

ÁCIDOS E BASES

PROBLEMAS

1. Unha disolución de amoníaco de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ está ionizada nun 4,2 %.
a) Escribe a reacción de disociación e calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio. b) Calcula o pH e a K_b do amoníaco. (P.A.U. Xuño 11)
2. Unha disolución acuosa de ácido fluorhídrico de concentración $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ está dissociada nun 40 %. Calcula: a) A constante de acidez. b) O pH e a concentración de ións hidróxido $[\text{OH}^-]$ da disolución. (P.A.U. Xuño 13)
3. Se se disolven 0,650 g dun ácido orgánico monoprotico de carácter débil de fórmula $\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$ nun vaso con auga ata completar 250 cm^3 de disolución, indica: a) O pH desta disolución. b) O grao de disociación do ácido. Dato: $K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$ (P.A.U. Xuño 08)
4. Unha disolución acuosa contén 0,1 moles por litro de ácido acético (ácido etanoico). a) Escribe a reacción de disociación e calcula a concentración molar de cada unha das especies existentes na disolución unha vez alcanzado o equilibrio. b) Calcula o pH da disolución e o grao de ionización do ácido. Dato: $K_a(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ (P.A.U. Set. 15, Set. 08)
5. Considera unha disolución de amoníaco en auga de concentración $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$.
a) Calcula o pH desta disolución. b) Calcula o grao de disociación do amoníaco na disolución. Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ (P.A.U. Set. 11)
6. A anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$) é unha base de carácter débil cunha $K_b = 4,1 \cdot 10^{-10}$. Calcula : a) O pH dunha disolución acuosa de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$ de anilina. b) O valor da constante de acidez do ácido conxugado da anilina. Dato: $K_a = 1,0 \cdot 10^{-14}$ (P.A.U. Xuño 15)
7. a) Que concentración debe ter unha disolución de amoníaco para que o seu pH sexa de 10,35? b) Cal será o grao de disociación do amoníaco na disolución? Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ (P.A.U. Set. 13)
8. Disólvense 20 dm^3 de $\text{NH}_3(\text{g})$, medidos a 10° e 2 atm (202,6 kPa) de presión, nunha cantidade de auga suficiente para alcanzar $4,5 \text{ dm}^3$ de disolución. Calcula: a) O grao de disociación do amoníaco na disolución. b) O pH da devandita disolución. Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ (P.A.U. Xuño 10)

CUESTIÓNS

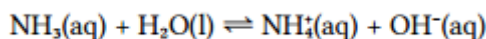
9. Indica, segundo a teoría de Brönsted-Lowry, cal ou cales das seguintes especies poden actuar só como ácido, só como base e como ácido e base. Escribe as correspondentes reaccións ácido-base. a) CO_3^{2-} b) HPO_4^{2-} c) H_3O^+ d) NH_4^+ (P.A.U. Set. 11)
10. b) Utilizando a teoría de Brönsted e Lowry, xustifica o carácter ácido, básico ou neutro das disolucións acuosas das seguintes especies: CO_3^{2-} ; HCl e NH_4^+ , identificando os pares conxugados ácido-base. (P.A.U. Xuño 16)

11. b) A metilamina en disolución acuosa compórtase como unha base débil, de forma similar ao amoníaco. Escribe a reacción e indica os pares ácido/base conxugados. (P.A.U. Xuño 15)
12. a) Escribe as reaccións de disociación en auga, segundo o modelo de Brönsted-Lowry, das seguintes especies químicas: CH_3COOH NH_3 NH_4^+ CN^- b) Indica os pares ácido/base conxugados. (P.A.U. Xuño 11)
13. Completa as seguintes reaccións ácido-base e identifica os pares conxugados ácido-base: a) $\text{HCl(aq)} + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons$ b) $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons$
c) $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons$ d) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons$ (P.A.U. Set. 13)
14. Xustifica se esta afirmación é correcta: a) O produto da constante de ionización dun ácido e a constante de ionización da súa base conxugada é igual á constante do produto iónico da auga. (P.A.U. Xuño 14)
15. Razona se as seguintes afirmacións, referidas a unha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ dun ácido débil HA, son correctas. a) As concentracións no equilibrio das especies A^- e H_3O^+ son iguais. b) O pH da disolución é 1. (P.A.U. Xuño 12)
16. a) No laboratorio dispónse de tres vasos de precipitados (A B e C) que conteñen 50 cm^3 de disolucións acuosas da mesma concentración, a unha temperatura de 25°C . Un dos vasos contén unha disolución de HCl, outro contén unha disolución de KCl e o terceiro contén unha disolución de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$. Coa información que se indica na táboa identifique o contido de cada vaso e xustifique a resposta. (P.A.U. Set. 16)

