

## Ácido base

### ◇ PROBLEMAS

#### ● Ácido ou base débil

1. Prepárase unha disolución acuosa de ácido cianhídrico, HCN, disolvendo 0,67 g do ácido nun volume final de disolución de 500 cm<sup>3</sup>. Se o pH da disolución resultante é de 4,9, calcula:
- O valor do grao de ionización do ácido.
  - O valor da constante do ácido ( $K_a$ ) e o valor da constante da súa base conxugada ( $K_b$ ).
- Dato:  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ . (A.B.A.U. extr. 24)
- Rta.:** a)  $\alpha = 0,0254 \%$ ; b)  $K_a = 3,20 \cdot 10^{-9}$ ;  $K_b = 3,13 \cdot 10^{-6}$ .

#### Datos

Masa de ácido cianhídrico

Volume de disolución

pH da disolución

Masa molar do ácido cianhídrico

#### Cifras significativas: 3

$$m(\text{HCN}) = 0,670 \text{ g}$$

$$V = 500 \text{ cm}^3 = 0,500 \text{ dm}^3$$

$$\text{pH} = 4,90$$

$$M(\text{HCN}) = 27,0 \text{ g/mol}$$

#### Incógnitas

Grao de disociación

$\alpha$

Constante de acidez do ácido cianhídrico

$K_a$

Constante de basicidade da súa base conxugada.

$K_b$

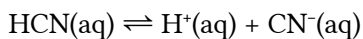
#### Outros símbolos

Concentración da substancia X

[X]

#### Ecuacións

Constante de acidez do ácido cianhídrico:



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

pH

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

Grao de disociación

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

Relación entre a constante de acidez e a de basicidade do conxugado

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

#### Solución:

- a) Calcúlase a concentración inicial (antes de dissociarse) de ácido cianhídrico:

$$[\text{HCN}]_0 = \frac{n(\text{HCN})}{V} = \frac{0,670 \text{ g HCN}}{0,500 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCN}}{27,0 \text{ g HCN}} = 0,049 \text{ mol HCN/dm}^3 \text{ D}$$

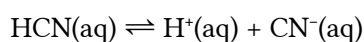
Calcúlase a concentración de ións hidróxeno a partir do pH:

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,90} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxeno que se formaron na disociación é practicamente igual á que hai no equilibrio, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

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

O ácido cianhídrico é un ácido débil. Escríbese a ecuación da súa disociación:



Da estequiometría da reacción dedúcese que a concentración de ácido cianhídrico dissociado  $[\text{HCN}]_d$  e a dos ións cianuro  $[\text{CN}^-]$  producidos é a mesma que a dos ións hidróxeno  $[\text{H}^+]$ .

$$[\text{HCN}]_d = [\text{CN}^-] = [\text{H}^+] = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ácido cianhídrico no equilibrio obtense restando a concentración que se disociou da concentración inicial.

$$[\text{HCN}]_e = [\text{HCN}]_0 - [\text{HCN}]_d = 0,0496 - 1,3 \cdot 10^{-5} = 0,0496 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ión cianuro no equilibrio é igual á que se formou.

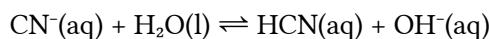
Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		HCN	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$\text{CN}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0496		$\approx 0$	0	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_d$	Concentración dissociada ou formada	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$\rightarrow$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0496 - 1,3 \cdot 10^{-5} = 0,0496$		$1,3 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	mol/dm <sup>3</sup>

Calcúlase a constante de acidez cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} = \frac{1,3 \cdot 10^{-5} \cdot 1,3 \cdot 10^{-5}}{0,0496} = 3,2 \cdot 10^{-9}$$

b) A base conxugada do ácido cianhídrico reacciona coa auga segundo o seguinte equilibrio:



Escríbese a ecuación da constante de basicidade da base conxugada:

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

Se se multiplica a constante de acidez do ácido cianhídrico pola constante de basicidade da súa base conxugada, obtense a constante de ionización da auga.

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

Calcúlase a constante de basicidade, despegándoa da igualdade anterior, co dato de  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ :

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-9}} = 3,1 \cdot 10^{-6}$$

Calcúlase o grao de disociación do ácido cianhídrico:

$$\alpha = \frac{[\text{HCN}]_d}{[\text{HCN}]_0} = \frac{1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3}{0,0496 \text{ mol/dm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-4} = 0,025 \%$$

*Análise: O ácido cianhídrico é un ácido débil e está parcialmente dissociado. Como a constante de acidez é moi pequena, o grao de disociación ten que ser moi baixo.*

2. Unha disolución de amoníaco de concentración  $0,03 \text{ mol/dm}^3$  está dissociada nun 2,42 %. Calcula:

a) O valor da constante  $K_b$  do amoníaco.

b) O pH da disolución e o valor da constante  $K_a$  do ácido conxugado.

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

(A.B.A.U. ord. 23)

**Rta.:** a)  $K_b = 1,80 \cdot 10^{-5}$ ; b) pH = 10,86;  $K_a = 5,55 \cdot 10^{-10}$

### Datos

Concentración da disolución de amoníaco

Grao de ionización do  $\text{NH}_3$  na disolución

### Cifras significativas: 3

$[\text{NH}_3]_0 = 0,0300 \text{ mol/dm}^3$

$\alpha = 2,42 \% = 0,0242$

**Datos**

Produto iónico da auga

**Cifras significativas: 3**

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

**Incógnitas**

Constante de basicidade do NH<sub>3</sub>

$$K_b$$

pH da disolución

$$\text{pH}$$

Constante do ácido conxugado

$$K_a$$

**Outros símbolos**

Disolución

$$D$$

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

$$x$$

Cantidade da substancia X

$$n(X)$$

Cantidade disociada

$$n_d$$

Cantidade inicial

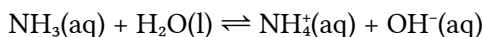
$$n_0$$

Concentración da substancia X

$$[X]$$

**Ecuacións**

Constante de basicidade da base:



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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

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

**Solución:**

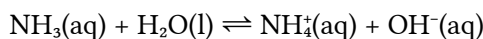
a) Calcúlase a concentración de amoníaco disociado a partir do grao de ionización:

$$[\text{NH}_3]_d = \alpha \cdot [\text{NH}_3]_0 = 0,0242 \cdot 0,0300 \text{ mol/dm}^3 = 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase a concentración do amoníaco no equilibrio, restando a concentración disociada da concentración inicial:

$$[\text{NH}_3]_e = [\text{NH}_3]_0 - [\text{NH}_3]_d = 0,0300 \text{ mol/dm}^3 - 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 = 0,0293 \text{ mol/dm}^3$$

O amoníaco é unha base débil. Escríbese a ecuación da súa disociación en auga.



Da estequiometría da reacción, dedúcese que as concentracións dos ións amonio e hidróxido formadas son as mesmas que a de amoníaco disociado.

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]_d = 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxido no equilibrio é a mesma que a dos que se produciron na disociación do amoníaco, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

$$[\text{OH}^-]_e = [\text{OH}^-] = 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ión amonio no equilibrio é igual á que se formou.

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		NH <sub>3</sub>	⇌	OH <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	
[X] <sub>0</sub>	Concentración inicial	0,0300		≈ 0	0	mol/dm <sup>3</sup>
[X] <sub>d</sub>	Concentración disociada ou formada	7,26 · 10 <sup>-4</sup>	→	7,26 · 10 <sup>-4</sup>	7,26 · 10 <sup>-4</sup>	mol/dm <sup>3</sup>

		NH <sub>3</sub>	⇌	OH <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	
[X] <sub>e</sub>	Concentración no equilibrio	0,0300 - 7,26·10 <sup>-4</sup> = 0,0293		7,26·10 <sup>-4</sup>	7,26·10 <sup>-4</sup>	mol/dm <sup>3</sup>

Calcúlase a constante de basicidade cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{7,26 \cdot 10^{-4} \cdot 7,26 \cdot 10^{-4}}{0,0293} = 1,80 \cdot 10^{-5}$$

b) A concentración de ións hidróxeno calcúlase do produto iónico da auga:

$$[\text{H}^+]_e = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{7,26 \cdot 10^{-4}} = 1,38 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,38 \cdot 10^{-11}) = 10,86$$

*Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución de concentración 0,03 mol/dm<sup>3</sup> sería pH ≈ 14 + log 0,03 = 12,5. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7.*

b) O ácido conxugado do amoníaco é o ión amonio, que é un ácido porque en disolución acuosa cede hidroxenións á auga:



A expresión da constante de acidez do ácido conxugado do amoníaco é:

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

Se se multiplica a constante de basicidade do amoníaco pola constante de acidez do seu ácido conxugado obtense a constante de ionización da auga que vale  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ .

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

Despexando a constante de acidez, co dato de  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ , obtense o seu valor:

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,80 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

3. Disólvense 46 g de ácido metanoico, HCOOH, en 10 dm<sup>3</sup> de auga, obtendo unha disolución de pH igual a 2,52.

a) Calcula o grao de disociación do ácido.

b) Determina a constante  $K_a$  do ácido e a constante  $K_b$  da súa base conxugada.

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

(A.B.A.U. ord. 22)

**Rta.:** a)  $\alpha = 3,02 \%$ ; b)  $K_a = 9,4 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_b = 1,1 \cdot 10^{-10}$ .

#### Datos

Masa de ácido metanoico

Volume de disolución

pH da disolución

Masa molar do ácido metanoico

#### Incógnitas

Grao de disociación

Constante de acidez do ácido metanoico

#### Cifras significativas: 3

$m(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g}$

$V = 10,0 \text{ dm}^3$

$\text{pH} = 2,52$

$M(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g/mol}$

$\alpha$

$K_a$

**Incógnitas**

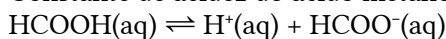
Constante de basicidade da súa base conxugada.

 $K_b$ **Outros símbolos**

Concentración da substancia X

 $[X]$ **Ecuacións**

Constante de acidez do ácido metanoico:



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

pH

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

Grao de disociación

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

Relación entre a constante de acidez e a de basicidade do conxugado

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

**Solución:**

a) Calcúlase a concentración inicial (antes de dissociarse) de ácido metanoico:

$$[\text{HCOOH}]_0 = \frac{n(\text{HCOOH})}{V} = \frac{46,0 \text{ g HCOOH}}{10,0 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} = 0,100 \text{ mol HCOOH/dm}^3 \text{ D}$$

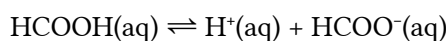
Calcúlase a concentración de ións hidróxeno a partir do pH:

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,52} = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxeno que se formaron na disociación é practicamente igual á que hai no equilibrio, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

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

O ácido metanoico é un ácido débil. Escríbese a ecuación da súa disociación.

