos la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  sustituyendo en  $K_h$ :

$$K_h = \frac{x^2}{M - x}. \text{ Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} \cdot 1,0} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{2,4 \cdot 10^{-5}}{1,0} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

Calculamos el pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,63$$

El pH de la disolución es **4,63**.

Calculamos el grado de hidrólisis:

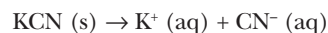
$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}{1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

El grado de hidrólisis es  **$2,4 \cdot 10^{-5}$** .

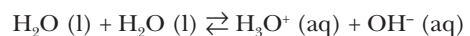
82. *Datos:*  $[\text{KCN}] = 0,2 \text{ M}$

$$K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$$

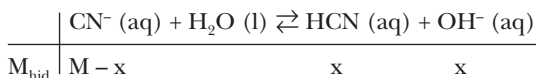
Disociación de la sal:



Autoionización del agua:



El anión es una base conjugada de un ácido débil, se hidroliza según:



$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Calculamos K<sub>h</sub> multiplicando cada término por [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>]:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}}$$

$$K_h = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

Calculamos [OH<sup>-</sup>] sustituyendo las concentraciones en la K<sub>h</sub>:

$$K_h = \frac{x^2}{M - x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador:}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{2,5 \cdot 10^{-5} \cdot 10,2} = 2,24 \cdot 10^{-3}$$

La concentración de [OH<sup>-</sup>] = x = **2,24 · 10<sup>-3</sup> M**.

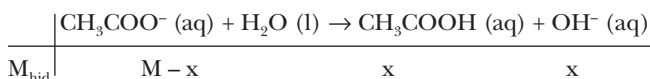
83. Datos: M<sub>CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub></sub> = 1M

$$K_a = K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociación de la sal:

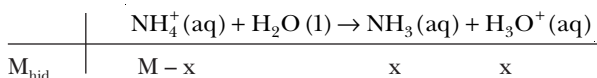


El anión produce hidrólisis básica:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

El catión produce hidrólisis ácida:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La constante de hidrólisis será:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{(1,8 \cdot 10^{-5})^2} = 3,1 \cdot 10^{-5}$$

Para hallar el grado de hidrólisis,  $\alpha = \frac{x}{M}$ , calculamos primero x, sustituyendo las concentraciones en K<sub>h</sub>:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{M - x}$$

Despreciamos x del denominador:

$$K_h = \frac{x^2}{M} \Rightarrow x = \sqrt{K_h \cdot M}$$

$$x = \sqrt{3,1 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{5,5 \cdot 10^{-3}}{1} \cdot 100 = 0,55 < 5 \% \text{ . Es válida.}$$

Calculamos el grado de hidrólisis:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{5,5 \cdot 10^{-3}}{1} = 5,5 \cdot 10^{-3}$$

A partir de este dato, determinamos el porcentaje de hidrólisis:

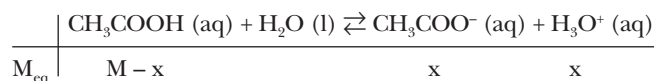
$$\text{Porcentaje de hidrólisis} = \alpha \cdot 100 = 5,5 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 0,55$$

El porcentaje de hidrólisis del acetato de amonio 1M es del **0,55 %**.

84. Datos: pH = 3,0      K<sub>a</sub>(CH<sub>3</sub>COOH) = 1,8 · 10<sup>-5</sup>

$$V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,400 \text{ L}$$

a) Equilibrio de ionización y constante:



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

Calculamos x a partir del pH de la disolución:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos la concentración molar de CH<sub>3</sub>COOH a partir de la K<sub>a</sub>:

$$K_a = \frac{x^2}{M - x} \Rightarrow M = \frac{x^2}{K_a} + x$$

$$M = \frac{1,0 \cdot 10^{-3}}{1,8 \cdot 10^{-5}} + 1,0 \cdot 10^{-3} = 0,0566 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración molar es **0,0566 mol·L<sup>-1</sup>**.

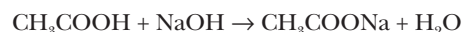
b) Calculamos el grado de ionización:

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,0566 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,018$$

El grado de ionización es **0,018**.

c) Datos: V (NaOH) = 1,00 mol·L<sup>-1</sup>

Reacción de neutralización:



Calculamos el volumen de la disolución de NaOH necesaria para neutralizar la disolución ácida:

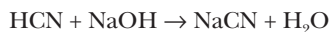
$$0,400 \text{ disol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{0,0566 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L disol CH}_3\text{COOH}}$$

$$\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ L disol NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,0226 \text{ L}$$

Se necesitan **22,6 mL** de disolución de NaOH.