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

17. a) Os valores de K_a de dous ácidos monopróticos HA e HB son $1,2 \cdot 10^{-6}$ e $7,9 \cdot 10^{-9}$, respectivamente. Razona cal dos dous ácidos é o máis forte. (P.A.U. Set. 14)
18. Para unha disolución acuosa dun ácido HA de $K_a = 1 \cdot 10^{-5}$, xustifica se son verdadeiras ou falsas as seguintes afirmacións: a) A constante de acidez de HA é menor que a constante de basicidade da súa base conxugada. b) Se se dilúe a disolución do ácido, o seu grao de disociación permanece constante. (P.A.U. Set. 12)
19. Ordena de maior a menor acidez as seguintes disolucións acuosas da mesma concentración: acetato de sodio [etanoato de sodio], ácido nítrico e cloruro de potasio. Formula as ecuacións iónicas que xustifiquen a resposta. (P.A.U. Set. 06)
20. Razona que tipo de pH (ácido, neutro o básico) presentarán as seguintes disolucións acuosas de: a) Acetato de sodio [etanoato de sodio] b) Nitrato de amonio. (P.A.U. Xuño 15, Set. 10)

1. Solución: a) Como o amoníaco é unha base débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



O grao de disociación α é:

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

Do grao de ionización calcúlase a concentración de amoníaco disociado:

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

polo que a concentración do amoníaco no equilibrio é:

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

Da estequiometría da reacción, pódese calcular a concentración de ións amonio e hidróxido.

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

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

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

b) O pH valerá:

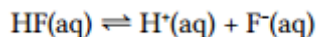
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,38 \cdot 10^{-11}) = 10,6$$

A constante de equilibrio K_b é:

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

Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución $0,01 \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx 14 + \log 0,01 = 12$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7

2. Solución: a) Como o ácido fluorhídrico é un ácido débil, disóciase parcialmente en auga segundo a ecuación:



O grao de disociación α é:

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

Do grao de ionización calcúlase a concentración de ácido fluorhídrico disociado:

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

polo que a concentración do ácido fluorhídrico no equilibrio é:

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

Da estequiometría da disociación, a concentración de ións hidróxeno e a de ións fluoruro é igual á de ácido fluorhídrico disociado

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

A constante de equilibrio K_a é:

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

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

A concentración de ións hidróxido calcúlase do produto iónico da auga:

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

Este pH é consistente co esperado. Se o ácido fluorhídrico fose un ácido forte, o pH dunha disolución $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx -\log 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,6$. Un ácido débil terá un pH menos ácido, máis próximo a 7.

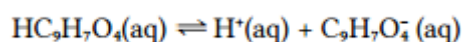
3. Solución: a) A cantidade de ácido que hai en 250 cm^3 de disolución é:

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

polo que a concentración da disolución é:

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

Como é un ácido débil monoprótico, disóciase en auga segundo a ecuación:



Chamando x á concentración de ácido que se disocia, pódese escribir:

	Concentración	$\text{HC}_9\text{H}_7\text{O}_4$	$\rightleftharpoons$	H^+	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$	
$[X]_0$	inicial	0,0144		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	disociada ou formada	x	$\rightarrow$	x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	no equilibrio	$0,0144 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

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

Substituíndo as concentracións no equilibrio

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

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

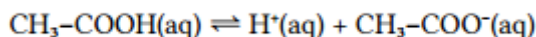
$$x = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