Da estequiometría da reacción de disociación dedúcese que a concentración de ácido metanoico dissociado  $[\text{HCOOH}]_d$  e a dos ións metanoato  $[\text{HCOO}^-]_e$  producidos é a mesma que a dos ións hidróxeno  $[\text{H}^+]_e$ .

$$[\text{HCOOH}]_d = [\text{HCOO}^-]_e = [\text{H}^+]_e = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ácido metanoico no equilibrio obtense restando a concentración que se dissociou da concentración inicial.

$$[\text{HCOOH}]_e = [\text{HCOOH}]_0 - [\text{HCOOH}]_d = 0,100 - 3,02 \cdot 10^{-3} = 0,097 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ión metanoato no equilibrio é igual á que se formou.

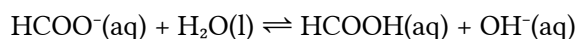
Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		HCOOH	$\rightleftharpoons$	H <sup>+</sup>	HCOO <sup>-</sup>	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,100		$\approx 0$	0	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_d$	Concentración dissociada ou formada	$3,02 \cdot 10^{-3}$	$\rightarrow$	$3,02 \cdot 10^{-3}$	$3,02 \cdot 10^{-3}$	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,100 - 3,02 \cdot 10^{-3} = 0,097$		$3,02 \cdot 10^{-3}$	$3,02 \cdot 10^{-3}$	mol/dm <sup>3</sup>

Calcúlase a constante de acidez cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} = \frac{3,02 \cdot 10^{-3} \cdot 3,02 \cdot 10^{-3}}{0,097} = 9,4 \cdot 10^{-5}$$

b) A súa base conxugada reacciona coa auga segundo o seguinte equilibrio:



Escríbese a expresión da constante de basicidade da súa base conxugada:

$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{HCOO}^-]_e}$$

Se se multiplica a constante de acidez do ácido metanoico pola constante de basicidade da súa base conxugada, obtense a constante de ionización da auga.

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

Calcúlase a constante de basicidade, despezándoa da igualdade anterior, co dato de  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ :

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{9,4 \cdot 10^{-5}} = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Calcúlase o grao de disociación do ácido metanoico:

$$\alpha = \frac{[\text{HCOOH}]_d}{[\text{HCOOH}]_0} = \frac{3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,030 \approx 3,02 \%$$

*Análise: O ácido metanoico é un ácido débil e está parcialmente disociado.*

4. Unha disolución acuosa de concentración  $0,03 \text{ mol/dm}^3$  dun ácido monoprótico (HA) ten un pH de 3,98. Calcula:

- A concentración molar de  $A^-$  na disolución e o grao de disociación do ácido.
- O valor da constante do ácido ( $K_a$ ) e o valor da constante da súa base conxugada ( $K_b$ ).

(A.B.A.U. extr. 21)

**Rta.:** a)  $[A^-] = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ;  $\alpha = 0,349 \%$ ; b)  $K_a = 3,67 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_b = 2,73 \cdot 10^{-8}$ .

#### Datos

Concentración de ácido monoprótico

pH da disolución

#### Incógnitas

Concentración do anión

Grao de disociación

Constante de acidez do ácido

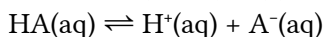
Constante de basicidade da base conxugada

#### Outros símbolos

Concentración da substancia X

#### Ecuacións

Constante de acidez dun ácido monoprótico:



pH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

Relación entre as constantes de acidez e basicidade da base conxugada

#### Cifras significativas: 3

$$[\text{HA}]_0 = 0,0300 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 3,98$$

$$[A^-]$$

$$\alpha$$

$$K_a$$

$$K_b$$

$$[X]$$

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

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

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

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

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

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

#### Solución:

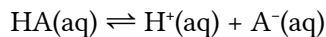
a) Calcúlase a concentración de ións hidróxeno a partir do pH:

$$[H^+]_e = 10^{-pH} = 10^{-3,98} = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxeno que se formaron na disociación é practicamente igual á que hai no equilibrio, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

$$[H^+] = [H^+]_e$$

O ácido é un ácido débil. Escríbese a ecuación da súa disociación:



Da estequiometría da reacción de disociación dedúcese que a concentración de ácido dissociado  $[HA]_d$  é a mesma que a dos ións hidróxeno  $[H^+]$  e a dos anións  $[A^-]$  producidos.

$$[HA]_d = [H^+] = [A^-] = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ácido no equilibrio obtense restando a concentración que se dissociou da concentración inicial.

$$[HA]_e = [HA]_0 - [HA]_d = 0,0300 - 1,05 \cdot 10^{-4} = 0,0299 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración do anión no equilibrio é igual á que se formou.

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		HA	$\rightleftharpoons$	$H^+$	$A^-$	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,0300		$\approx 0$	0	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_d$	Concentración dissociada ou formada	$1,05 \cdot 10^{-4}$	$\rightarrow$	$1,05 \cdot 10^{-4}$	$1,05 \cdot 10^{-4}$	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0300 - 1,05 \cdot 10^{-4} = 0,0299$		$1,05 \cdot 10^{-4}$	$1,05 \cdot 10^{-4}$	mol/dm <sup>3</sup>

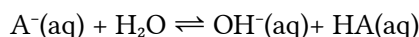
Calcúlase o grao de disociación:

$$\alpha = \frac{[HA]_d}{[HA]_0} = \frac{1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,0300 \text{ mol/dm}^3} = 0,0035 \approx 0,35 \%$$

b) Calcúlase a constante de acidez cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{1,05 \cdot 10^{-4} \cdot 1,05 \cdot 10^{-4}}{0,0299} = 3,67 \cdot 10^{-7}$$

A base  $A^-$  conxugada do ácido, pode reaccionar coa auga ata acadar o equilibrio:



Escríbese a ecuación da constante de basicidade da base conxugada:

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

Se se multiplica a constante de acidez do ácido pola constante de basicidade da súa base conxugada, obtense a constante de ionización da auga.

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

Calcúlase a constante de basicidade, despegándoa da igualdade anterior, co dato de  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ :

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{3,67 \cdot 10^{-7}} = 2,73 \cdot 10^{-8}$$

5. Sabendo que  $K_b(NH_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ , calcula:

- A concentración que debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu pH sexa 10,6.
- O grao de disociación do amoníaco na disolución.

(A.B.A.U. ord. 20)

**Rta.:** a)  $[NH_3]_0 = 0,00930 \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $\alpha = 4,28 \%$ .

**Datos**

pH da disolución de amoníaco  
 Constante de basicidade do  $\text{NH}_3$   
 Produto iónico da auga

**Incógnitas**

Concentración da disolución de amoníaco  
 Grao de disociación do  $\text{NH}_3$  na disolución

**Outros símbolos**

Disolución  
 Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) de base débil que se disocia  
 Cantidade da substancia X  
 Cantidade disociada  
 Cantidade inicial  
 Concentración da substancia X

**Ecuacións**

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

Grao de disociación

**Cifras significativas: 3**

pH = 10,60

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

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

$[\text{NH}_3]_0$

$\alpha$

D

$x$

$n(\text{X})$

$n_d$

$n_0$

$[\text{X}]$

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

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

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

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

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

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

**Solución:**

a) Calcúlase o pOH a partir do pH:

$$\text{pOH} = 14,00 - \text{pH} = 14,00 - 10,60 = 3,40$$

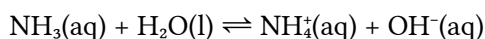
Calcúlase a concentración de ións hidróxido no equilibrio a partir do pOH:

$$[\text{OH}^-]_e = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,40} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxido que se formaron na disociación é practicamente igual á que hai no equilibrio, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

$$[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_e$$

O amoníaco é unha base débil. Escríbese a ecuación da súa disociación:



Chámase  $c_0$  á concentración de amoníaco antes de disociarse, e  $x$  á concentración de amoníaco que se disocia. Da estequiometría da reacción dedúcese que a concentración de amoníaco disociado  $[\text{NH}_3]_d$  e a dos ións amonio  $[\text{NH}_4^+]_d$  producidos é a mesma ( $x$ ) que a dos ións hidróxido  $[\text{OH}^-]_d$ . A concentración de amoníaco no equilibrio obtense restando a concentración que se disociou da concentración inicial.

$$[\text{NH}_3]_e = [\text{NH}_3]_0 - [\text{NH}_3]_d = c_0 - x$$

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:



		NH <sub>3</sub>	⇌	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>	
[X] <sub>0</sub>	Concentración inicial	c <sub>0</sub>		0	≈ 0	mol/dm <sup>3</sup>
[X] <sub>d</sub>	Concentración dissociada ou formada	x		x	x	mol/dm <sup>3</sup>
[X] <sub>e</sub>	Concentración no equilibrio	c <sub>0</sub> - x		x	3,98·10 <sup>-4</sup>	mol/dm <sup>3</sup>

Dedúcese que:

$$x = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Escríbese a expresión da constante de basicidade cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} \Rightarrow 1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{(c_0 - 3,98 \cdot 10^{-4})}$$

Calcúlase a concentración inicial de amoníaco desdexando:

$$c_0 = \frac{(3,98 \cdot 10^{-4})^2}{1,78 \cdot 10^{-5}} + 3,98 \cdot 10^{-4} = 0,00930 \text{ mol/dm}^3$$

b) Calcúlase o grao de disociación:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,00930 \text{ mol/dm}^3} = 0,0428 = 4,28 \%$$

*Análise: O amoníaco é unha base débil e está só parcialmente dissociada.*

6. 1,12 dm<sup>3</sup> de HCN gas, medidos a 0 °C e 1 atm, disólvense en auga obténdose 2 dm<sup>3</sup> de disolución. Calcula:

a) A concentración de todas as especies presentes na disolución.

b) O valor do pH da disolución e o grao de ionización do ácido.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; 1 atm = 101,3 kPa;  $K_a(\text{HCN}) = 5,8 \cdot 10^{-10}$ .

(A.B.A.U. extr. 19)

**Rta.:** a)  $[\text{HCN}] = 0,025 \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{CN}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$ ; b) pH = 5,43;  $\alpha = 0,015 \%$ .