85. *Datos:*  $M(\text{HCN}) = 0,10 \text{ M}$      $K_a(\text{HCN}) = 5 \cdot 10^{-10}$   
 $M(\text{NaOH}) = 0,10 \text{ M}$

La reacción de neutralización:

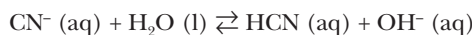


En el punto de equivalencia, los  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  procedentes del ácido se igualan a los  $[\text{OH}^-]$  procedente de la base.

La sal formada se disocia según:



Como la base proviene de un ácido débil, forma el siguiente equilibrio con el agua:



La constante de hidrólisis es:

$$K_h = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5 \cdot 10^{-10}}$$

$$K_h = 2 \cdot 10^{-5}$$

De manera que la disolución formada será básica.

Sustituimos en la  $K_h$  las concentraciones:

$$K_h = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ en el denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_h \cdot M} = \sqrt{2 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,41 \cdot 10^{-3}}{0,1} \cdot 100 < 5\% \text{ es válida.}$$

La concentración  $[\text{OH}^-] = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Calculamos la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , según:

$$K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,41 \cdot 10^{-3}} = 7,09 \cdot 10^{-12}$$

Calculamos el pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(7,09 \cdot 10^{-12}) = 11,15$$

El pH en el punto de equilibrio es **11,15**.

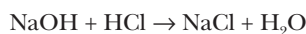
86. *Datos:*  $V(\text{NaOH}) = 25 \text{ mL}$      $V(\text{HCl}) = 50 \text{ mL}$   
 $M(\text{NaOH}) = 0,16 \text{ M}$      $M(\text{HCl}) = 0,10 \text{ M}$

Calculamos los moles de cada disolución:

$$n(\text{NaOH}) = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,004 \text{ mol NaOH}$$

$$n(\text{HCl}) = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,005 \text{ mol HCl}$$

Hay un exceso de HCl, según la reacción de neutralización:



Calculamos los moles de HCl no neutralizados:

$$n(\text{HCl}) \text{ (no neutralizados)} = 0,005 - 0,004$$

$$n(\text{HCl}) \text{ (no neutralizados)} = 0,001 \text{ mol HCl}$$

Como es un ácido fuerte, estará totalmente disociado. Calculamos su nueva concentración:

$$M(\text{HCl}) = \frac{0,001 \text{ mol}}{(25 + 50) \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos el pH:

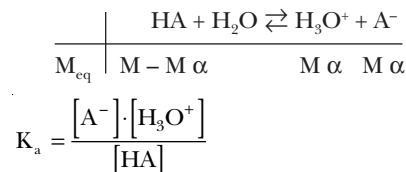
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{HCl}] = -\log(1,33 \cdot 10^{-2}) = 1,9$$

El pH de la disolución es **1,9**.

87. *Datos:*  $K_a = 2,14 \cdot 10^{-4}$      $M(\text{HA}) = 0,20 \text{ M}$

Equilibrio y constante de ionización:



a) Calculamos el grado de ionización del ácido:

$$K_a = \frac{(M\alpha)^2}{M - M\alpha} = \frac{M\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Despreciamos el valor de  $\alpha$  en el denominador:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}} = \sqrt{\frac{2,14 \cdot 10^{-4}}{0,2}} = 0,033$$

La constante de ionización es **0,033**.

b) Calculamos la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = M\alpha = 0,20 \cdot 0,033 = 0,066 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

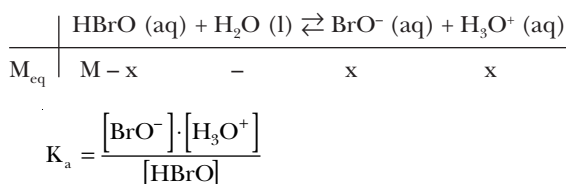
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,066) = 2,2$$

El pH es **2,2**.

88. *Datos:*  $M(\text{HBrO}) = 0,12 \text{ M}$

$$K_a = 2,1 \cdot 10^{-9}$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos la  $[H_3O^+]$  sustituyendo en la  $K_a$ :

$$K_a = \frac{x^2}{M-x} \text{ . Despreciamos } x \text{ del denominador.}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot M} = \sqrt{21 \cdot 10^{-9} \cdot 0,12} = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Comprobamos la aproximación:

$$\frac{x}{M} \cdot 100 = \frac{1,59 \cdot 10^{-5}}{0,12} \cdot 100 < 5 \%$$

Es válida la aproximación.