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

b) O grao de disociación,

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

4. Solución: a) O ácido acético é un ácido débil, e disóciase en auga segundo a ecuación:



Chamando x á concentración de ácido que se disocia, pódese escribir:

	Concentración	$\text{CH}_3\text{-COOH}$	$\rightleftharpoons$	H^+	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$	
$[\text{X}]_0$	inicial	0,100		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	disociada ou formada	x	$\rightarrow$	x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	no equilibrio	$0,100 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_a é:

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

Substituíndo as concentracións no equilibrio

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

Nunha primeira aproximación pódese supoñer que x é desprezable fronte a 0,100 e resolver a ecuación

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

que dá:

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

Ao calcular o grao de disociación

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

vese que é desprezable polo que a solución é aceptable.

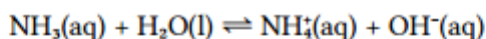
$$[\text{H}^+]_e = [\text{CH}_3\text{-COO}^-]_e = x = 0,00133 \text{ mol/dm}^3$$

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

b) Calcúlase o pH:

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

5. Solución: a) Como o amoníaco é unha base débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



	Concentración	NH_3	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	inicial	$6,50 \cdot 10^{-2}$		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	disociada ou formada	x		x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	no equilibrio	$6,50 \cdot 10^{-2} - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_b é:

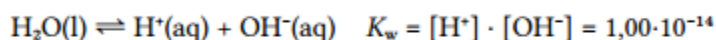
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(6,50 \cdot 10^{-2} - x)} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Se, consideramos desprezable x fronte a $6,50 \cdot 10^{-2}$, a ecuación redúcese a:

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

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

Aínda que se pode calcular a $[\text{H}^+]$ a partir do equilibrio de ionización da auga



resulta máis sinxelo calcular o pH da relación:

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

que se obtén da anterior sen máis que aplicar logaritmos e usar as definicións de pH e pOH.

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

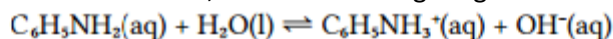
$$\text{pH} = 14 - 2,97 = 11,03$$

Este pH é consistente co esperado. Se o amoníaco fose unha base forte, o pH dunha disolución $6,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ sería $\text{pH} \approx 14 + \log 6,50 \cdot 10^{-2} = 12,8$. Unha base débil terá un pH menos básico, máis próximo a 7

b) O grao de disociación α é:

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

6. Solución: a) Como a anilina é unha base débil, disociarse en auga segundo a ecuación:



	Concentración	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	OH^-	
$[\text{X}]_0$	inicial	0,100		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	disociada ou formada	x		x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	no equilibrio	$0,100 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de basicidade K_b é:

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

Se, en primeira aproximación, consideramos desprezable x fronte a 0,100, a ecuación redúcese a:

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

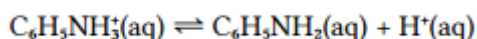
que, comparada con 0,100 é desprezable.

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

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

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

b) O ácido conxugado da anilina é un ácido porque en disolución acuosa cedería hidroxenións á auga:



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

$$K_a = \frac{[C_6H_5NH_2]_e \cdot [H^+]_e}{[C_6H_5NH_3^+]_e}$$

Se multiplicamos a constante de basicidade da anilina pola constante de acidez do seu ácido conxugado obtemos

$$K_b \cdot K_a = \frac{[C_6H_5NH_3^+]_e \cdot [OH^-]_e}{[C_6H_5NH_2]_e} \cdot \frac{[C_6H_5NH_2]_e \cdot [H^+]_e}{[C_6H_5NH_3^+]_e} = [OH^-]_e \cdot [H^+]_e = K_w$$

a constante de ionización da auga que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

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

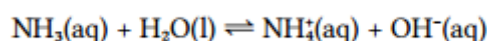
7. Solución: a) A partir do pH podemos calcular o pOH

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10,35 = 3,65$$

e de aquí a concentración de ións hidróxido no equilibrio.