### Datos

Gas: Volume

Presión

Temperatura

Volume da disolución

Constante de acidez do HCN

Constante dos gases ideais

Produto iónico da auga

### Incógnitas

Concentración de todas as especies no equilibrio

Grao de disociación do HCN na disolución

pH da disolución

### Outros símbolos

Disolución

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

Cantidade da substancia X

Cantidade dissociada

### Cifras significativas: 3

$$V = 1,12 \text{ dm}^3 = 0,00112 \text{ m}^3$$

$$p = 1,00 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

$$V_D = 2,00 \text{ dm}^3$$

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

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

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

$$[\text{HCN}]_e, [\text{CN}^-]_e, [\text{H}_3\text{O}^+]_e, [\text{OH}^-]_e$$

$$\alpha$$

$$\text{pH}$$

$$D$$

$$x$$

$$n(X)$$

$$n_d$$

**Outros símbolos**

Cantidade inicial	$n_0$
Concentración da substancia X	$[X]$

**Ecuacións**

Constante de acidez do ácido cianhídrico: HCN(aq) $\rightleftharpoons$ H <sup>+</sup> (aq) + CN <sup>-</sup> (aq)	$K_a = \frac{[CN^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HCN]_e}$
pH	pH = -log[H <sup>+</sup> ]
pOH	pOH = -log[OH <sup>-</sup> ]
Produto iónico da auga	$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$ pK <sub>w</sub> = pH + pOH = 14,00
De estado dos gases ideais	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Grao de disociación	$\alpha = \frac{n_d}{n_0} = \frac{[s]_d}{[s]_0}$

**Solución:**

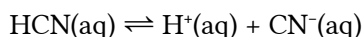
a) Calcúlase a cantidade de HCN, supoñendo comportamento ideal para o cianuro de hidróxeno gas:

$$n(\text{HCN}) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,00112 \text{ m}^3}{8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}} = 0,050 \text{ mol HCN(g)}$$

Calcúlase a concentración de HCN na disolución:

$$[\text{HCN}]_0 = \frac{n(\text{HCN})}{V_D} = \frac{0,050 \text{ mol HCN}}{2,00 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,025 \text{ mol/dm}^3$$

O ácido cianhídrico é un ácido débil. Escríbese a ecuación da súa disociación:



Chámase  $x$  á concentración de ácido cianhídrico que se disocia. Da estequiometría da reacción dedúcese que a concentración de ácido cianhídrico disociado  $[\text{HCN}]_d$  é a mesma ( $x$ ) que a dos ións hidróxeno  $[\text{H}^+]$  e a dos ións cianuro  $[\text{CN}^-]$  producidos.

A concentración de ácido cianhídrico no equilibrio obtense restando a concentración que se disociou da concentración inicial.

$$[\text{HCN}]_e = [\text{HCN}]_0 - [\text{HCN}]_d = 0,0250 - x$$

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		HCN	$\rightleftharpoons$	CN <sup>-</sup>	H <sup>+</sup>	
$[X]_0$	Concentración inicial	0,0250		0	$\approx 0$	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_d$	Concentración disociada ou formada	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0250 - x$		$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>

Escríbese a expresión da constante de acidez cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-]_e \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} \Rightarrow 5,80 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{(0,025 - x)}$$

Suponse, en primeira aproximación, que  $x$  é desprezable fronte a 0,025. A ecuación redúcese a:

$$x = \sqrt{0,025 \cdot 5,80 \cdot 10^{-10}} = 3,81 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase o grao de disociación:

$$\alpha = \frac{[\text{HCN}]_d}{[\text{HCN}]_0} = \frac{3,81 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3}{0,025 \text{ mol/dm}^3} = 1,52 \cdot 10^{-4} = 0,015 \text{ \%}$$

Un valor inferior ao 5 % considérase desprezable, polo que esta solución é aceptable.

*Análise: O grao de disociación é moi pequeno, coherente co dato de que o cianuro de hidróxeno é un ácido moi débil e, por tanto, moi pouco disociado.*

Calcúlanse as concentracións de cada unha das especies no equilibrio:

$$[\text{CN}^-]_e = [\text{H}^+]_e = x = 3,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{HCN}]_e = 0,025 - x = 0,025 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxido calcúlase a partir da constante de equilibrio da auga:

$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e \Rightarrow [\text{OH}^-]_e = \frac{K_w}{[\text{H}^+]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{3,81 \cdot 10^{-6}} = 2,63 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

Tamén pode calcularse a partir do pH como se amosa máis adiante.

b) Calcúlase o pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3,86 \cdot 10^{-6}) = 5,42$$

*Análise: Este pH é consistente co esperado. Se o cianuro de hidróxeno fose un ácido forte, o pH dunha disolución  $\approx 0,025 \text{ mol/dm}^3$  sería  $\text{pH} \approx 14,00 + \log 0,025 \approx 1,6$ . Un ácido débil terá un pH menos ácido, máis próximo a 7.*

Coñecido o pH, pode calcularse a concentración de ións hidróxido a partir do pOH:

$$\text{pOH} = 14,00 - 5,42 = 8,58$$

$$[\text{OH}^-]_e = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-8,58} = 2,63 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

7. Unha disolución de concentración  $0,064 \text{ mol/dm}^3$  dun ácido monoprotónico (HA) ten un pH de 3,86. Calcula:

a) A concentración de todas as especies presentes na disolución e o grao de ionización do ácido.

b) O valor da constante  $K_a$  do ácido e da constante  $K_b$  da súa base conxugada.

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

(A.B.A.U. ord. 19)

**Rta.:** a)  $[\text{HA}] = 0,0639 \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{OH}^-] = 7,24 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$ ;

$\alpha = 0,216 \text{ \%}$ ; b)  $K_a = 2,98 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_b = 3,35 \cdot 10^{-8}$ .

### Datos

Concentración de ácido monoprotónico

pH da disolución

### Cifras significativas: 3

$[\text{HA}]_0 = 0,064 \text{ mol/dm}^3$

pH = 3,86

### Incógnitas

Concentración de todas as especies presentes na disolución

$[\text{HA}]$ ,  $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{A}^-]$ ,  $[\text{OH}^-]$

Grao de disociación

$\alpha$

Constante de acidez do ácido

$K_a$

Constante de basicidade da base conxugada

$K_b$

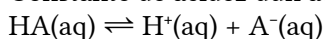
### Outros símbolos

Concentración da substancia X

$[\text{X}]$

### Ecuacións

Constante de acidez dun ácido monoprotónico:



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

**Ecuacións**

pH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

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

Relación entre a constante de acidez e a de basicidade do conxugado

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

**Solución:**

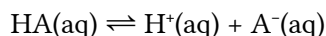
a) Calcúlase a concentración de ións hidróxeno a partir do pH:

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-3,86} = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxeno que se formaron na disociación é practicamente igual á que hai no equilibrio, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

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

O ácido é un ácido débil. Escríbese a ecuación da súa disociación:

Da estequiometría da reacción de disociación dedúcese que a concentración de ácido disociado  $[\text{HA}]_d$  é a mesma que a dos ións hidróxeno  $[\text{H}^+]_e$  e a dos aniões  $[\text{A}^-]_e$  producidos.

$$[\text{HA}]_d = [\text{H}^+]_e = [\text{A}^-]_e = 1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ácido no equilibrio obtense restando a concentración que se disociou da concentración inicial.

$$[\text{HA}]_e = [\text{HA}]_0 - [\text{HA}]_d = 0,064 - 1,38 \cdot 10^{-4} = 0,0639 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración do aniión no equilibrio é igual á que se formou.

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		HA	$\rightleftharpoons$	H <sup>+</sup>	A <sup>-</sup>	
[X] <sub>0</sub>	Concentración inicial	0,064		≈ 0	0	mol/dm <sup>3</sup>
[X] <sub>d</sub>	Concentración disociada ou formada	1,38 · 10 <sup>-4</sup>	→	1,38 · 10 <sup>-4</sup>	1,38 · 10 <sup>-4</sup>	mol/dm <sup>3</sup>
[X] <sub>e</sub>	Concentración no equilibrio	0,064 - 1,38 · 10 <sup>-4</sup> = 0,0639		1,38 · 10 <sup>-4</sup>	1,38 · 10 <sup>-4</sup>	mol/dm <sup>3</sup>

A concentración de ións hidróxido calcúlase da constante de equilibrio da auga:

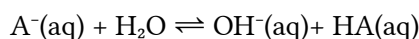
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e \Rightarrow [\text{OH}^-]_e = \frac{K_w}{[\text{H}^+]_e} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,24 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase o grao de disociación:

$$\alpha = \frac{[\text{HA}]_d}{[\text{HA}]_0} = \frac{1,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{0,064 \text{ mol/dm}^3} = 0,00216 = 0,216 \%$$

b) Calcúlase a constante de acidez cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HA}]_e} = \frac{1,38 \cdot 10^{-4} \cdot 1,38 \cdot 10^{-4}}{0,0639} = 2,98 \cdot 10^{-7}$$

A base A<sup>-</sup> conxugada do ácido, pode reaccionar coa auga ata acadar o equilibrio:

Escríbese a ecuación da constante de basicidade da base conxugada:

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

Se se multiplica a constante de acidez do ácido pola constante de basicidade da súa base conxugada, obtense a constante de ionización da auga.

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

Calcúlase a constante de basicidade, despegándoa da igualdade anterior, co dato de  $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ :

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{2,98 \cdot 10^{-7}} = 3,35 \cdot 10^{-8}$$

8. Unha disolución acuosa contén  $5,0 \cdot 10^{-3}$  moles de ácido cloroetanoico ( $\text{ClCH}_2\text{-COOH}$ ) por cada  $100 \text{ cm}^3$  de disolución. Se a porcentaxe de ionización é do 15 %, calcula:

- A concentración de todas as especies presentes na disolución.
- O pH da disolución e o valor da constante  $K_a$  do ácido.

(A.B.A.U. extr. 18)

**Rta.:** a)  $[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e = 0,0425 \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{H}_3\text{O}^+]_e = [\text{ClCH}_2\text{-COO}^-]_e = 0,00750 \text{ mol/dm}^3$ ;  
 $[\text{OH}^-] = 1,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $\text{pH} = 2,12$ ;  $K_a = 1,32 \cdot 10^{-3}$ .

### Datos

Cantidade de ácido cloroetanoico

Volume da disolución de ácido cloroetanoico

Grao de disociación do ácido cloroetanoico

### Cifras significativas: 3

$n(\text{ClCH}_2\text{-COOH}) = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

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

$\alpha = 15,0 \% = 0,150$

### Incógnitas

Concentracións de todas as especies

pH da disolución

Constante de acidez

$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e$   
 $[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-]_e, [\text{H}^+]_e, [\text{OH}^-]_e$

pH

$K_a$

### Outros símbolos

Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) de ácido débil que se disocia

Cantidade de substancia disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

$x$

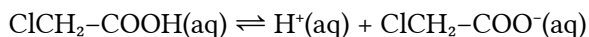
$n_d$

$n_0$

$[\text{X}]$

### Ecuacións

Constante de acidez do ácido:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{Cl-COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_2\text{Cl-COOH}]_e}$$

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

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

Grao de disociación

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

### Solución:

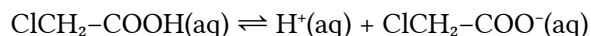
a) e b) Calcúlase a concentración inicial de ácido cloroetanoico:

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_0 = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol ClCH}_2\text{-COOH}}{0,100 \text{ dm}^3 \text{ disolución}} = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase a concentración de ácido cloroetanoico disociado a partir do grao de ionización:

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_d = \alpha \cdot [\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_0 = 0,150 \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH disoc.}}{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH inic.}} \cdot 0,0500 \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH inic.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}} = 7,50 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol CH}_2\text{Cl-COOH disoc.}}{\text{dm}^3 \text{ disolución}}$$

O ácido cloroetanoico é un ácido débil. Escríbese a ecuación da súa disociación en auga:



Da estequiometría da reacción, dedúcese que as concentracións dos ións cloroetanoato e hidróxeno formadas son as mesmas que a de ácido cloroetanoico disociado.

$$[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] = [\text{H}^+] = [\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_d = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxeno no equilibrio é a mesma que a dos que se produciron na disociación do ácido cloroetanoico, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

Calcúlase a concentración do ácido cloroetanoico no equilibrio, restando a concentración disociada da concentración inicial:

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_e = [\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_0 - [\text{ClCH}_2\text{-COOH}]_d = 0,0500 - 7,50 \cdot 10^{-3} = 0,0425 \text{ mol/dm}^3$$

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		$\text{ClCH}_2\text{-COOH}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$\text{ClCH}_2\text{-COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,0500		$\approx 0$	0	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	$7,50 \cdot 10^{-3}$	$\rightarrow$	$7,50 \cdot 10^{-3}$	$7,50 \cdot 10^{-3}$	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,0500 - 7,50 \cdot 10^{-3} = 0,0425$		$7,50 \cdot 10^{-3}$	$7,50 \cdot 10^{-3}$	mol/dm <sup>3</sup>

A concentración de ións hidróxido dedúcese da constante do produto iónico da auga:

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

Primeiro calcúlase o pH, despois o pOH e finalmente a concentración de ións hidróxido:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(7,5 \cdot 10^{-3}) = 2,12$$

$$\text{pOH} = 14,00 - 2,12 = 11,88$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-11,88} = 1,33 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase a constante de acidez:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{Cl-COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_2\text{Cl-COOH}]_e} = \frac{7,50 \cdot 10^{-3} \cdot 7,50 \cdot 10^{-3}}{0,0500} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

*Análise: O ácido cloroacético é un ácido débil, pero máis forte que o ácido acético polo efecto inductivo que exerce o cloro sobre o enlace OH. Sabendo que a  $K_a$  do ácido acético é  $1,8 \cdot 10^{-5}$ , vese que o valor da constante é maior que iso e está de acordo con esta predición.*

9. Ao disolver 0,23 g de HCOOH en 50 mL de auga obtense unha disolución de pH igual a 2,3. Calcula:
- A constante de acidez ( $K_a$ ) do ácido.
  - O grao de ionización do mesmo.

(A.B.A.U. extr. 17)

**Rta.:** a)  $K_a = 2,6 \cdot 10^{-4}$ ; b)  $\alpha = 5,0 \%$ .

#### Datos

Masa de ácido metanoico

#### Cifras significativas: 3

$m(\text{HCOOH}) = 0,230 \text{ g}$

**Datos**

Volume de disolución

pH da disolución

Masa molar do ácido metanoico

**Cifras significativas: 3**

$$V = 50 \text{ mL} = 0,0500 \text{ dm}^3$$

$$\text{pH} = 2,30$$

$$M(\text{HCOOH}) = 46,0 \text{ g/mol}$$

**Incógnitas**

Constante de acidez do ácido metanoico

 $K_a$ 

Grao de disociación

 $\alpha$ **Outros símbolos**

Concentración da substancia X

[X]

**Ecuacións**Constante de acidez do ácido metanoico:  
 $\text{HCOOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCOO}^-(\text{aq})$ 

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

pH

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

Grao de disociación

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

**Solución:**

a) Calcúlase a concentración inicial (antes de dissociarse) de ácido metanoico:

$$[\text{HCOOH}]_0 = \frac{n(\text{HCOOH})}{V} = \frac{0,230 \text{ g HCOOH}}{0,050 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} = 0,100 \text{ mol HCOOH/dm}^3 \text{ D}$$

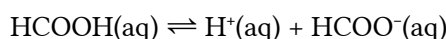
Calcúlase a concentración de ións hidróxeno a partir do pH:

$$[\text{H}^+]_e = 10^{-2,30} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ións hidróxeno que se formaron na disociación é practicamente igual á que hai no equilibrio, xa que a súa concentración inicial na auga ( $1 \cdot 10^{-7}$ ) é desprezable fronte a ela.

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

O ácido metanoico é un ácido débil. Escríbese a ecuación da súa disociación.

Da estequiometría da reacción de disociación dedúcese que a concentración de ácido metanoico dissociado  $[\text{HCOOH}]_d$  e a dos ións metanoato  $[\text{HCOO}^-]_e$  producidos é a mesma que a dos ións hidróxeno  $[\text{H}^+]_e$ .

$$[\text{HCOOH}]_d = [\text{HCOO}^-]_e = [\text{H}^+]_e = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ácido metanoico no equilibrio obtense restando a concentración que se dissociou da concentración inicial.

$$[\text{HCOOH}]_e = [\text{HCOOH}]_0 - [\text{HCOOH}]_d = 0,100 - 5,00 \cdot 10^{-3} = 0,095 \text{ mol/dm}^3$$

A concentración de ión metanoato no equilibrio é igual á que se formou.

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		HCOOH	$\rightleftharpoons$	H <sup>+</sup>	HCOO <sup>-</sup>	
[X] <sub>0</sub>	Concentración inicial	0,100		≈ 0	0	mol/dm <sup>3</sup>
[X] <sub>d</sub>	Concentración dissociada ou formada	5,00 · 10 <sup>-3</sup>	→	5,00 · 10 <sup>-3</sup>	5,00 · 10 <sup>-3</sup>	mol/dm <sup>3</sup>
[X] <sub>e</sub>	Concentración no equilibrio	0,100 - 5,00 · 10 <sup>-3</sup> = 0,095		5,00 · 10 <sup>-3</sup>	5,00 · 10 <sup>-3</sup>	mol/dm <sup>3</sup>

Calcúlase a constante de acidez cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{HCOOH}]_e} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \cdot 5,00 \cdot 10^{-3}}{0,095} = 2,6 \cdot 10^{-4}$$

b) Calcúlase o grao de disociación do ácido metanoico:

$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,100 \text{ mol/dm}^3} = 0,050 = 5,0 \%$$

*Análise: O ácido metanoico é un ácido débil e está parcialmente disociado.*

10. Para unha disolución acuosa de concentración 0,200 mol/dm<sup>3</sup> de ácido láctico (ácido 2-hidroxi-propa-noico), calcula:

a) O grao de ionización do ácido en disolución e o pH da mesma.

b) Que concentración debe ter unha disolución de ácido benzoico (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH) para dar un pH igual ao da disolución de ácido láctico de concentración 0,200 mol/dm<sup>3</sup>?

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

(A.B.A.U. ord. 17)

**Rta.:** a)  $\alpha = 3,92 \%$ ; pH = 2,10; b)  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]_0 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$ .

### Datos

Concentración de ácido láctico

Constante de acidez do ácido láctico

Constante de acidez do ácido benzoico

### Incógnitas

pH da disolución de ácido láctico

Grao de disociación do ácido láctico

Concentración da disolución de ácido benzoico do mesmo pH

### Outros símbolos

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

Cantidade de substancia disociada

Cantidade inicial

Concentración da substancia X

Concentración inicial de ácido benzoico

### Ecuacións

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

pH

pOH

Grao de disociación

### Cifras significativas: 3

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

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

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

pH

$\alpha$

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

$x$

$n_d$

$n_0$

$[\text{X}]$

$c_0$

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

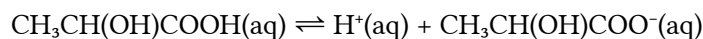
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

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

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

### Solución:

a) O ácido láctico é un ácido débil. Escríbese a reacción da súa disociación.



Chámase  $x$  á concentración de ácido láctico que se disocia. Da estequiometría da reacción dedúcese que a concentración de ácido láctico disociado  $[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]_d$  é a mesma ( $x$ ) que a dos ións hidróxeno  $[\text{H}^+]$  e a dos ións lactato  $[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]$  producidos.



A concentración de ácido láctico no equilibrio obtense restando a concentración que se dissociou da concentración inicial.

$$[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]_e = [\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]_0 - [\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]_d = 0,200 - x$$

Constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	0,200		0	0	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_d$	Concentración dissociada ou formada	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$0,200 - x$		$x$	$x$	mol/dm <sup>3</sup>

Escríbese a expresión da constante de acidez cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{COO}^-]_e \cdot [\text{H}^+]_e}{[\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{COOH}]_e} \Rightarrow 3,20 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,200 - x}$$

Suponse, en primeira aproximación, que  $x$  é desprezable fronte a 0,200. A ecuación redúcese a:

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

Calcúlase o grao de disociación:

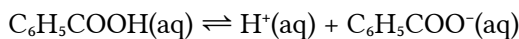
$$\alpha = \frac{[s]_d}{[s]_0} = \frac{0,00800 \text{ mol/dm}^3}{0,200 \text{ mol/dm}^3} = 0,0400 = 4,00 \%$$

Un valor inferior ao 5 % considérase desprezable, polo que esta solución é aceptable. Ao ser superior ao 1 %, o número de cifras significativas redúcese a dúas.

Calcúlase o pH:

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

b) A disolución de ácido benzoico que ten o mesmo pH terá a mesma concentración de ión hidróxeno, e tamén de ión benzoato, por ser un ácido monoprótico.



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

Chámase  $c_0$  á concentración inicial de ácido benzoico e a  $x$  á concentración de ácido benzoico que se disocia, e constrúese unha táboa coas concentracións de cada especie en cada fase:

		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	$c_0$		0	0	mol/dm <sup>3</sup>

		$C_6H_5COOH$	$\rightleftharpoons$	$H^+$	$C_6H_5COO^-$	
$[X]_d$	Concentración disociada ou formada	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	$mol/dm^3$
$[X]_e$	Concentración no equilibrio	$c_0 - x$		0,0080	0,0080	$mol/dm^3$

Dedúcese que:

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

Escribese a expresión da constante de acidez do ácido benzoico cos datos das concentracións no equilibrio:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-]_e \cdot [H^+]_e}{[C_6H_5COOH]_e} \Rightarrow 6,42 \cdot 10^{-5} = \frac{0,008 \cdot 0,008}{c_0 - 0,008}$$

Calcúlase a concentración inicial de ácido benzoico:

$$[C_6H_5COOH]_0 = c_0 = \frac{0,008 \cdot 0,008}{6,42 \cdot 10^{-5}} + 0,008 \quad c = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

*Análise: O resultado ten sentido, porque como o ácido benzoico é máis débil que o ácido láctico ( $K_a(C_6H_5COOH) = 6,42 \cdot 10^{-5} < 3,2 \cdot 10^{-4} = K_a(CH_3CH(OH)COOH)$ ), a súa concentración ten que ser maior que 0,200 mol/dm<sup>3</sup> para dar o mesmo pH.*

## ● Mesturas ácido base

1. Calcula:

- O pH dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup>.
- O pH dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm<sup>3</sup>.
- O pH da disolución obtida ao mesturar 100 cm<sup>3</sup> da disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup> con 25 cm<sup>3</sup> da disolución de ácido clorhídrico de concentración 0,020 mol/dm<sup>3</sup>.

