

Solucións: Reaccións de transferencia de protóns

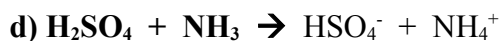
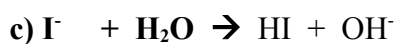
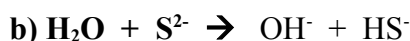
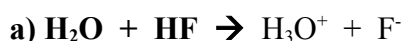
Razoa se o valor de $[\text{OH}^-]$ nunha disolución acuosa ácida ou da $[\text{H}_3\text{O}^+]$ nunha disolución acuosa básica pode chegar a ser cero.

Nunha disolución acuosa debe cumprirse o produto iónico da auga: $K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$.

Nunha disolución ácida, por moi elevada que sexa a $[\text{H}_3\text{O}^+]$, a $[\text{OH}^-]$ deberá ser distinta de 0 para que se cumpra o produto iónico.

Nunha disolución básica, por moi elevada que sexa a $[\text{OH}^-]$, a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ deberá ser distinta de 0 para que se cumpra o produto iónico.

De acordo coa teoría de Brönsted-Lowry, completa as seguintes reaccións, identificando en cada unha o ácido, a base e o ácido conxugados:



Calcula cantos gramos de hidróxido de potasio puro se necesitan para neutralizar 100 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,1M.



Calculamos os moles de KOH que se necesitan e, coa masa molar ($M_r = 56 \text{ u}$), os gramos:

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

Calcula a concentración molar de cada especie presente no equilibrio de ionización dunha disolución de amoníaco 0,1M, sabendo que $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

	$NH_3(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+(aq)$	+	$OH^-(aq)$
Molaridade inicial	0,1				0		0
Cambios	-x				x		x
Molaridade no equilibrio	0,1-x				x		x

$$K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x} \approx \frac{x^2}{0,1}$$

Para simplificar os cálculos, podemos desprezar o valor de x no denominador posto que se trata dunha base débil, por tanto, pouco dissociada.

Resolvendo obtemos: $x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, logo :

$$[NH_4^+] = [OH^-] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[NH_3] = 0,1 - 1,34 \cdot 10^{-3} = 9,87 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Esta xustificada a aproximación?

Para comprobalo calculamos a porcentaxe de disociación

$$\frac{x}{M} 100 = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} 100 = 1,3\%$$

Como e inferior ao 5 %, a aproximación efectuada e válida. Se a disociación fose superior ao 5%, non se podería facer a aproximación e sería preciso resolver a ecuación de 2º grao.

Calcula a concentración molar de cada especie presente no equilibrio e a porcentaxe de disociación do ácido acético (CH_3COOH) dunha disolución de ácido acético 0,01M, sabendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

	$HAc(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$H_3O^+(aq)$	+	$Ac^-(aq)$
Molaridade inicial	c = 0,01				0		0
Cambios	-cα				cα		cα
Molaridade no equilibrio	c(1-α)				cα		cα

$$K = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \approx c\alpha^2 = 0,01 \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 4,24 \cdot 10^{-2}$$

A porcentaxe de disociación será 4,24 %; como e inferior ao 5 %, a aproximación e válida.

As concentracións das especies presentes no equilibrio:

$$[H_3O^+] = [Ac^-] = 0,01\alpha = 0,01 \cdot 4,24 \cdot 10^{-2} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[HAc] = 0,01 (1 - \alpha) = 0,01 (1 - 4,24 \cdot 10^{-2}) = 9,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

A constante de ionización do ácido nitroso vale $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$. Calcula o valor da constante de ionización K_b da súa base conxugada. Formula as reaccións de ionización.



$$K_a = 4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$K_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{[\text{HNO}_2]}{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]} [\text{OH}^-][\text{H}^+] = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

Calcula o pH dunha disolución acuosa de amoníaco 0,025 M, sendo $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$



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

$$c = 0,025 \text{ M} \quad K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad K_b = c\alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,025}} = 0,027 \quad c\alpha = 6,75 \cdot 10^{-4} \quad \text{pOH} = 3,17 \quad \text{pH} = 10,8$$

Calcula o pH dunha disolución 0,1M de ácido acético, e a porcentaxe de ionización do ácido (CH_3COOH), sabendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$



$$\text{i) } \begin{array}{ccc} c & 0 & 0 \text{ M} \end{array}$$

$$\text{eq) } \begin{array}{ccc} c(1-\alpha) & c\alpha & c\alpha \text{ M} \end{array}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = \frac{(c\alpha) \cdot (c\alpha)}{(c(1-\alpha))} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

O valor de K indica que se trata dun ácido débil, moi pouco dissociado.