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

Como o amoníaco é unha base débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



Se chamamos c_0 á concentración de amoníaco antes de disociarse, e x á concentración de amoníaco que se disocia

	Concentración	NH_3	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	OH^-	
$[X]_0$	inicial	c_0		0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	disociada ou formada	x		x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	no equilibrio	$c_0 - x$		x	$2,24 \cdot 10^{-4}$	mol/dm ³

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

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e \cdot [OH^-]_e}{[NH_3]_e} = \frac{(2,24 \cdot 10^{-4})^2}{(c_0 - 2,24 \cdot 10^{-4})} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Despexando c_0

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

b) O grao de disociación α é:

$$\alpha = \frac{[NH_3]_d}{[NH_3]_0} = \frac{2,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3}{3,04 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3} = 0,0737 = 7,37 \%$$

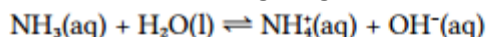
8. Solución: a) Supoñendo comportamento ideal para o gas amoníaco

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

A concentración da disolución será:

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

Como o amoníaco é unha base débil, disociarase en auga segundo a ecuación:



	Concentración	NH_3	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	OH^-	
$[\text{X}]_0$	inicial	0,382		0	0	mol/dm ³
$[\text{X}]_d$	disociada ou formada	x	$\rightarrow$	x	x	mol/dm ³
$[\text{X}]_e$	no equilibrio	$0,382 - x$		x	x	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_b é:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e} = \frac{x \cdot x}{(0,382 - x)} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Se, en primeira aproximación, consideramos desprezable x fronte a 0,382, a ecuación redúcese a:

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

O grao de disociación é:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]_d}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{2,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3}{0,382 \text{ mol/dm}^3} = 6,82 \cdot 10^{-3} = 0,68 \%$$

O grao de disociación é moi pequeno, polo que a aproximación feita para calcular a concentración disociada é aceptable. Tamén é compatible co dato de que o amoníaco é unha base débil e, por tanto, debilmente disociada.

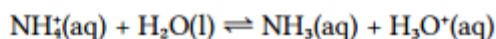
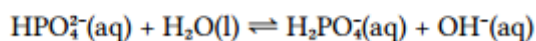
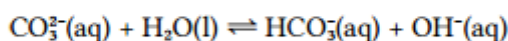
b) $[\text{OH}^-]_e = x = 2,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol OH}^- / \text{dm}^3$

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

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

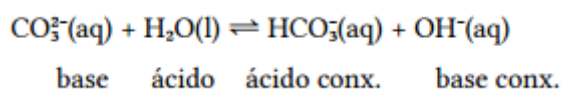
9. Solución: Na definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido é a substancia que cede un ión hidróxeno a unha base sendo os produtos da reacción as súas especies conxugadas. Un proceso ácido-base é só un intercambio de ións hidróxeno.

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



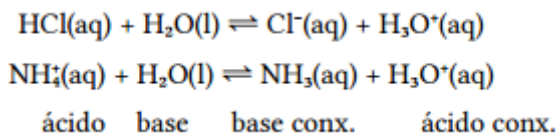
A reacción ácido-base do ión oxonio (H_3O^+) sería a cesión do ión hidróxeno H^+ a outra molécula de auga, pero como os produtos da reacción son os mesmos que os reactivos, non é unha reacción química: nada cambia.

10. Solución: b) A teoría de Brönsted e Lowry clasifica as substancias como acedas ou básicas pola súa tendencia a ceder ou gañar ións hidróxeno. CO_3^{2-} : básica. A súa reacción cunha substancia anfótera como a auga sería:



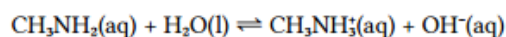
Acepta un ión hidróxeno.

HCl e NH_4^{+} : ácidos.



Ceden ións hidróxeno.