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

(A.B.A.U. ord. 18)

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

### **Datos**

Concentración da disolución de NaOH

Volume que se mestura da disolución de NaOH

Concentración da disolución de HCl

Volume que se mestura da disolución de HCl

### **Cifras significativas: 3**

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

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

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

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

### **Incógnitas**

pH da disolución de NaOH

pH da disolución de HCl

pH da mestura

pH<sub>b</sub>

pH<sub>a</sub>

pH<sub>s</sub>

### **Ecuacións**

pH

pOH

Produto iónico da auga

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

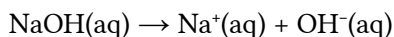
$pOH = -\log[OH^-]$

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

$pK_w = pH + pOH = 14,00$

### **Solución:**

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



O pOH da disolución de NaOH valerá:

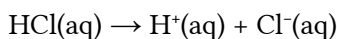
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^{\text{-}}] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(0,0100) = 2,000$$

(O número de díxitos na mantisa do logaritmo debe ser igual ao número de cifras significativas).

Por tanto o seu pH será:

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

b) O ácido clorhídrico é un ácido forte que se disocia totalmente:



O pH da disolución de HCl valerá:

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

c) Estúdase a reacción entre o HCl e o NaOH para ver que reactivo está en exceso,

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

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

Supoñendo volumes aditivos:

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

		HCl	NaOH	→	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O	
$n_0$	Cantidade inicial	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$		0	0		mol
$n_r$	Cantidade que reacciona ou se forma	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	mol
$n_f$	Cantidade ao final da reacción	0	$5,0 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		mol

A concentración final de hidróxido de sodio é:

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

O pOH da disolución final valerá:

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

Por tanto o seu pH será:

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

## ◇ CUESTIÓNS

1. Dadas dúas disolucións de igual concentración inicial de dous ácidos monoproticos débiles HA e HB, compróbase que, tras alcanzar o equilibrio, a concentración  $[\text{A}^{\text{-}}]$  é maior ca  $[\text{B}^{\text{-}}]$ . Razoa se son certas as seguintes afirmacións:

- O valor da constante de disociación do ácido HA é menor có valor da constante do ácido HB.
- O pH da disolución do ácido HA é maior có pH da disolución do ácido HB.

(A.B.A.U. ord. 24)

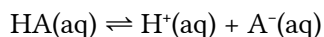
**Solución:**

a) Falso.

A constante ( $K_a$ ) de disociación dun ácido monoprotico débil HA está relacionada coa concentración do anión  $[\text{A}^{\text{-}}]$  do ácido pola expresión:

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

Como o ácido é monoprotico, a concentración de ións hidróxeno é a mesma que a do anión do ácido:



Se a concentración de  $[\text{A}^-]$  é maior que a de  $[\text{B}^-]$  no equilibrio, a constante de disociación de HA será maior que a do HB.

b) Falso.

O pH é unha medida da acidez dunha solución. Un pH máis baixo indica unha solución máis ácida, porque está máis lonxe do  $\text{pH} = 7$ , que é o pH neutro (a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ ). Como o ácido HA está máis disociado que o ácido HB, producirá máis ións  $\text{H}^+$ , o que resultará nun pH máis baixo. Polo tanto, o pH da disolución do ácido HA será menor que o do ácido HB.

2. Dadas dúas disolucións, unha de ácido nítrico e outra de  $\text{HNO}_2$  ( $K_a(\text{HNO}_2) = 7,2 \cdot 10^{-4}$ ), razoe cal delas terá un pH menor se ambas teñen a mesma concentración inicial.

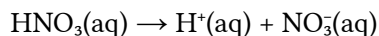
(A.B.A.U. extr. 23)

### Solución:

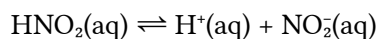
O pH da disolución do ácido forte é menor.

Un pH ácido é menor que 7. Canto máis afastado de 7 estea, máis ácido será.

O ácido nítrico é un ácido forte e está totalmente disociado.



O  $\text{HNO}_2$ , ácido nitroso, é un ácido débil e está só parcialmente disociado.



Canto máis débil sexa o ácido, menor serán a súa constante de acidez, o seu grao de disociación e a concentración de ións  $\text{H}^+$ .

Compáranse os pH de disolucións de concentración  $1\text{ mol/dm}^3$  dos dous ácidos.

O ácido nítrico está totalmente disociado. A concentración de ións hidróxeno, na disolución de concentración  $1\text{ mol/dm}^3$  de ácido nítrico valerá:

$$[\text{H}^+]_1 = 1\text{ mol/dm}^3$$

Se chamamos  $c_0$  á concentración da disolución de ácido nitroso, a concentración ( $c$ ) de ácido disociado pódese expresar en función do grao ( $\alpha$ ) de disociación como,  $c = \alpha \cdot c_0$ , e as concentracións no equilibrio serían:

		$\text{HNO}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^+$	$\text{NO}_2^-$	
$[\text{X}]_0$	Concentración inicial	$c_0$		$\approx 0$	0	$\text{mol/dm}^3$
$[\text{X}]_d$	Concentración disociada ou formada	$\alpha \cdot c_0$	$\rightarrow$	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	$\text{mol/dm}^3$
$[\text{X}]_e$	Concentración no equilibrio	$c_0(1 - \alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	$\text{mol/dm}^3$

O grao de disociación ( $\alpha$ ) pode calcularse a partir da constante de acidez:

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

Se o grao de disociación  $\alpha$  é suficientemente pequeno,  $\alpha < 0,05 = 5\%$ , queda:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{c_0}} = \sqrt{\frac{7,2 \cdot 10^{-4}}{1}} = 0,027$$

A concentración de ións hidróxeno, na disolución de concentración  $1\text{ mol/dm}^3$  de ácido nitroso valerá:

$$[\text{H}^+]_2 = \alpha \cdot c_0 = 0,027 \cdot 1 = 0,027\text{ mol/dm}^3$$

Os pH das dúas disolucións valerían:

$$\text{HNO}_3 \quad \text{pH}_1 = -\log[\text{H}^+]_1 = -\log(1) = 0$$

$$\text{HNO}_2 \quad \text{pH}_2 = -\log[\text{H}^+]_2 = -\log(1 \cdot 0,027) = 1,6$$

O pH do ácido débil está máis cerca de 7, é maior que o do ácido forte.

3. Razoe mediante as reaccións correspondentes o pH que terán as disolucións acuosas das seguintes especies químicas:  $\text{NaNO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

(A.B.A.U. extr. 22)

**Solución:**

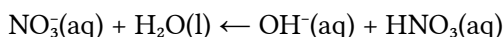
O nitrato de sodio terá pH neutro. Tanto o ión nitrato como o ión sodio veñen de especies fortes (o  $\text{Na}^+$  da base forte hidróxido de sodio e o  $\text{NO}_3^-$  do ácido forte  $\text{HNO}_3$ ), e non reaccionan coa auga.

O nitrato de amonio terá carácter ácido.

Ao disolverse o nitrato de amonio, (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse.

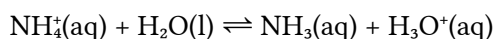


O ión nitrato provén dun ácido forte (o ácido nítrico), e o posible equilibrio



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión amonio provén dunha base débil (o amoníaco), e hidrólízase.



Este equilibrio produce exceso de ións oxonio, o que confire á disolución un carácter ácido.

4. Das seguintes substancias:  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{HNO}_2$  e  $\text{HCO}_3^-$ , unha é ácida, outra básica e outra anfótera segundo a teoría de Brönsted-Lowry. Razoa cal é cada unha, escribindo os equilibrios que así o demostren.

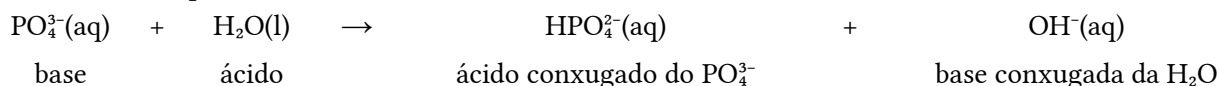
(A.B.A.U. ord. 21)

**Solución:**

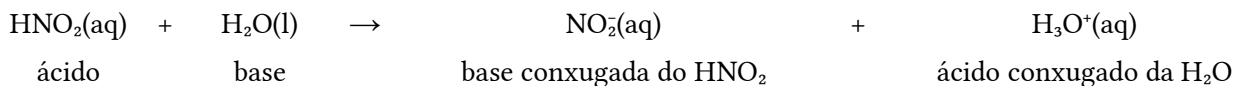
Na definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

A súa reacción cunha substancia anfótera como a auga sería:

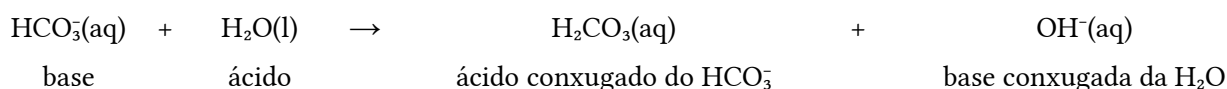
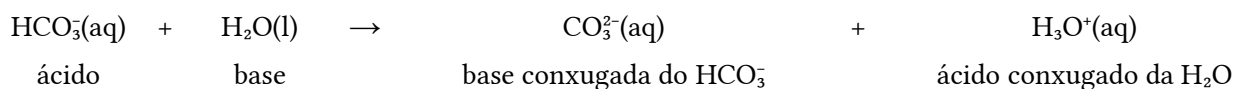
$\text{PO}_4^{3-}$ : básica. Acepta ións hidróxeno.



$\text{HNO}_2$ : ácido. Cede ións hidróxeno.



$\text{HCO}_3^-$ : anfótera. Pode actuar como ácido ou como base.



5. Xustifica se a seguinte afirmación é verdadeira ou falsa:

No equilibrio:  $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HSO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  a especie  $\text{HSO}_4^-$  actúa como unha base e a molécula de auga como un ácido de Brönsted-Lowry.

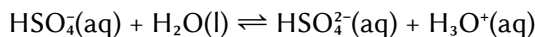
(A.B.A.U. extr. 20)

**Solución:**

Falsa.

Na definición ácido-base de Brønsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

No equilibrio:

O ión  $\text{HSO}_4^-$  cede un ión hidróxeno á molécula de auga. Actúa como ácido.

A molécula de auga acepta o ión hidróxeno actuando como base.

6. b) Indica se o pH dunha disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  será ácido, básico ou neutro.

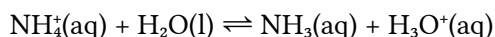
(A.B.A.U. ord. 20)

**Solución:**

b) Ao disolverse en auga o cloruro de amonio produce:



Como o ión  $\text{NH}_4^+$  procede do hidróxido de amonio  $\text{NH}_4\text{OH}$  que é unha base débil, compórtase como un ácido relativamente forte fronte ao auga



A concentración de ións oxonio na disolución aumenta e o pH da disolución será ácido.

7. Para os sales  $\text{NaCl}$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :

a) Escribe as ecuacións químicas da súa disociación en auga.

b) Razona se as disolucións obtidas serán ácidas, básicas ou neutras.

(A.B.A.U. extr. 19)

**Solución:**

a) Para o cloruro de sodio:



O nitrato de amonio



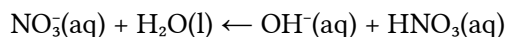
b) O cloruro de sodio terá pH neutro. Tanto o ión cloruro como o ión sodio veñen de especies fortes (o  $\text{Na}^+$  da base forte hidróxido de sodio e o  $\text{Cl}^-$  do ácido forte  $\text{HCl}$ ), e non reaccionan coa auga.

O nitrato de amonio terá carácter ácido.

Ao disolverse o nitrato de amonio, (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse.

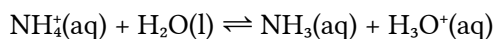


O ión nitrato provén dun ácido forte (o ácido nítrico), e o posible equilibrio



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión amonio provén dunha base débil (o amoníaco), e hidrolízase.



Este equilibrio produce exceso de ións oxonio, o que confire á disolución un carácter ácido.

8. b) Razona se a seguinte afirmación é correcta: a igual concentración molar, canto máis débil é un ácido menor é o pH da súa disolución acuosa.

(A.B.A.U. extr. 18)

**Solución:**

b) Non.

Un pH ácido é menor que 7. Canto máis afastado de 7 estea, máis ácido será.

Canto máis débil sexa o ácido, menor serán a súa constante de acidez, o seu grao de disociación e a concentración de ións  $H^+$ .

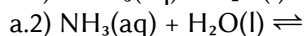
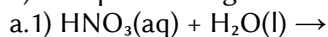
Comparando os pH de disolucións de concentración  $0,1 \text{ mol/dm}^3$  de dous ácidos, un deles disociado un 1 % e o outro máis débil disociado un 0,1 %, queda:

$$pH_1 = -\log[H^+]_1 = -\log(0,1 \cdot 0,01) = 3$$

$$pH_2 = -\log[H^+]_2 = -\log(0,1 \cdot 0,001) = 4$$

O pH do máis débil está máis cerca de 7, é maior que o do máis forte.

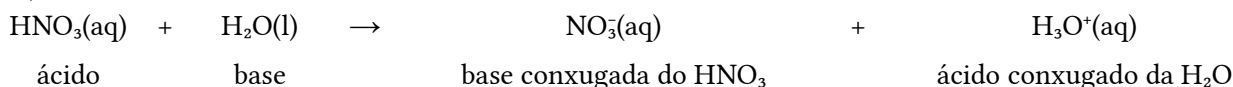
9. a) Completa as seguintes reaccións e identifica os pares conxugados ácido-base.



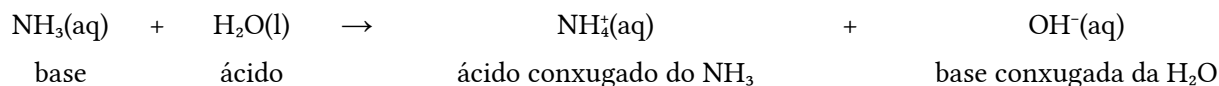
(A.B.A.U. ord. 18)

**Solución:**

a.1)



a.2)



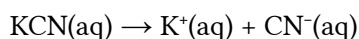
10. c) Xustifica o carácter ácido, básico ou neutro dunha disolución acuosa de KCN.

(A.B.A.U. extr. 17)

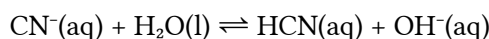
**Solución:**

c) Básico

O cianuro de potasio é un sal que procede dunha base forte (KOH) e un ácido débil (HCN). Disóciase totalmente en auga,



pero o ión cianuro (base conxugada do ácido cianhídrico) é o suficientemente forte como para romper as moléculas de auga.



11. b) Xustifica se a disolución obtida ao disolver  $NaNO_2$  en auga será ácida, neutra ou básica.

(A.B.A.U. ord. 17)

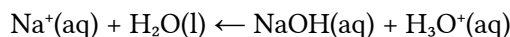
**Solución:**

b) O nitrito de sodio terá carácter básico.

Ao disolverse o nitrito de sodio (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse

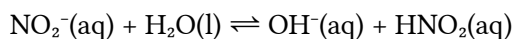


O ión sodio provén dunha base forte (o hidróxido de sodio), e o posible equilibrio.



está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza.

Pero o ión nitrito provén dun ácido débil (o ácido nitroso), e hidrolízase



Este equilibrio produce exceso de ións hidróxido, o que dá á disolución un carácter básico.

## ◇ LABORATORIO

1. Dunha disolución de concentración  $4,0 \text{ mol/dm}^3$  de hidróxido de magnesio tómanse  $50,0 \text{ cm}^3$  e dilúen-se con auga ata un volume final de  $250 \text{ cm}^3$ . A continuación úsanse  $15,0 \text{ cm}^3$  desta disolución para valorar  $20,0 \text{ cm}^3$  dunha disolución de ácido clorhídrico.

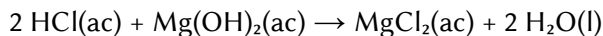
- Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do ácido.
- Describe o procedemento que empregarías para levar a cabo a valoración, indicando o material necesario.

(A.B.A.U. ord. 24)

**Rta.:** a)  $[\text{HCl}] = 1,2 \text{ mol/dm}^3$

### Solución:

a) A reacción axustada é:



Cálculos previos á valoración (supoñendo 2 cifras significativas):

Calcúlase a cantidade de hidróxido de magnesio que hai en  $50,0 \text{ cm}^3$  de disolución de hidróxido de magnesio de concentración  $4,0 \text{ mol/dm}^3$ :

$$n(\text{Mg}(\text{OH})_2) = \frac{50 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot 4,0 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,20 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2$$

Calcúlase a concentración da disolución diluída de hidróxido de magnesio:

$$[\text{Mg}(\text{OH})_2] = \frac{0,20 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{250 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,80 \text{ mol/dm}^3 \text{ D Mg}(\text{OH})_2$$

Calcúlanse os moles de ácido clorhídrico necesarios para neutralizar  $15 \text{ cm}^3$  de disolución de hidróxido de magnesio de concentración  $0,80 \text{ mol/dm}^3$ :

$$n = 15 \text{ cm}^3 \text{ D Mg}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,80 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D Mg}(\text{OH})_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2} = 0,024 \text{ mol D HCl}$$

A concentración molar da disolución de ácido clorhídrico será:

$$[\text{HCl}] = \frac{0,024 \text{ mol D HCl}}{20 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 1,2 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense  $15 \text{ cm}^3$  de disolución diluída de hidróxido de magnesio e vértense nun matraz erlenmeyer de  $250 \text{ cm}^3$ . Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución adquire unha cor fucsia. Échese unha bureta de  $25 \text{ cm}^3$  con disolución de ácido clorhídrico, de concentración descoñecida, por enriba do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer uns  $12 \text{ cm}^3$  sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de ácido clorhídrico en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer perda a cor. Anótase o volume de ácido clorhídrico gastado (p. ex.  $20,7 \text{ cm}^3$ ) e



tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con ácido clorhídrico ata o cero. Mídense outros 15 cm<sup>3</sup> de disolución diluída de hidróxido de magnesio coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 19,5 cm<sup>3</sup>). Agora déixase caer a disolución de ácido clorhídrico pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 20 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 250 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

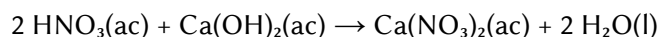
2. Para neutralizar 150 cm<sup>3</sup> dunha disolución de ácido nítrico de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup> gastáronse 15 cm<sup>3</sup> dunha disolución de hidróxido de calcio de concentración descoñecida.
  - a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do hidróxido de calcio.
  - b) Indica o material que empregaría e explica o procedemento experimental para realizar a valoración.

(A.B.A.U. ord. 23)

**Rta.:** [Ca(OH)<sub>2</sub>] = 0,050 mol/dm<sup>3</sup> (D).

**Solución:**

a) A reacción axustada é:



Cálculos previos á valoración: Os moles de hidróxido de calcio necesarios para neutralizar 150 cm<sup>3</sup> de ácido nítrico de concentración 0,010 mol/dm<sup>3</sup> son:

$$n = 150 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,010 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ dm}^3 \text{ D HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HNO}_3} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol D Ca}(\text{OH})_2$$

A concentración molar da disolución do hidróxido de calcio será:

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol D Ca}(\text{OH})_2}{15 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,050 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 150 cm<sup>3</sup> de disolución de ácido nítrico e vértense nun matraz erlenmeyer de 250 cm<sup>3</sup>. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolora. Énchese unha bureta de 25 cm<sup>3</sup> con disolución de hidróxido de calcio, de concentración descoñecida, por enriba do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer uns 12 cm<sup>3</sup> sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de hidróxido de calcio en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer adquira unha cor rosada. Anótase o volume de hidróxido de calcio gastado (p. ex. 15,2 cm<sup>3</sup>) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con hidróxido de calcio ata o cero. Mídense outros 150 cm<sup>3</sup> de ácido nítrico coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 14,5 cm<sup>3</sup>). Agora déixase caer a disolución de hidróxido de calcio pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 200 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 250 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

3. Emprégase unha disolución de ácido nítrico de riqueza 2 % en masa e densidade 1,009 g/cm<sup>3</sup> para neutralizar 50 cm<sup>3</sup> dunha disolución de concentración 0,25 mol/dm<sup>3</sup> de hidróxido de bario.
  - a) Escribe a reacción química que ten lugar e calcula o volume da disolución de ácido nítrico gastado.
  - b) Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración.