α será moito menor que 1 $\Rightarrow 1 - \alpha \approx 1$

$$K_a = c\alpha^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad \left. \begin{array}{l} c = 0,1 \\ \alpha = 1,3\% \end{array} \right\} \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,013$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,0013 = 2,87$$

Calcula o pH dunha disolución acuosa de HCl de concentración $1,0 \cdot 10^{-3}$ M e o dunha disolución acuosa de Ca(OH)_2 0,0015 M



i)	$1,0 \cdot 10^{-3}$	0	0	M
eq)	0	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	M

HCl é un ácido forte, polo tanto totalmente dissociado

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



i)	0,0015	0	0	M
eq)	0	0,0015	0,003	M

O Ca(OH)_2 é unha base forte totalmente dissociada

$$[\text{OH}^-] = 0,003; \quad \text{pOH} = 2,52 \quad \text{pH} = 14 - 2,52 = 11,48$$

Certa base B está ionizada un 1,0% nunha disolución 0,50M. determina o seu pH. Sol 11,7

Supoño unha base tipo BOH



Sendo $c = 0,5$ M e $\alpha = 0,01$

i)	c	0	0	M
eq)	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$	M

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 5 \cdot 10^{-3} \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2,30 \quad \text{pH} = 14 - 2,30 = 11,7$$

Calcula o pH da disolución que se obtén ao engadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,16M a 50 mL de ácido clorhídrico 0,10M

25 mL de NaOH 0,16 M supoñen $0,16 \text{ mol/L} \times 0,025 \text{ L} = 0,004$ moles de OH^-

50 mL de HCl 0,10 M supoñen 0,005 moles de H^+



i)	0	0,005	0,004	moles en 75 mL
i)	0	0,066	0,053	M
eq)	x	$0,066-x$	$0,053-x$	M

Como ten que cumprirse que $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$(0,066 - x)(0,053 - x) = 10^{-14}$$

$$x^2 - 0,119x + 0,0035 = 10^{-14} \quad \text{aproximando resulta } x^2 - 0,119x + 0,003 = 0$$

$$x = \frac{0,119 \pm \sqrt{0,014 - 0,012}}{2} = \frac{0,119 \pm 0,045}{2} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = 0,037 \\ x = 0,082 \end{array} \right\} \quad \text{O segundo valor desestimase por ser maior que as concentracións iniciais}$$

$$\text{pH} = -\log (0,066 - 0,037) = 1,5$$

Dúas especies químicas, HA e HB, compórtanse como ácidos débiles fronte a auga. Se as súas constantes de acidez son 10^{-2} e 10^{-4} , respectivamente, indique de forma razoada:

- a) Cal das dúas é mais débil fronte a auga?
- b) Se preparamos dúas disolucións de ambas as dúas de idéntica concentración, cal terá o valor do pH mais baixo?
- c) Cal das dúas bases conxugadas dos devanditos ácidos se comportara como base mais forte fronte a auga?

- a) a menos ionizada, a de menor K, HB
- b) o pH mais baixo será a maior concentración de protóns, o ácido mais ionizado, HA
- c) A base mais forte conxuga co ácido mais débil, correspondería a HB

Xustifica se o pH dos seguintes sales en disolución acuosa será ácido, básico ou neutro. Escribe as reaccións correspondentes.

- a) Bromuro de amonio
- b) Cianuro de sodio
- c) Sulfato de potasio.

a) NH_4Br : sal de ácido forte (HBr) e base débil (NH_3)

Disociación do sal: $\text{NH}_4\text{Br}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$

NH_4^+ é o ácido conxugado do NH_3 , por tanto, será un ácido forte e experimenta hidrólise cedendo un protón á H_2O :

$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

Como aumenta a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}\text{M}$, e por tanto, o $\text{pH} < 7$. A disolución será ácida.

b) NaCN : sal de ácido débil (HCN) e base forte (NaOH)

Disociación do sal: $\text{NaCN}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{CN}^-(\text{aq})$

O anión, base conxugada de ácido débil, será base forte e hidrolízase segundo:

$\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

A disolución terá unha $[\text{OH}^-] > 10^{-7}\text{M}$, e, $\text{pOH} < 7$ e $\text{pH} > 7$. A disolución será básica.

c) K_2SO_4 : sal de ácido forte (H_2SO_4) e base forte (KOH)

Disociación do sal: $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{K}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

Ningún dos ións do sal se hidroliza posto que son base conxugada e ácido conxugado débiles. Así, a disolución terá $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{M}$ procedentes exclusivamente da autoionización da auga e, por tanto, $\text{pH} = 7$.