Calculamos el pH:

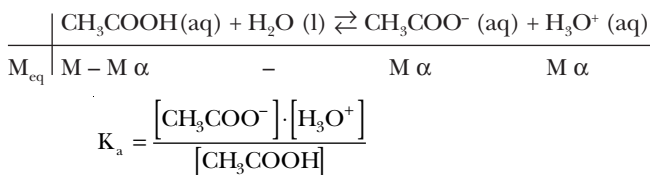
$$[H_3O^+] = x = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1,59 \cdot 10^{-5}) = 4,80$$

El pH de la disolución es **4,80**.

89. *Datos:*  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$   
 $\alpha = 0,013$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos la M sustituyendo en la  $K_a$ :

$$K_a = \frac{M^2 \alpha^2}{M - M \alpha} = \frac{M \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Despreciamos x del denominador:

$$M = \frac{K_a}{\alpha^2} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{(0,013)^2} = 0,107 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos la  $[H_3O^+]$  y el pH:

$$[H_3O^+] = M \alpha = 0,107 \cdot 0,013 = 1,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1,39 \cdot 10^{-3}) = 2,86$$

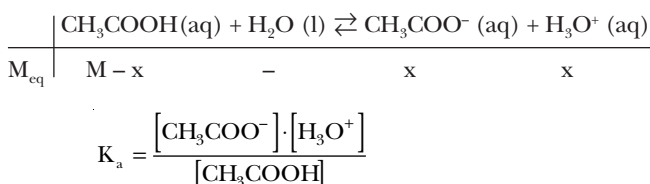
El pH de la disolución es **2,86**.

90. *Datos:*  $M(CH_3COOH) = 0,01 \text{ M}$   
 $\text{pH} = 3,37$

Según el pH:

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-3,37} = 4,27 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Equilibrio y constante de ionización:



Calculamos  $K_a$  sustituyendo:

$$K_a = \frac{x^2}{M-x} = \frac{(4,27 \cdot 10^{-4})^2}{0,01 - 4,27 \cdot 10^{-4}} = 1,9 \cdot 10^{-5}$$

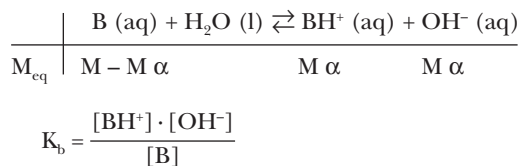
La constante de ionización es  **$1,9 \cdot 10^{-5}$** .

91. *Datos:* Ionización 1,0 %

$$\alpha = 0,01$$

$$M(B) = 0,50 \text{ M}$$

Equilibrio y constante de ionización:



Sustituimos para encontrar  $[OH^-]$ :

$$[OH^-] = M \alpha = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,01 = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos la  $[H_3O^+]$  sustituyendo en:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,005} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (2 \cdot 10^{-12}) = 11,70$$

El pH de la disolución es **11,70**.

92. *Datos:*  $V = 250 \text{ mL}$

$$\text{pH} = 9,50$$

El KOH es una base fuerte que se encontrará totalmente disociada a partir del pH:

$$[H_3O^+] = 10^{-9,5} = 3,16 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

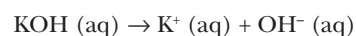
Calculamos la  $[OH^-]$  según:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,16 \cdot 10^{-10}} =$$

$$= 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Según la reacción de ionización:



y a partir de la masa molar de KOH:

$$M_r(KOH) = 1 \cdot 39,10 \text{ u} + 1 \cdot 16,00 \text{ u} + 1 \cdot 1,008 \text{ u}$$

$$M_r(KOH) = 56,108 \text{ u}$$

$$[OH^-] = [KOH] = 3,16 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$250 \cdot 10^{-3} \text{ L disol} \cdot \frac{316 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}}{1 \text{ L disol}}$$

$$\cdot \frac{56,108 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 4,4 \cdot 10^{-4} \text{ g de KOH}$$

Son necesarios  $4,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$  de KOH.