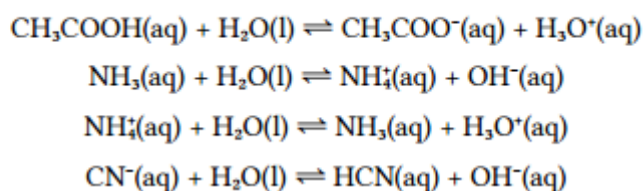
11. Solución:



Substancia	Ácido	Base conxugada	Base	Ácido conxugado
CH_3NH_2	H_2O	OH^{-}	CH_3NH_2	$\text{CH}_3\text{NH}_3^{+}$

12. Solución:

a)



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.

b)

Substancia	Ácido	Base conxugada	Base	Ácido conxugado
CH_3COOH	CH_3COOH	$\text{CH}_3\text{COO}^{-}$	H_2O	H_3O^{+}
NH_3	H_2O	OH^{-}	NH_3	NH_4^{+}
NH_4^{+}	NH_4^{+}	NH_3	H_2O	H_3O^{+}
CN^{-}	H_2O	OH^{-}	CN^{-}	HCN

13. Solución:

- a) $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cl}^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 O ión cloruro Cl^{-} é a base conxugada do ácido clorhídrico HCl.
 O H_2O é o ácido conxugado da base OH^{-} (ión hidróxido).
- b) $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$
 O ión hidroxenocarbonato HCO_3^{-} é o ácido conxugado da base CO_3^{2-} (ión carbonato).
 O ión hidróxido (OH^{-}) é a base conxugada do ácido H_2O (auga).
- c) $\text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$
 O ión nitrato NO_3^{-} é a base conxugada do ácido nítrico HNO_3 .
 O ión oxonio H_3O^{+} é o ácido conxugado da base H_2O (auga).
- d) $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$
 O ión amonio NH_4^{+} é o ácido conxugado da base NH_3 (amoníaco).
 O ión hidróxido (OH^{-}) é a base conxugada do ácido H_2O (auga).

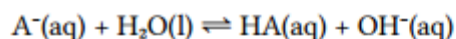
14. Solución: a) Verdadeira. Cando un ácido HA débil disólvese en auga, ionízase parcialmente en ións A^- e H^+ . O ión hidróxeno únese a unha molécula de auga para formar o ión oxonio H_3O^+ .



A constante de acidez do ácido AH débil, en función das concentracións, é:

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

A base conxugada, segundo a teoría de Brönsted e Lowry, é o ión A^- . En disolucións dos sales do ácido HA, o ión A atópase en equilibrio que se pode expresar por



A constante de basicidade desta base é

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

Se multiplicamos ambas as constantes, obtemos

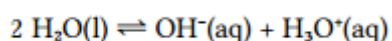
$$K_a \cdot K_b = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} \cdot \frac{[HA]_e \cdot [OH^-]_e}{[A^-]_e} = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e = K_w$$

a constante de ionización da auga que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

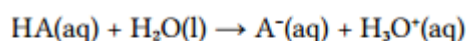
15. Solución: a) Aproximadamente correcta. Cando un ácido HA débil disólvese en auga, ionízase parcialmente en ións A^- e H^+ . O ión hidróxeno únese a unha molécula de auga para formar o ión oxonio H_3O^+ .



Da estequiometría da reacción vese que as cantidades dos ións A^- e H_3O^+ no equilibrio son as mesmas. Pero ademais deste proceso de disociación tamén ocorre a disociación da auga:



que tamén produce ións oxonio, aínda que en moita menor cantidade. A constante de ionización da auga vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ mentres que a constante de acidez dun ácido como o acético é da orde de 10^{-5} . A concentración de ións oxonio achegados pola auga no medio ácido é desprezable fronte aos que produce o ácido débil. A afirmación é aproximadamente correcta pero non o é estritamente. b) Incorrecta. Unha disolución de ácido forte de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ produciría unha concentración de ións oxonio tamén $0,1 \text{ mol/dm}^3$, ao estar totalmente disociado,



polo que o pH sería 1

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

Pero un ácido débil está parcialmente ionizado, a concentración de ións oxonio sería menor que $0,1 \text{ mol/dm}^3$, e o pH maior que 1.