(A.B.A.U. extr. 22)

**Rta.:** a)  $V = 78 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$ .

**Solución:**

a) Calcúlase primeiro a concentración da disolución de ácido nítrico. Tomando como base de cálculo un volume de  $1 \text{ dm}^3$  de disolución de ácido nítrico do 2 % de riqueza en masa e densidade  $1,009 \text{ g/cm}^3$ , calcúlase primeiro a masa da disolución:

$$m = 1000 \text{ m}^3 \cdot 1,009 \text{ g/cm}^3 = 1009 \text{ g D}$$

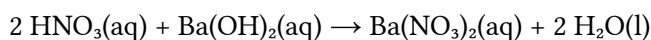
A masa de ácido nítrico contido nela é, supoñendo 2 cifras significativas:

$$m' = 2,0 \% \cdot 1009 \text{ g} = 20 \text{ g HNO}_3$$

A concentración da disolución é:

$$[\text{HNO}_3] = \frac{20 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 0,32 \frac{\text{mol HNO}_3}{\text{dm}^3 \text{ D}}$$

A reacción de neutralización é:



O volume de disolución de ácido nítrico de concentración  $0,32 \text{ mol/dm}^3$  gastado na neutralización de  $50 \text{ cm}^3$  da disolución de hidróxido de bario de concentración  $0,25 \text{ mol/dm}^3$  é:

$$V = 50,0 \text{ cm}^3 \text{ D Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{0,25 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{0,32 \text{ mol HNO}_3} = 78 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

b) Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense  $50 \text{ cm}^3$  da disolución de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  e vértense nun matraz erlenmeyer de  $250 \text{ cm}^3$ . Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a cor da disolución virará a rosa fucsia. Énchese unha bureta de  $100 \text{ cm}^3$  con disolución de  $\text{HNO}_3$  de concentración  $0,32 \text{ mol/dm}^3$  por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer ata un  $75 \text{ cm}^3$  sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de  $\text{HNO}_3$  en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer perda a cor rosada. Anótase o volume de  $\text{HNO}_3$  gastado (p. ex.  $78,2 \text{ cm}^3$ ) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con  $\text{HNO}_3$  ata o cero. Mídense outros  $50 \text{ cm}^3$  de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex.  $77,5 \text{ cm}^3$ ). Agora déixase caer o  $\text{HNO}_3$  pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de  $100 \text{ cm}^3$  (graduada en  $0,1 \text{ cm}^3$ ), pipeta (1) de  $50 \text{ cm}^3$  con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de  $250 \text{ cm}^3$ , disolución de fenolftaleína.

4. Tómanse  $30,0 \text{ cm}^3$  dunha disolución de  $\text{HCl}$  de concentración  $6,0 \text{ mol/dm}^3$  e dilúense con auga ata un volume final de  $250 \text{ cm}^3$ .  $25,0 \text{ cm}^3$  desta disolución diluída necesitaron  $20,0 \text{ cm}^3$  dunha disolución de hidróxido de calcio para a súa neutralización.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución da base.

b) Nomea e debuxa o material necesario e indica o procedemento empregado para a valoración.

(A.B.A.U. ord. 22)

**Rta.:** a)  $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,45 \text{ mol/dm}^3$ .

**Solución:**

Cálculo de dilución:

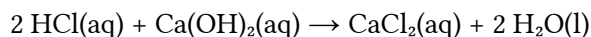
En  $30,0 \text{ cm}^3$  de disolución de  $\text{HCl}$  de concentración  $6,0 \text{ mol/dm}^3$  hai:

$$n(\text{HCl}) = \frac{30,0 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot 6,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} = 0,18 \text{ mol HCl}$$

Ao disolverse en auga ata  $250 \text{ cm}^3 (=0,250 \text{ dm}^3)$  a concentración da disolución obtida será:

$$[\text{HCl}] = 0,18 \text{ mol HCl} / 0,250 \text{ dm}^3 = 0,72 \text{ mol/dm}^3$$

a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron  $25,0 \text{ cm}^3$  de disolución de ácido clorhídrico de concentración  $0,72 \text{ mol/dm}^3$  a cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 25,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{0,72 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} = 0,018 \text{ mol HCl}$$

A cantidade de hidróxido de calcio que reacciona é:

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = 0,018 \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2$$

E a concentración da disolución de  $\text{Ca(OH)}_2$  é:

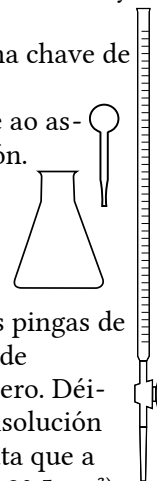
$$[\text{Ca(OH)}_2] = \frac{9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca(OH)}_2}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D Ca(OH)}_2} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,45 \text{ mol Ca(OH)}_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleiralas.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelo cun movemento circular.



Procedemento de valoración: Cunha pipeta de  $25 \text{ cm}^3$  mídense  $25,0 \text{ cm}^3$  de disolución de HCl de concentración  $0,72 \text{ mol/dm}^3$  e vértense nun matraz erlenmeyer de  $100 \text{ cm}^3$ . Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución non cambia de cor. Énchese unha bureta de  $25 \text{ cm}^3$  con disolución de  $\text{Ca(OH)}_2$  por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer  $19 \text{ cm}^3$  sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de  $\text{Ca(OH)}_2$  en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a rosa fucsia. Anótase o volume de  $\text{Ca(OH)}_2$  gastado (p. ex.  $20,5 \text{ cm}^3$ ) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con  $\text{Ca(OH)}_2$  ata o cero. Mídense outros  $25 \text{ cm}^3$  de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex.  $19,8 \text{ cm}^3$ ). Agora déixase caer o  $\text{Ca(OH)}_2$  pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

5. Ao valorar  $20,0 \text{ cm}^3$  dunha disolución de  $\text{Ca(OH)}_2$  gástanse  $18,1 \text{ cm}^3$  dunha disolución de HCl de concentración  $0,250 \text{ mol/dm}^3$ .

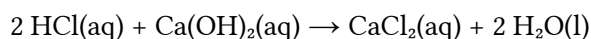
- Escribe a reacción que ten lugar e calcule a concentración molar da disolución da base.
- Indica o material e reactivos necesarios, debuxa a montaxe e explica o procedemento realizado.

(A.B.A.U. extr. 21)

**Rta.:** a)  $[\text{Ca(OH)}_2] = 0,113 \text{ mol/dm}^3 \text{ (D)}$ .

**Solución:**

a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron  $18,1 \text{ cm}^3$  de disolución de ácido clorhídrico de concentración  $0,250 \text{ mol/dm}^3$  a cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 18,1 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{0,250 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} = 4,53 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

A cantidade de hidróxido de calcio que reacciona é:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 4,53 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol HCl}} = 2,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

E a concentración da disolución de HCl é

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

Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 20 cm<sup>3</sup> mídense 20,0 cm<sup>3</sup> de disolución de Ca(OH)<sub>2</sub> e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución volverase de cor rosa fucsia. Énchese unha bureta de 25 cm<sup>3</sup> con disolución de HCl de concentración 0,250 mol/dm<sup>3</sup> por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 17 cm<sup>3</sup> sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de HCl en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer desapareza. Anótase o volume de HCl gastado (p. ex. 18,5 cm<sup>3</sup>) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con HCl ata o cero. Mídense outros 20 cm<sup>3</sup> de Ca(OH)<sub>2</sub> coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 18,0 cm<sup>3</sup>). Agora déixase caer o HCl pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 20 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleirala.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelos cun movemento circular.

6. Prepáranse 100 mL dunha disolución de HCl disolvendo, en auga, 10 cm<sup>3</sup> dun HCl comercial de densidade 1,19 g·cm<sup>-3</sup> e riqueza 36 % en peso. 20 cm<sup>3</sup> da disolución de ácido preparada valóranse cunha disolución de NaOH de concentración 0,8 mol/dm<sup>3</sup>.
- Calcula a concentración molar da disolución de ácido valorada, escribe a reacción que ten lugar na valoración e calcula o volume gastado da disolución de NaOH.
  - Indica o procedemento a seguir no laboratorio para a valoración do ácido indicando o material e reactivos.

(A.B.A.U. ord. 21)

**Rta.:** a)  $[\text{HCl}] = 1,2 \text{ mol/dm}^3$ ;  $V = 29 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$ .

**Solución:**

Cálculo de dilución:

En 10 cm<sup>3</sup> de disolución comercial de HCl de densidade 1,19 g·cm<sup>-3</sup> e riqueza 36 % en masa hai:

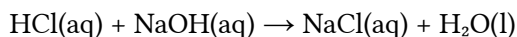
$$n(\text{HCl}) = 10 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,12 \text{ mol HCl}$$

Ao disolverse en auga ata 100 cm<sup>3</sup> (=0,100 dm<sup>3</sup>) a concentración da disolución obtida será:

$$[\text{HCl}] = 0,12 \text{ mol HCl} / 0,100 \text{ dm}^3 = 1,2 \text{ mol/dm}^3$$

Cálculo da valoración:

A ecuación da reacción de valoración é:



Para neutralizar 20 cm<sup>3</sup> de HCl de concentración 1,2 mol/dm<sup>3</sup> con NaOH de concentración 0,8 mol/dm<sup>3</sup> necesitaranse:

$$V = 20,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{1,2 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{0,8 \text{ mol NaOH}} = 29 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 20 cm<sup>3</sup> de disolución de HCl e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolora. Énchese unha bureta de 25 cm<sup>3</sup> con disolución de NaOH de concentración 0,8 mol/dm<sup>3</sup> por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 2 cm<sup>3</sup> sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de NaOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer adquira unha cor rosada.

Anótase o volume de NaOH gastado (p. ex. 3,2 cm<sup>3</sup>) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con NaOH ata o cero. Mídense outros 20 cm<sup>3</sup> de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 2,9 cm<sup>3</sup>).

Agora déixase caer o HCl pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 20 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleirala.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelos cun movemento circular.

7. 2,0 cm<sup>3</sup> dun ácido nítrico do 58 % de riqueza en masa e densidade 1,36 g/cm<sup>3</sup> dilúense en auga ata completar 250 cm<sup>3</sup> de disolución.

a) Calcula o volume de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup> necesario para neutralizar 10 cm<sup>3</sup> da disolución preparada de ácido nítrico, escribindo a reacción que ten lugar.

b) Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración (A.B.A.U. extr. 20)

**Rta.:**  $V = 10 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$ .

### **Solución:**

a) Calcúlase primeiro a concentración da disolución diluída de ácido nítrico.

A masa dos 2,0 cm<sup>3</sup> da disolución de ácido nítrico do 58 % de riqueza en masa e densidade 1,36 g/cm<sup>3</sup> é:

$$m = 2,0 \text{ cm}^3 \cdot 1,36 \text{ g/cm}^3 = 2,7 \text{ g D}$$

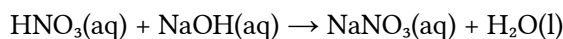
A masa de ácido nítrico contido nela é:

$$m' = 58 \% \cdot 2,7 \text{ g} = 1,6 \text{ g HNO}_3$$

A concentración dos 250 cm<sup>3</sup> da disolución diluída é:

$$[\text{HNO}_3] = \frac{1,6 \text{ g HNO}_3}{250 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,10 \frac{\text{mol HNO}_3}{\text{dm}^3 \text{ D}}$$

A reacción de neutralización é:



O volume de disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup> necesario para neutralizar 10 cm<sup>3</sup> da disolución preparada de ácido nítrico é:

$$V = 10,0 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3 \frac{0,10 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}}{0,10 \text{ mol NaOH}} = 10 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}$$

b) Procedemento de valoración: Cunha pipeta mídense 10 cm<sup>3</sup> de disolución de HNO<sub>3</sub> e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución permanecerá incolora. Énchese unha bureta de 25 cm<sup>3</sup> con disolución de NaOH 0,10 mol/dm<sup>3</sup> por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 9 cm<sup>3</sup> sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de NaOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer adquira unha cor rosada. Anótase o volume de NaOH gastado (p. ex. 10,2 cm<sup>3</sup>) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con NaOH ata o cero. Mídense outros 10 cm<sup>3</sup> de HNO<sub>3</sub> coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 9,7 cm<sup>3</sup>). Agora déixase caer o HNO<sub>3</sub> pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína cambie de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 10 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

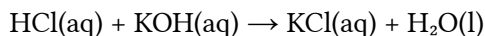
8. 15,0 cm<sup>3</sup> dunha disolución de ácido clorhídrico de concentración descoñecida neutralízanse con 20,0 cm<sup>3</sup> dunha disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup>:
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do ácido.
  - Describe os pasos a seguir no laboratorio para realizar a valoración anterior, nomeando o material e o indicador empregados.

(A.B.A.U. extr. 19)

**Rta.:** [HCl] = 0,13 mol/dm<sup>3</sup>.

**Solución:**

a) A reacción axustada é



Cálculos: Se se gastaron 20,0 cm<sup>3</sup> de disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,100 mol/dm<sup>3</sup>, a cantidade de hidróxido de potasio que reacciona é:

$$n(\text{KOH}) = 20,0 \text{ cm}^3 \text{ D KOH} \frac{0,100 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D KOH}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

A cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

E a concentración da disolución de HCl é

$$[\text{HCl}] = \frac{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}}{15,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,133 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

Procedemento de valoración: Cunha pipeta de 25 cm<sup>3</sup> mídense 15,0 cm<sup>3</sup> de disolución de HCl e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>. Engádense dúas pingas de azul de bromotimol e a disolución volverase de cor amarela. Énchese unha bureta de 25 cm<sup>3</sup> con disolución de KOH de concentración 0,100 mol/dm<sup>3</sup> por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 15 cm<sup>3</sup> sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de KOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a azul. Anótase o volume de KOH gastado (p. ex. 20,5 cm<sup>3</sup>) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con KOH ata o cero. Mídense outros 15,0 cm<sup>3</sup> de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de azul de bromotimol. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 19,5 cm<sup>3</sup>). Agora déixase caer o KOH pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indica-

dor vire de cor. Anótase este valor. Repítase outras dúas veces e tómasse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

**Material:** Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 25 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de azul de bromotimol.

9. Na valoración de 20,0 cm<sup>3</sup> dunha disolución de ácido sulfúrico gástanse 30,0 cm<sup>3</sup> dunha disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,50 mol/dm<sup>3</sup>.

a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar do ácido.

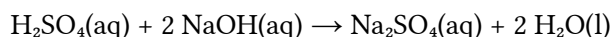
b) Describe o procedemento experimental e nomea o material necesario para realizar a valoración.

(A.B.A.U. ord. 18)

**Rta.:** [Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>] = 0,375 mol/dm<sup>3</sup>.

**Solución:**

a) A reacción axustada é:



**Cálculos:** Se para neutralizar 30,0 cm<sup>3</sup> de NaOH de concentración 0,50 mol/dm<sup>3</sup> necesítanse 20,0 cm<sup>3</sup> de disolución de ácido sulfúrico, a concentración do ácido é:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 30,0 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH} \frac{0,50 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \frac{1}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,375 \text{ mol/dm}^3$$

**Procedemento de valoración:** Énchese unha bureta de 50 cm<sup>3</sup> coa disolución de NaOH de concentración 0,50 mol/dm<sup>3</sup> por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel atópese no cero. Vértense 30,0 cm<sup>3</sup> nun matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>. Engádense dúas pingas de fenolftaleína e a disolución tomará unha cor violeta. Énchese outra bureta de 25 cm<sup>3</sup> con a disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Déixanse caer 15 cm<sup>3</sup> sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en pequenos chorros mentres se fai rotar ao erlenmeyer ata que o contido do erlenmeyer quede incoloro. Anótase o volume de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> gastado (p. ex. 20,6 cm<sup>3</sup>) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvense a encher as buretas de 50 cm<sup>3</sup> coa disolución de NaOH e a de 25 cm<sup>3</sup> con H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ata o cero. Vértense outros 30,0 cm<sup>3</sup> de NaOH no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de fenolftaleína. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta de 25 cm<sup>3</sup> e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 19,5 cm<sup>3</sup>). Agora déixase caer o H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> pinga a pinga mentres rota o erlenmeyer, ata que a fenolftaleína perda a cor. Anótase este valor. Repítase outras dúas veces e tómasse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

**Material:** Buretas (2) de 25 cm<sup>3</sup> e 50 cm<sup>3</sup> (graduadas en 0,1 cm<sup>3</sup>), matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

10. Na valoración de 25,0 cm<sup>3</sup> dunha disolución de ácido clorhídrico gástanse 22,1 cm<sup>3</sup> dunha disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,100 mol/dm<sup>3</sup>.

a) Indica a reacción que ten lugar e calcula a concentración molar da disolución do ácido.

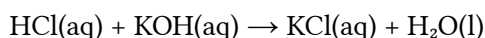
b) Detalla o material e os reactivos necesarios, así como o procedemento para levar a cabo a valoración no laboratorio.

(A.B.A.U. ord. 17)

**Rta.:** [HCl] = 0,884 mol/dm<sup>3</sup>.

**Solución:**

a) A reacción axustada é



**Cálculos:** Se se gastaron 22,1 cm<sup>3</sup> de disolución de hidróxido de potasio de concentración 0,100 mol/dm<sup>3</sup>, a cantidade de hidróxido de potasio que reacciona é:

$$n(\text{KOH}) = 22,1 \text{ cm}^3 \text{ D KOH} \frac{0,100 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D KOH}} = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

A cantidade de ácido clorhídrico que reacciona é:

$$n(\text{HCl}) = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol KOH}} = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

E a concentración da disolución de HCl é

$$[\text{HCl}] = \frac{2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}}{25,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1,00 \text{ dm}^3} = 0,0884 \text{ mol HCl/dm}^3 \text{ D}$$

**Procedemento de valoración:** Cunha pipeta de 25 cm<sup>3</sup> mídense 25,0 cm<sup>3</sup> de disolución de HCl e vértense nun matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>. Engádense dúas pingas de azul de bromotimol e a disolución volverase de cor amarela. Énchese unha bureta de 25 cm<sup>3</sup> con disolución de KOH de concentración 0,100 mol/dm<sup>3</sup> por encima do cero. Ábrese a chave ata que o pico da bureta estea cheo e o nivel en cero. Déixanse caer 20 cm<sup>3</sup> sobre o erlenmeyer e axítase. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de KOH en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que a cor do contido do erlenmeyer pase a azul. Anótase o volume de KOH gastado (p. ex. 22,5 cm<sup>3</sup>) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con KOH ata o cero. Mídense outros 25,0 cm<sup>3</sup> de HCl coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco) e engádense dúas pingas de azul de bromotimol. Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. 22,0 cm<sup>3</sup>). Agora déixase caer o KOH pinga a pinga mentres se fai rotar ao erlenmeyer, ata que o indicador vire de cor. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

**Material:** Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 25 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de azul de bromotimol.

A bureta é un tubo estreito graduado cunha boca superior algo máis ancha para enchelo e unha chave de paso na parte inferior para poder baleirala.

A pipeta é tamén un tubo estreito que pode ser graduado ou ter unha marca de aforo. Énchese ao aspirar cunha especie de xiringa cando a boca inferior máis estreita está mergullada na disolución.

O matraz erlenmeyer é un recipiente con forma de tronco de cono, coa boca máis estreita que o fondo, para non salpicar ao removelos cun movemento circular.

## ACLARACIÓNS

Os datos dos enunciados dos problemas non adoitan ter un número adecuado de cifras significativas.

Por iso supuxen que os datos teñen un número de cifras significativas razoables, case sempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en certos casos, con ampla marxe de incerteza. Así que cando tomo un dato como  $V = 1 \text{ dm}^3$  e reescribo como:

Cifras significativas: 3

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

o que quero indicar é que supoño que o dato orixinal ten tres cifras significativas (non que as teña en realidade) para poder realizar os cálculos cunha marxe de incerteza máis pequena que a que tería se o tomase tal como o dan. (1 dm<sup>3</sup> ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100%! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisibile. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

Cuestións e problemas das [Probos de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

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

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

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

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

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

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



## Sumario

---

### ÁCIDO BASE

<u>PROBLEMAS</u> .....	1
<i>Ácido ou base débil</i> .....	1
<i>Mesturas ácido base</i> .....	18
<u>CUESTIÓNS</u> .....	19
<u>LABORATORIO</u> .....	24

## Índice de probas A.B.A.U.

---

2017.....	
1. (ord.).....	16, 23, 31
2. (extr.).....	14, 23
2018.....	
1. (ord.).....	18, 23, 31
2. (extr.).....	13, 23
2019.....	
1. (ord.).....	11
2. (extr.).....	9, 22, 30
2020.....	
1. (ord.).....	7, 22
2. (extr.).....	22, 29
2021.....	
1. (ord.).....	21, 28
2. (extr.).....	6, 27
2022.....	
1. (ord.).....	4, 26
2. (extr.).....	21, 25
2023.....	
1. (ord.).....	2, 25
2. (extr.).....	20
2024.....	
1. (ord.).....	19, 24
2. (extr.).....	1