93. Datos:  $\text{pH} = 10,35$        $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Calculamos la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10,35} = 4,47 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$ :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,47 \cdot 10^{-11}} = 2,24 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos la concentración de  $\text{NH}_3$  sustituyendo en la constante de basicidad:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{M - x}$$

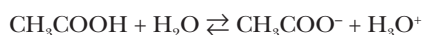
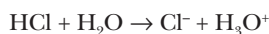
Despreciamos la  $x$  del denominador:

$$K_b = \frac{x^2}{M} \Rightarrow M = \frac{x^2}{K_b} = \frac{(2,24 \cdot 10^{-4})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

$$M = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Debe tener una concentración de  $2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

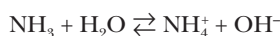
94. Como tienen el mismo pH, la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  será la misma en las dos disoluciones:



El HCl es un ácido fuerte, por lo que está totalmente disociado. Su concentración inicial será igual a la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

El  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es un ácido débil, por lo que está parcialmente disociado. La concentración del  $\text{CH}_3\text{COOH}$  disociado es igual a la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , de manera que su concentración inicial debe ser mayor que la concentración inicial del HCl.

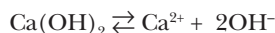
95. Como tienen el mismo pH, las concentraciones de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$  son las mismas en las dos disoluciones:



El NaOH es una base fuerte, por lo que está totalmente disociada. Su concentración inicial será igual a la  $[\text{OH}^-]$ .

El  $\text{NH}_3$  es una base débil, por lo que está parcialmente ionizada. La concentración del amoníaco ionizado es igual a la  $[\text{OH}^-]$ , por lo tanto, su concentración inicial debe ser mayor que la concentración inicial de NaOH.

96. Según las reacciones de ionización:



Puesto que la concentración inicial de los dos hidróxidos es la misma, y teniendo en cuenta la estequiometría de las reacciones de ionización, la  $[\text{OH}^-]$  en la disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  es el doble que en la de NaOH.

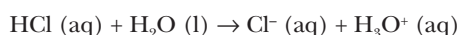
Por tanto, la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  será menor y su pH mayor.

El pH será más elevado en la disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

97. Datos:  $[\text{HCl}] = 0,010 \text{ M}$

$$V(\text{HCl}) = 1,0 \text{ L}$$

Calculamos el pH de esta disolución:



Como es un ácido fuerte, estará totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HCl}]_{\text{inic}} = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,010) = 2$$

El pH de la disolución inicial es **2**.

a)  $V(\text{HCl}) = 1,0 \text{ L}$

$$M(\text{HCl}) = 0,010 \text{ M}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,006 \text{ mol NaOH}$$

$$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1,0 \text{ L} = 0,010 \text{ mol HCl}$$

Tenemos un exceso de HCl:

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,010 - 0,006$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,004 \text{ mol HCl}$$

Como es un ácido fuerte, estará totalmente disociado y el volumen no varía, es 1 L:

$$M(\text{HCl}) = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = -\log(0,004) = 2,4$$

El pH, al añadir 0,006 mol NaOH, es **2,4**.

b)  $n(\text{NaOH}) = 0,009 \text{ mol}$

$$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$$

Tenemos un exceso de HCl:

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,010 - 0,009$$

$$n(\text{HCl}) (\text{sin neutralizar}) = 0,001 \text{ mol}$$

$$M(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como estará totalmente disociado:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,001) = 3,0$$

El pH, al añadir 0,009 mol NaOH, es **3,0**.

c)  $n(\text{NaOH}) = 0,010 \text{ mol}$

$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$

No hay exceso de ninguno de los dos:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

$\text{pH} = 7,0$

El pH, al añadir 0,010 mol NaOH, es **7,0**.

d)  $n(\text{NaOH}) = 0,011 \text{ mol}$

$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$

Tenemos un exceso de NaOH:

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,011 - 0,010$

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,001 \text{ mol}$

Como es una base fuerte, estará totalmente disociada:

$M(\text{NaOH}) = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  por ser el volumen constante.

Calculamos el pH:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 3,0$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,0 = 11,0$$

El pH, al añadir 0,011 mol NaOH, es **11,0**.

e)  $n(\text{NaOH}) = 0,015 \text{ mol}$

$n(\text{HCl}) = 0,010 \text{ mol}$

Tenemos un exceso de NaOH:

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,015 - 0,010$

$n(\text{NaOH}) \text{ (sin neutralizar)} = 0,005 \text{ mol}$

Como es base fuerte, estará totalmente disociada:

$M(\text{NaOH}) = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  por ser el volumen constante.

Calculamos el pH:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,3 = 11,7$$

El pH, al añadir 0,015 mol NaOH, es **11,7**.