	Concentración	HA	$\rightleftharpoons$	H ₃ O ⁺	A ⁻	
[X] ₀	inicial	0,1		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	disociada ou formada	x	→	x	x	mol/dm ³
[X] _e	no equilibrio	0,1 - x		x	x	mol/dm ³

Se a constante de acidez do ácido débil é K_a , a concentración x de ións oxonio no equilibrio obtense

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Se a concentración x de ácido débil disociado fose desprezable fronte á concentración 0,1 mol/dm³

$$x \approx \sqrt{K_a \cdot 0,1}$$

Un valor da constante de acidez como a do ácido acético, $K_a \approx 10^{-5}$ daría unha concentración

$$x \approx 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

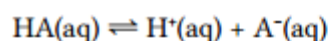
e un pH ≈ 3.

16. Solución: A é KCl, B é HCl e C é CH₃CH₂COOH

HCl : O ácido clorhídrico é un ácido forte e está totalmente disociado. O seu pH será ácido (<7).

CH₃CH₂COOH: O ácido propanoico tamén ten un pH ácido, pero como é un ácido débil, o seu pH será menos ácido que o do HCl. KCl: O cloruro de potasio é unha sal neutra, que procede dun ácido forte e dunha base forte. O seu pH será neutro (7).

17. Solución: a) O ácido máis forte é HA. A forza dun ácido mídese polo seu grao de disociación α que depende da constante de acidez. Así, para un ácido HA que se disocia:



a constante de acidez é:

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

O grao de disociación α é a fracción de ácido que se disociou:

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

Se supoñemos que a concentración inicial de ácido é c_0 , pódese escribir:

	Concentración	HA	$\rightleftharpoons$	H ⁺	A ⁻	
[X] ₀	inicial	c_0		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	disociada ou formada	$\alpha \cdot c_0$	→	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³
[X] _e	no equilibrio	$c_0 (1 - \alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³

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

Vese que a maior valor da constante de acidez K_a , maior será o grao de disociación α.

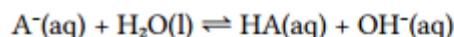
18. Solución: a) Falsa. Cando un ácido HA débil disólvese en auga, ionízase parcialmente en ións A^- e H^+ . O ión hidróxeno únese a unha molécula de auga para formar o ión oxonio H_3O^+ .



A constante de acidez do ácido AH débil, en función das concentracións, é:

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

A base conxugada, segundo a teoría de Brönsted e Lowry, é o ión A^- . En disolucións dos sales do ácido HA, o ión A atópase en equilibrio que se pode expresar por



A constante de basicidade desta base é

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

Se multiplicamos ambas as constantes, obtemos

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

a constante de ionización da auga que vale $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$. Como a constante de acidez do ácido vale $1 \cdot 10^{-5}$, a da súa base conxugada vale

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

que é menor.

b) Falsa. O grao de disociación α do ácido AH é o cociente entre a concentración de ácido disociado e a concentración inicial:

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

Se supoñemos unha concentración de ácido $[HA] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$, a concentración de ións hidróxeno no equilibrio pódese calcular de

	Concentración	HA	$\rightleftharpoons$	H^+	A^-	
$[X]_0$	inicial	0,1		≈ 0	0	mol/dm ³
$[X]_d$	disociada ou formada	x	$\rightarrow$	x	x	mol/dm ³
$[X]_e$	no equilibrio	0,1 - x		x	x	mol/dm ³

$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 1 \cdot 10^{-5}$$

A concentración x de ácido débil disociado é desprezable fronte á concentración 0,1 mol/dm³, $x \ll 0,1$

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

e o grao de disociación valería:

$$\alpha = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,01 = 1 \%$$

Se se dilúe á cuarta parte, $[HA]' = 0,025 \text{ mol/dm}^3$,

$$x' \approx \sqrt{1 \cdot 10^{-5} \cdot 0,025} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \ll 0,025 \text{ mol/dm}^3$$

e o novo grao de disociación sería:

$$\alpha' = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,025} = 0,05 = 5 \%$$

Canto máis diluída é a disolución, maior é o grao de disociación. (Se chamamos c_0 á concentración da disolución de ácido HA, a concentración c de ácido disociado pódese expresar en función de grao α de disociación como, $c = \alpha \cdot c_0$, e as concentracións no equilibrio serían

	Concentración	HA	$\rightleftharpoons$	H ⁺	A ⁻	
[X] ₀	inicial	c_0		≈ 0	0	mol/dm ³
[X] _d	disociada ou formada	$\alpha \cdot c_0$	$\rightarrow$	$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³
[X] _e	no equilibrio	$c_0 (1 - \alpha)$		$\alpha \cdot c_0$	$\alpha \cdot c_0$	mol/dm ³

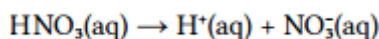
$$K_a = \frac{[A^-]_e \cdot [H^+]_e}{[HA]_e} = \frac{(c_0 \cdot \alpha)^2}{c_0 (1 - \alpha)} = \frac{c_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

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

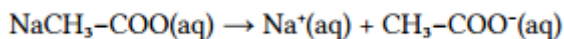
$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{c_0}}$$

e vese que o grao de disociación aumenta canto menor sexa a concentración inicial do ácido).

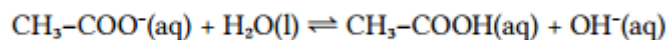
19. Solución: O ácido nítrico é un ácido forte e está totalmente disociado.



O cloruro de potasio é un sal neutra que procede dun ácido forte (HCl) e unha base forte (KOH). Os ións cloruro (Cl^-) e potasio (K^+) son especies débiles que non poden hidrolizar a auga. O acetato de sodio é un sal que procede dunha base forte (NaOH) e un ácido débil ($\text{CH}_3\text{-COOH}$). Disóciase totalmente en auga,

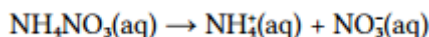


pero o ión acetato (base conxugada do ácido acético) é o suficientemente forte como para romper as moléculas de auga.

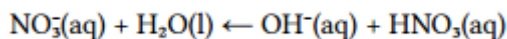


dando un pH básico.

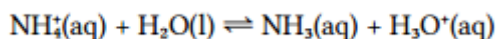
20. Solución: O nitrato de amonio terá carácter ácido. Ao disolverse o nitrato de amonio, (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse.



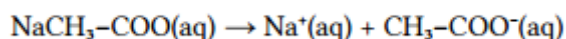
O ión nitrato provén dun ácido forte (o ácido nítrico), e o posible equilibrio



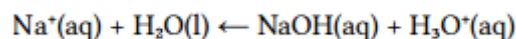
está totalmente desprazado cara á esquerda. Non se hidroliza. Pero o ión amonio provén dunha base débil (o amoníaco), e hidrólízase.



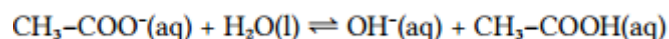
Este equilibrio produce exceso de ións oxonio, o que confre á disolución un carácter ácido. O acetato de sodio terá carácter básico. Ao disolverse o acetato de sodio, (composto iónico), os seus ións solvataranse e separaranse



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 acetato provén dun ácido débil (o ácido acético), e hidrolízase



Este equilibrio produce exceso de ións hidróxido, o que dá á disolución un carácter básico. Por que o ácido nítrico é forte, mentres o ácido acético é débil? Os hidróxenos dos ácidos están unidos aos osíxenos mediante un enlace covalente O–H, polarizado $\text{O}^{-\delta} \leftarrow \text{H}^{+\delta}$. Os outros osíxenos unidos ao átomo central (no caso dos ácidos nítrico) exercen un efecto indutivo que debilita o enlace OH, facendo que rompa máis facilmente, e a disociación é practicamente completa mentres que no caso do ácido acético é moito máis débil, posto que só ten un osíxeno máis, e o seu efecto indutivo repártese entre os dous carbonos. Por que o hidróxido de sodio é unha base forte, mentres que o amoníaco é unha base débil? O hidróxido de sodio é un composto iónico, que, ao disolverse en auga, libera ións hidróxido, que, en disolución acuosa, é a base máis forte. O amoníaco é un composto cun par de electróns non enlazantes sobre o nitróxeno, que compite coa auga os polos átomos de hidróxeno: só unha pequena parte das moléculas de amoníaco conseguen captar este hidróxeno:

