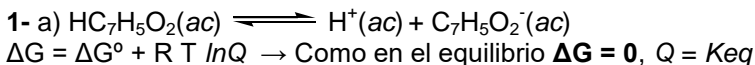


## RESOLUCIÓN PRÁCTICO 12



$$\Delta G^\circ = - R T \ln K_a = - 8.314 \times 10^{-3} \text{ kJ/mol K} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln 6.5 \times 10^{-5}$$

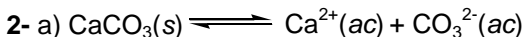
$$\Delta G^\circ = 23.89 \text{ kJ/mol}$$

b) En el equilibrio  $\Delta G = 0$

c) Fuera del equilibrio  $\Delta G = \Delta G^\circ + R T \ln Q$

$$\Delta G = 23.89 + 8.314 \times 10^{-3} \cdot 298 \cdot \ln (3 \times 10^{-3} \cdot 2 \times 10^{-3}) / 0.1 = - 11.60 \text{ kJ}$$

$$\Delta G = - 11.60 \text{ kJ}$$



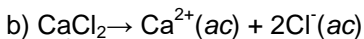
$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 8.7 \times 10^{-9}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^2$$

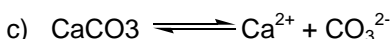
$$[\text{Ca}^{2+}] = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{8.7 \times 10^{-9}} = S$$

$$S = 9.33 \times 10^{-5} \text{ M}$$



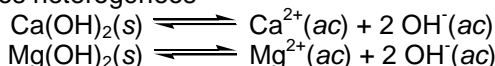
$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ca}^{2+}]} = \frac{8.7 \times 10^{-9}}{(0.2 + 9.33 \times 10^{-5})} = 4.35 \times 10^{-8}$$

$$S = 4.35 \times 10^{-8} \text{ M}$$



$\text{H}_2\text{CO}_3$  El sistema se desplaza "→" disolviendo el precipitado.

3- Existen dos posibles equilibrios heterogéneos



Se determina la cantidad de  $\text{OH}^-$  necesario para que comience la precipitación de cada hidróxido

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 5.5 \times 10^{-6}$$

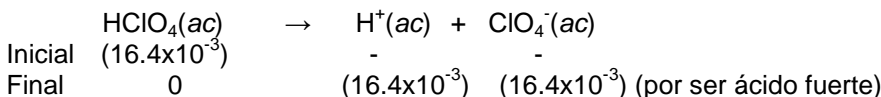
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{5.5 \times 10^{-6} / [\text{Ca}^{2+}]} = \sqrt{5.5 \times 10^{-6} / 0.01} = 23.45 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1.1 \times 10^{-11}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1.1 \times 10^{-11} / [\text{Mg}^{2+}]} = \sqrt{1.1 \times 10^{-11} / 0.05} = 0.01483 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Como se necesita menos en el segundo caso precipitará primero el  $\text{Mg(OH)}_2(\text{s})$

4- a) 0.824 g de  $\text{HClO}_4$  en 0.500 L de solución



Num. de moles = masa / PM; Molaridad = Num moles / Vol (L);

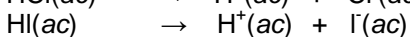
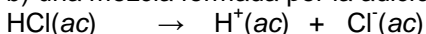
M = masa / PM. V(L)

$$M = 0.824 \text{ g} / (100.4569 \text{ g/mol})(0.5 \text{ L}) = 16.40 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = - \log (16.40 \times 10^{-3}) = 1.78$$

$$\text{pH} = 1.78$$

b) una mezcla formada por la adición de 10.0 mL de  $\text{HCl}$  0.020 M a 30 mL de  $\text{HI}$  0.010 M.



**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

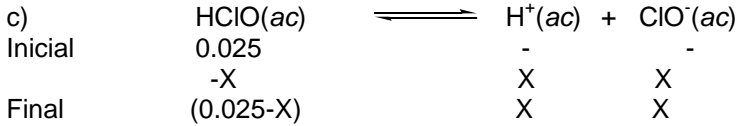
$$M = n^{\circ} \text{ moles} / V$$

$$n^{\circ} \text{ moles}_{\text{HCl}} = (0.02 \text{ M}) (10 \times 10^{-3} \text{ L}) = 2 \times 10^{-4} \text{ moles} = n^{\circ} \text{ moles}_{\text{H}^+} \text{ (del \acute{a}c. Clorhídrico)}$$

$$n^{\circ} \text{ moles}_{\text{HI}} = (0.01 \text{ M}) (30 \times 10^{-3} \text{ L}) = 3 \times 10^{-4} \text{ moles} = n^{\circ} \text{ moles}_{\text{H}^+} \text{ (del \acute{a}c. Yodhídrico)}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{total}} = n_{\text{HCl}} + n_{\text{HI}} / V_{\text{total}} = (2 \times 10^{-4}) + (3 \times 10^{-4}) / (10 \times 10^{-3}) + (30 \times 10^{-3}) = 0.0125 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.0125) = 1.90$$



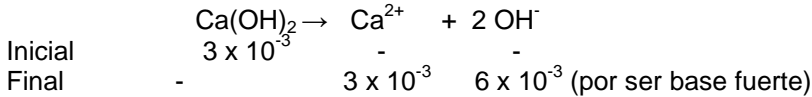
$$K_a = [\text{H}^+][\text{Cl}^-] / [\text{HClO}] = X^2 / 0.025 - X$$

$$\text{Supongo } X \ll 0.025 \rightarrow X = \sqrt{(3 \times 10^{-8})(0.025)} = 2.74 \times 10^{-5} \text{ M} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2.74 \times 10^{-5}) = 4.56$$

5- 10.0 mL de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0.150 M dilu\u00eddos a 500 mL

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f \rightarrow 0.15 \text{ M} \cdot (10 \text{ mL}) = M_f \cdot (500 \text{ mL}) \rightarrow M_f = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

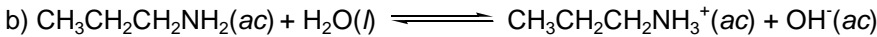


$$[\text{OH}^-] = 6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

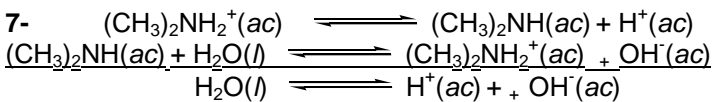
$$\text{pOH} = -\log(6 \times 10^{-3}) = 2.22 \rightarrow \text{pH} = 14 - 2.22 = 11.78$$



$$K_b = [\text{HCN}][\text{OH}^-] / [\text{CN}^-]$$



$$K_b = [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3^+][\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2]$$



$$K_a_{[(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+]} = [(\text{CH}_3)_2\text{NH}][\text{H}^+] / [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+]$$

$$K_b = [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+][\text{OH}^-] / [(\text{CH}_3)_2\text{NH}]$$

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1 \times 10^{-14}$$

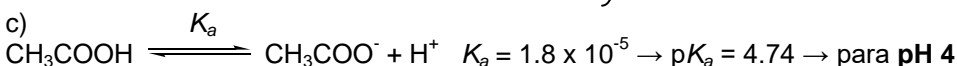
$$K_a = K_w / K_b = 1 \times 10^{-14} / 5.4 \times 10^{-4} = 1.85 \times 10^{-11}$$

$$K_a = 1.85 \times 10^{-11}$$

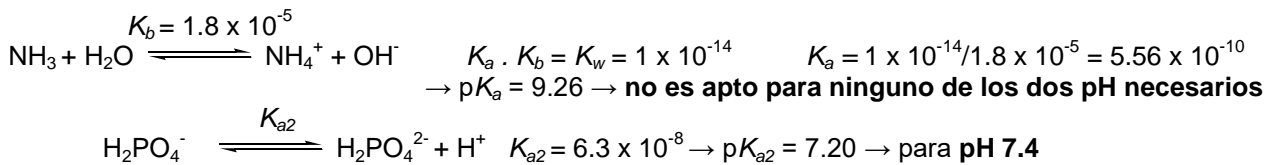
8- a) Resisten un cambio en el pH despu\u00e9s de la adici\u00f3n de peque\u00f1as cantidades de un \u00e1cido o de una base y de cambios de volumen.

b) Se necesita un par \u00e1cido-base conjugado

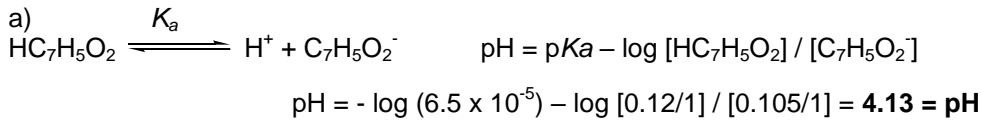
<p>Especie \u00e1cida que neutralice los iones <math>\text{OH}^-</math></p> <p>Especie b\u00e1sica que neutralice los iones <math>\text{H}^+</math></p>	}	Que no se consuman una a la otra por medio de una reacci\u00f3n de neutralizaci\u00f3n
---	---	--



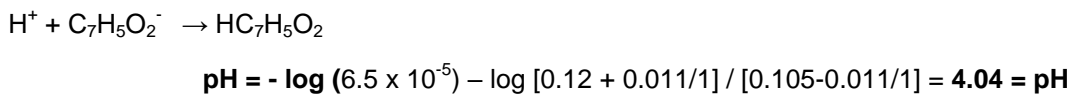
**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**



9 -



b) El agregado de un ácido desplazaría el equilibrio del amortiguador como se muestra



c) El agregado de una base desplazaría el equilibrio del amortiguador como se muestra

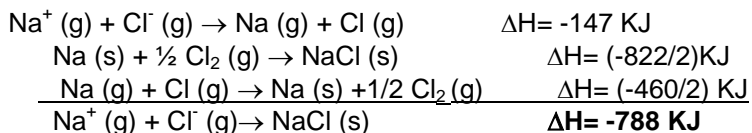


d) 0.011 moles HCl en 1 L de H<sub>2</sub>O → [H<sup>+</sup>] = 0.011 M → **pH = 1.96**

0.011 moles de NaOH en 1 L de H<sub>2</sub>O → [OH<sup>-</sup>] = 0.011 M → pOH = 1.96 → **pH = 12.04**

## Resolución Ejercicios Complementarios

9- a)  $\text{Na}^+ (\text{g}) + \text{Cl}^- (\text{g}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{s})$



b) i)  $\Delta G_{700\text{K}} \approx \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$  (Asumimos que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  no cambian con la temperatura a los efectos de este ejercicio)

$$\Delta S^\circ = S^\circ \text{NaCl} (\text{s}) - S^\circ \text{Na}^+ (\text{g}) - S^\circ \text{Cl}^- (\text{g}) = 72.33 - 148 - 145 = -220.67 \text{ J/K}$$

$$\Delta G_{700\text{K}} = -788 \text{ KJ} - (700) (-220.67 \times 10^{-3} \text{ KJ/k}) = \mathbf{-633.53 \text{ KJ} < 0}$$

Espontánea a 700 K

ii)  $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$ , en el equilibrio:  $\Delta G = 0 = \Delta G^\circ + RT \ln K$

$$RT \ln K = -\Delta G^\circ \rightarrow T = \frac{-\Delta G^\circ}{R \ln K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -788 \text{ KJ} - (298) (-220.67 \times 10^{-3} \text{ kJ/K}) = -722.24 \text{ KJ}$$

$$T = \frac{-\Delta G^\circ}{R \ln K} = \frac{722.24 \times 10^3}{8.314 \times \ln(1 \times 10^{40})} = \mathbf{943.18 \text{ K} = T}$$

10- Cuando ocurre un cambio de fase de Líquido a Gas tenemos un equilibrio entre ambas fase →  $\Delta G = 0$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \Delta S = \Delta H / T$$

ACETONA  $\Delta S_{\text{evap}} = \frac{30 \times 10^3 \text{ J/mol}}{(56.2 + 273)} = \mathbf{91.13 \text{ J/Kmol}}$

BENCENO  $\Delta S_{\text{evap}} = \frac{30.7 \times 10^3 \text{ J/mol}}{(50.1 + 273)} = \mathbf{95.02 \text{ J/Kmol}}$

**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

AMONÍACO  $\Delta S_{\text{evap}} = \frac{23.4 \times 10^3 \text{ J/mol}}{(-33.4 + 273)} = 97.66 \text{ J/Kmol}$

AGUA  $\Delta S_{\text{evap}} = \frac{40.6 \times 10^3 \text{ J/mol}}{(100 + 273)} = 108.85 \text{ J/Kmol}$

11- a) Cambio de fase: Es un cambio de estado de agregación de una sustancia, es un equilibrio de fases por la T del cambio de fase.

Por ejemplo:  $s \rightleftharpoons l$

Dado que es un equilibrio  $\Delta G = 0$

$\Delta H = 70 \text{ kJ}$

$\Delta S = 188 \text{ J/K}$

$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \rightarrow \Delta G = 0$  cuando está en el equilibrio

$0 = \Delta H - T \cdot \Delta S \rightarrow T = \Delta H / \Delta S$

$T = 70 \text{ kJ} / 188 \times 10^{-3} \text{ kJ/K} = 372.3 \text{ K}$

b) Como se indicó en la parte (a), por ejemplo el proceso de fusión:  $s \rightleftharpoons l$

Que al pasar a un estado más desordenado (líquido) el cambio entrópico será *positivo* mientras que para realizar dicho proceso se debe dar energía al sistema (proceso de fusión) por ello el proceso será endotérmico, cambio entálpico *positivo*.

12-  $[\text{Pb}^{2+}] = n / V = (0.2) \text{ V} / V = 0.1 \text{ M}$

$[\text{I}^-] = n / V = (0.2) \text{ V} / 2 \text{ V} = 0.1 \text{ M}$

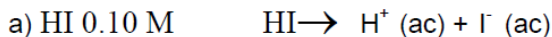


$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2 = 1.4 \times 10^{-8}$

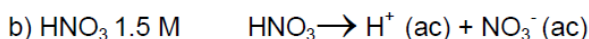
$Q = (0.1) (0.1)^2 = 1 \times 10^{-3}$

$Q > K_{ps} \rightarrow$  Solución sobresaturada  $\rightarrow$  precipita  $\text{PbI}_2 (s)$

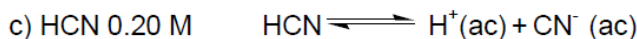
13-



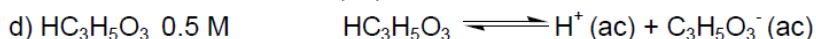
Ac Fuerte  $\rightarrow \text{H}^+ (ac) + \text{I}^- (ac)$  en solución y son las especies principales.



Ac Fuerte  $\rightarrow \text{H}^+ (ac) + \text{NO}_3^- (ac)$  en solución y son las especies principales.

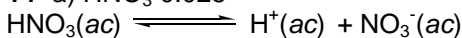


en solución  $\left\{ \begin{array}{l} \text{HCN}(ac) \leftarrow \text{especie principal porque es un ácido débil} \\ \text{H}^+ (ac) \\ \text{CN}^- (ac) \end{array} \right.$



en solución  $\left\{ \begin{array}{l} \text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3 (ac) \rightarrow \text{especie principal porque es un ácido débil} \\ \text{H}^+ (ac) \\ \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^- (ac) \end{array} \right.$

14- a)  $\text{HNO}_3 0.025$



Inicial 0.025                      -                      -

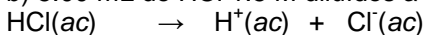
Final 0                      0.025                      0.025

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0.025 = 1.60$

**pH = 1.60**

**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

b) 5.00 mL de HCl 1.5 M diluïdos a 100 mL



Inicial 0.075 - -

Final - 0.075 0.075 (por ser un ácido fuerte)

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f \rightarrow M_{\text{final}} = 1.5 \times 5 / 100 = 0.075 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.075) = 1.12$$

		$\rightleftharpoons$		$\text{pH} = 1.12$
c)	$\text{HN}_3(ac)$		$\text{H}^+(ac) + \text{N}_3^-(ac)$	
Inicial	0.120		-	-
	-X		X	X
Final	(0.120-X)		X	X

$$K_a = [\text{H}^+][\text{N}_3^-] / [\text{HN}_3] = X^2 / 0.120 - X$$

$$\text{Supongo } X \ll 0.120 \rightarrow X = \sqrt{(1.9 \times 10^{-5})(0.120)} = 15.1 \times 10^{-4} \text{ M} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(15.1 \times 10^{-4}) = 2.82$$

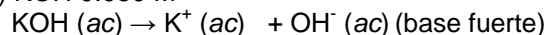
d)	$\text{fenol}(ac)$		$\text{H}^+(ac) + \text{fenóxido}^-(ac)$
Inicial	0.0068		-
	-X		X
Final	(0.0068-X)		X

$$K_a = [\text{H}^+][\text{fenóxido}^-] / [\text{fenol}] = X^2 / 0.0068 - X$$

$$\text{Supongo } X \ll 0.0068 \rightarrow X = \sqrt{(1.3 \times 10^{-10})(0.0068)} = 9.4 \times 10^{-7} \text{ M} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(9.4 \times 10^{-7}) = 6.03$$

15- a) KOH 0.050 M



Inicial 0.05 - -

Final - 0.05 0.05

$$[\text{OH}^-] = 0.05 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 0.05 = 1.3 \rightarrow \text{pH} = 14 - 1.3 = 12.7$$

b) 2.33 g de NaOH en 500 mL de disolución



Inicial 0.1165 - -

Final - 0.1165 0.1165

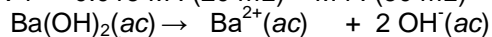
$$[\text{OH}^-] = 0.1165 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 0.1165 = 0.93 \rightarrow \text{pH} = 14 - 0.93 = 13.07$$

c) 20 mL de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.015 M con 30.0 mL de NaOH 0.0068 M

Los  $\text{OH}^-$  aportados por  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  serán

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f \rightarrow 0.015 \text{ M} \cdot (20 \text{ mL}) = M_f \cdot (50 \text{ mL}) \rightarrow M_f = 6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

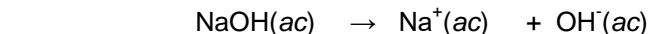


Inicial  $6 \times 10^{-3}$  - -

Final -  $6 \times 10^{-3}$   $12 \times 10^{-3}$

Los  $\text{OH}^-$  aportados por NaOH serán

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f \rightarrow 0.0068 \text{ M} \cdot (30 \text{ mL}) = M_f \cdot (50 \text{ mL}) \rightarrow M_f = 4.1 \times 10^{-3} \text{ M}$$



Inicial  $4.1 \times 10^{-3}$  - -

Final -  $4.1 \times 10^{-3}$   $4.1 \times 10^{-3}$

$$[\text{OH}^-]_{\text{total}} = (12.0 + 4.1) \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(16.1 \times 10^{-3}) = 1.79 \rightarrow \text{pH} = 14 - 1.79 = 12.21$$

16- a)  $\text{HCOO}^-(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{HCOOH}(ac) + \text{OH}^-(ac)$

$$K_b = [\text{HCOOH}][\text{OH}^-] / [\text{HCOO}^-]$$

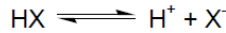
**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

17- a)  $K_a = K_w / K_b = 1 \times 10^{-14} / 1.3 \times 10^{-6} = 7.7 \times 10^{-9}$

b)  $K_a = K_w / K_b = 1 \times 10^{-14} / 1.7 \times 10^{-9} = 5.8 \times 10^{-6}$

c)  $K_a = K_w / K_b = 1 \times 10^{-14} / 1.1 \times 10^{-8} = 9.1 \times 10^{-7}$

18-



Ini	0.2	---	---
Cbio	-x	+x	+x
Eq	0.2-x	+x	+x

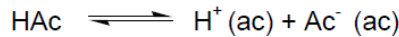
$$\% \text{disociación} = \frac{x \cdot 100}{[\text{HX}]_0} \quad 9.4 = \frac{x \cdot 100}{0.2} \rightarrow x = 0.0188 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{X}^-] = 0.0188 \text{ M}$$

$$[\text{HX}] = 0.2 - 0.0188 = 0.1812 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{X}^-]}{[\text{HX}]} = \frac{(0.0188)^2}{0.1812} = 1.95 \times 10^{-3}$$

19-



Ini	$[\text{HAc}]_0$	---	---
Cbio	-x	+x	+x
Eq	$([\text{HAc}]_0 - x)$	x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = \frac{x^2}{([\text{HAc}]_0 - x)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$2 = \frac{x \cdot 100}{[\text{HAc}]_0}$$

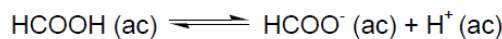
$$[\text{HAc}]_0 = \frac{x \cdot 100}{2}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{[\text{HAc}]_0} = \left\{ \begin{array}{l} \% \text{Disociación} = 2\% < 5\% \rightarrow x \ll [\text{HAc}]_0 \\ [\text{HAc}]_0 - x \cong [\text{HAc}]_0 \end{array} \right.$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2 \cdot 2}{x \cdot 100} \rightarrow x = \frac{(1.8 \times 10^{-5}) \cdot 100}{2} = 9.0 \times 10^{-4}$$

$$[\text{HAc}]_0 = \frac{(9.0 \times 10^{-4}) \cdot 100}{2} = 0.045 \text{ M}$$

20-



Ini	0.001	---	---
Cbio	-x	+x	+x
Eq	$(0.001-x)$	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{(0.001-x)} = 1.8 \times 10^{-4}$$

Supongo que  $x \ll 0.001 \rightarrow 0.001 - x \cong 0.001$

**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

$$1.8 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{(0.001)} \Rightarrow x = \sqrt{(1.8 \times 10^{-4})(0.001)} = 4.24 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\% \text{ Disoc} = \frac{x \cdot 100}{0.001} = \frac{(4.24 \times 10^{-4}) \cdot 100}{0.001} = 42.43 \% > 5\%$$

Resuelvo la ecuación de segundo grado  $x^2 = (1.8 \times 10^{-7}) - (1.8 \times 10^{-4})x$

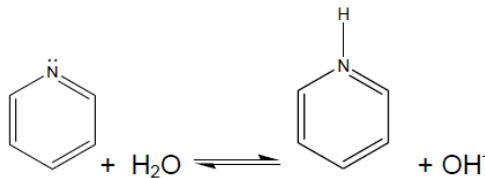
$$x^2 + (1.8 \times 10^{-4})x - 1.8 \times 10^{-7} = 0$$

$$x = \frac{-1.8 \times 10^{-4} \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-4})^2 + 4(1.8 \times 10^{-7})}}{2} = 3.44 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\% \text{ de disociación} = \frac{(3.44 \times 10^{-4}) \cdot 100}{0.001} = \mathbf{34.37 \%}$$

21-

a) [Piridina] = 0.050 M,  $K_b = 1.7 \times 10^{-9}$



Ini	0.05	----	---
Cbio	-x	+x	+x
Eq	(0.05-x)	x	x

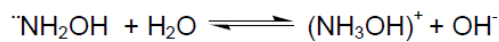
$$K_b = \frac{x^2}{(0.05-x)} = 1.7 \times 10^{-9} \quad \text{supongo que } x \ll 0.05 \rightarrow 0.05-x \cong 0.05$$

$$\frac{x^2}{0.05} = 1.7 \times 10^{-9} \rightarrow x = \sqrt{(1.7 \times 10^{-9})(0.05)} = 9.22 \times 10^{-6} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$\frac{x \cdot 100}{0.05} < 5\% \quad \frac{(9.22 \times 10^{-6}) \cdot 100}{0.05} = 0.018\% < 5\% \rightarrow \text{Es válido simplificar}$$

$$\text{pOH} = -\log(9.22 \times 10^{-6}) = 5.04 \rightarrow \mathbf{\text{pH} = 8.96}$$

b) [hidroxilamina] = 0.020 M,  $K_b = 1.1 \times 10^{-8}$



Ini	0.02	----	---
Cbio	-x	+x	+x
Eq	(0.02-x)	x	x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_3\text{OH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_2\text{OH}]} = \frac{x^2}{(0.02-x)} = \quad \text{Supongo que } x \ll 0.02 \rightarrow 0.02-x \cong 0.02$$

$$\frac{x^2}{0.02} = 1.1 \times 10^{-8} \rightarrow x = \sqrt{(1.1 \times 10^{-8})(0.02)} = 1.48 \times 10^{-5} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

$$\frac{x \cdot 100}{0.02} < 5\% \quad \frac{(1.48 \times 10^{-5})100}{0.02} = 0.074\% < 5\% \rightarrow \text{Es válido simplificar}$$

$$\text{pOH} = -\log(1.48 \times 10^{-5}) = 4.83 \rightarrow \text{pH} = 9.17$$

$$\text{c) } [\text{NH}_3] = 0.003 \text{ M}, \text{Kb} = 1.8 \times 10^{-5}$$



Ini	0.003	---	----
Cbio	-x	+x	+x
Eq	(0.003-x)	x	x

$$\text{Kb} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{(0.003-x)} = 1.8 \times 10^{-5} \quad \text{Supongo que } x \ll 0.003 \rightarrow 0.003-x \cong 0.003$$

$$\frac{x^2}{0.003} = 1.8 \times 10^{-5} \rightarrow x = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(0.003)} = 2.32 \times 10^{-4}$$

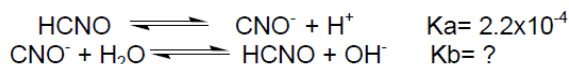
$$\frac{x \cdot 100}{0.003} < 5\% \quad \frac{(2.32 \times 10^{-4})100}{0.003} = 7.74\% > 5\% \rightarrow \text{Resuelvo la ecuación de segundo grado}$$

$$x^2 = (5.4 \times 10^{-8}) - (1.8 \times 10^{-5})x \rightarrow x^2 + 1.8 \times 10^{-5}x - (5.4 \times 10^{-8}) = 0$$

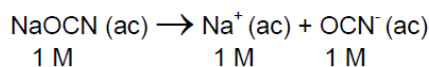
$$x = \frac{-1.8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})^2 + 4(5.4 \times 10^{-8})}}{2} = 2.24 \times 10^{-4} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log(2.24 \times 10^{-4}) = 3.65 \rightarrow \text{pH} = 10.35$$

22-



$$\text{Kw} = \text{Ka} \cdot \text{Kb} \rightarrow \text{Kb} = \frac{\text{Kw}}{\text{Ka}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.2 \times 10^{-4}} = 4.54 \times 10^{-11} = \text{Kb}_{\text{CNO}^-}$$



	$\text{CNO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCNO} + \text{OH}^-$	$\text{Kb}_{\text{CNO}^-}$
Ini	1	----
Cbio	-x	+x
Eq	(1-x)	x

$$\text{Kb} = \frac{x^2}{1-x} = 4.54 \times 10^{-11} \quad \text{Supongo } x \ll 1 \rightarrow 1-x \cong 1$$

$$\frac{x^2}{1} = 4.54 \times 10^{-11} \quad x = \sqrt{4.54 \times 10^{-11}} = 6.74 \times 10^{-6} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

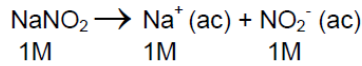
$$\frac{x \cdot 100}{1} < 5\% \quad (6.74 \times 10^{-6})100 = 6.74 \times 10^{-4} \% < 5\% \rightarrow \text{Es válido simplificar}$$

$$\text{pOH} = -\log(6.74 \times 10^{-6}) = 5.17 \rightarrow \text{pH} = 8.83$$



**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

23-



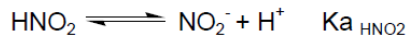
Ini	0.1	----	----
Cbio	-x	+x	+x
Eq	(0.1-x)	x	x

$$K_{b_{\text{NO}_2^-}} = \frac{x^2}{(0.1-x)}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 8.15 = 5.85 = \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

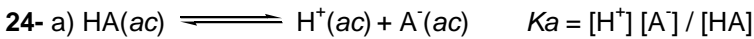
$$-\log [\text{OH}^-] = -\log x = 5.85 \rightarrow 10^{\log x} = x = 1.41 \times 10^{-6}$$

$$K_{b_{\text{NO}_2^-}} = \frac{(1.41 \times 10^{-6})^2}{(0.1 - 1.41 \times 10^{-6})} = 2.0 \times 10^{-11} = K_{b_{\text{NO}_2^-}}$$



$$K_w = K_a \cdot K_b \rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-11}} = 5 \times 10^{-4} = K_{a_{\text{HNO}_2}}$$

$$K_b = 2 \times 10^{-11}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a - \log 0.1 = \text{p}K_a + 1$$

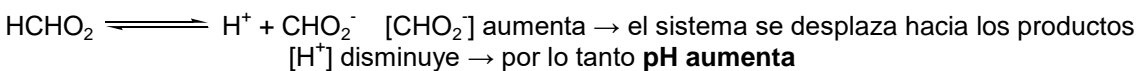
$$\rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a - \log 10 = \text{p}K_a - 1$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$$

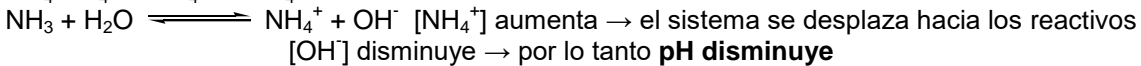
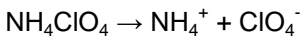
b) Es la resistencia a los agregados de ácido o base. Le afectan las concentraciones del par ácido-base conjugado.

El pH de la solución amortiguadora estará cercano a  $\text{p}K_a$ .

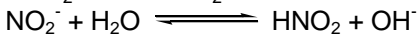
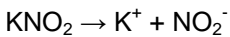
25- a) formiato de sodio,  $\text{NaCHO}_2$ , a una solución de ácido fórmico,  $\text{HCHO}_2$ .



b) perclorato de amonio a una solución de amoníaco.

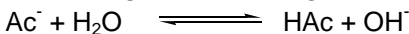
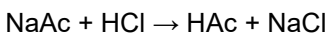


c) bromuro de potasio a una solución de nitrito de potasio



Al agregar  $\text{KBr}$ , se dará  $\text{KBr} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Br}^-$  iones que no afectan al equilibrio ácido-base, **el pH NO cambia**

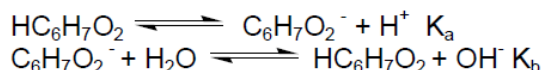
d) ácido clorhídrico a una solución de acetato de sodio,  $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ .



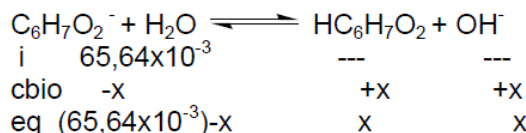
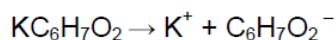
Si aumenta  $[\text{HAc}] \rightarrow$  el sistema se desplaza hacia los reactivos y disminuye  $[\text{OH}^-]$  y **disminuye el pH**

**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**

26-



$$K_w = K_a \cdot K_b \rightarrow K_b = K_w / K_a = 1 \times 10^{-14} / 1,7 \times 10^{-5} \quad K_b(\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2^-) = 5,88 \times 10^{-10}$$



$$M = n/V = m/PM \cdot V = 4,93 / (150,2213)(0,5) = 65,64 \times 10^{-3}$$

$$K_b = x^2 / (65,64 \times 10^{-3}) - x = x^2 / (65,64 \times 10^{-3})$$

$$x = \sqrt{(5,88 \times 10^{-10})(65,64 \times 10^{-3})} = 6,21 \times 10^{-6} \rightarrow \text{pOH} = 5,21$$

$$(x \cdot 100 / 65,64 \times 10^{-3} = 9,5 \times 10^{-3} < 5\%) \quad \text{pH} = 8,79$$

27-

- a)  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$  No forma buffer porque es un ácido fuerte, no hay equilibrio.
- b)  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$  No forma buffer porque es un base fuerte, no hay equilibrio.
- c)  $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$  Si forma buffer porque es un ácido débil y su sal, hay equilibrio.
- d)  $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^-$  Si forma buffer porque es un ácido débil y su sal, hay equilibrio.
- e)  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  Si forma buffer porque es un base débil y su sal, hay equilibrio.
- f)  $\text{HAc} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAc} + \text{H}_2\text{O}$  Si la cantidad de ácido acético es mayor que la de NaOH, sí forma buffer porque se forma NaAc.
- g)  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$  Sí forma buffer porque es ácido débil y su sal, hay equilibrio.

28-

a)  $\text{HAc} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Ac}^- \quad \text{pH} = \text{pKa} - \log [\text{HAc}] / [\text{Ac}^-]$

$$[\text{NaAc}]_0 = m/PM \cdot V = 25 / (82,0327)4 = 76,19 \times 10^{-3} = [\text{NaAc}]_{\text{eq}} \text{ (la sal se ioniza completamente)}$$

$$[\text{HAc}]_0 = m/PM \cdot V = 25,5 / (60,0516)4 = 106,16 \times 10^{-3} = [\text{HAc}]_{\text{eq}} \text{ (ácido débil y el } [\text{Ac}^-] \text{ aumenta)}$$

$$\text{pH} = -\log (1,8 \times 10^{-5}) - \log 106,16 \times 10^{-3} / 76,16 \times 10^{-3} = \mathbf{4,60 = pH}$$

b)  $m_{\text{HAc}} = M \times V = (0,22) (0,240) = 0,0528 \text{ moles HAc}$

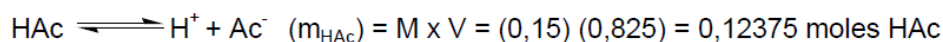
$$m_{\text{NaAc}} = (0,20) (0,300) = 0,06 \text{ moles NaAc}$$

$$M_{\text{HAc}} = 0,0528 / 0,24 + 0,3 = 97,78 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$M_{\text{NaAc}} = 0,06 / 0,24 + 0,3 = 111,11 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (1,8 \times 10^{-5}) - \log 97,78 \times 10^{-3} / 111,11 \times 10^{-3} = \mathbf{4,80 = pH}$$

- c)  $\text{HAc} + \text{KOH} \rightarrow \text{KAc} + \text{H}_2\text{O}$  Se producen 0,040 moles de KAc ( $\text{Ac}^-$ ) en la neutralización.

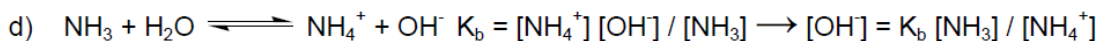


Se consumen 0,040 moles de HAc en la neutralización  $\rightarrow$

$$m_{\text{HAc}} = 0,12375 - 0,040 = 0,08375 \text{ moles}$$

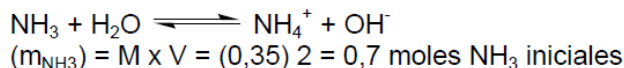
$$\text{pH} = -\log (1,8 \times 10^{-5}) - \log (0,08375 / 0,825) / (0,040 / 0,825) = \mathbf{4,42 = pH}$$

**Curso de Química General / Química I**  
**Equilibrios en disolución acuosa**



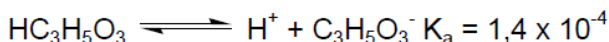
$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = -\log(1,8 \times 10^{-5}) - \log(0,3/2,5) / (0,5/2,5) = 4,97$   
**pH = 9,03**

e)  $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$  Se producen 0,20 moles de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ( $\text{NH}_4^+$ ) en la neutralización.



Se consumen 0,20 moles de  $\text{NH}_3$  en la neutralización  $\rightarrow m \text{NH}_3 = 0,7 - 0,2 = 0,5$  moles  
 $\text{pOH} = -\log(1,8 \times 10^{-5}) - \log(0,5/2) / (0,2/2) = 4,35$  **pH = 9,65**

29-

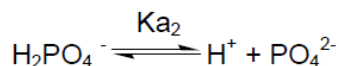


$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]} \rightarrow \text{pH} - \text{p}K_a = -\log \frac{[\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3]}{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]}$   
 $3,9 - (-\log(1,4 \times 10^{-4})) = 0,046128 \rightarrow -0,046128 = \log 0,15 / [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-]$

$10^{-0,046128} = 0,15 / [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] \rightarrow [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] = 166,81 \times 10^{-3} \text{ M}$

$M = n / V = m / \text{PM} \cdot V \rightarrow m_{\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_3} = M \times \text{PM} \times V = (166,81 \times 10^{-3})(112,0585)(1) = 18,69 \text{ g}$

30-



$K_{a2} = 6,3 \times 10^{-8}$   
 $\text{pH} = -\log K_{a2} - \log \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$

$[\text{NaH}_2\text{PO}_4] = \frac{m}{\text{PM} \cdot V} = \frac{6,5}{355 \times 10^{-3} \cdot 119,9738} = 152,62 \times 10^{-3} = [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$

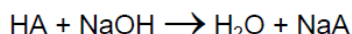
$[\text{Na}_2\text{HPO}_4] = \frac{m}{\text{PM} \cdot V} = \frac{8}{355 \times 10^{-3} \cdot 141,9549} = 158,75 \times 10^{-3} = [\text{HPO}_4^{2-}]$

$\text{pH} = -\log(6,3 \times 10^{-8}) - \log \frac{152,62 \times 10^{-3}}{158,75 \times 10^{-3}} = 7,22$

$158,75 \times 10^{-3}$

31-

a)



$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{0,20 - 0,08}{0,08} = \text{p}K_a - \log \frac{0,12}{0,08} = 4,80$

$K_a$



**pKa = 4,98**

b)

$5 = 4,98 - \log \frac{(0,12 - X)}{(0,08 + X)}$

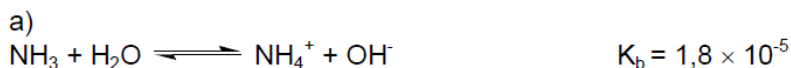
$-0,02 = + \log \frac{(0,12 - X)}{(0,08 + X)}$

$10^{-0,02} = \frac{0,12 - X}{0,08 + X}$

$(10^{-0,02})(0,08) + (10^{-0,02})X = 0,12 - X$   
 $(1 + 10^{-0,02})X = 0,12 - (10^{-0,02})(0,08)$

**X = 0,022 moles de NaOH**

32-



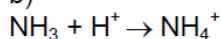
$$N_{\text{NH}_3} = 1,2 \times 0,2 = 0,24 \text{ mol}$$

$$N_{\text{NH}_4^+} = 0,4 \times 0,3 = 0,12 \text{ mol}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = -\log (1,8 \times 10^{-5}) - \log \frac{0,24}{0,12} = 4,44$$

$$\text{pH} = 9,56$$

b)

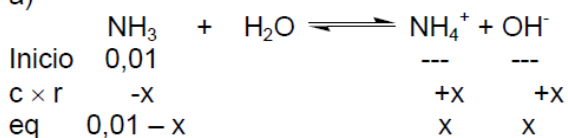


$$\text{pOH} = -\log (1,8 \times 10^{-5}) - \log \frac{0,24 - 0,04}{0,12 + 0,04} = 4,65$$

$$\text{pH} = 9,35$$

33-

a)



$$K_b = \frac{X^2}{(0,01 - X)}$$

$$\frac{X}{0,01} \cdot 100 = 4,3$$

$$X = 4,3 \times 10^{-4} = [\text{OH}^-]$$

$$K_b = \frac{(4,3 \times 10^{-4})^2}{0,01 - 4,3 \times 10^{-4}} = 1,93 \times 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = 3,37$$

$$\text{pH} = 10,63$$

b)

$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} \sim [\text{NH}_3]_{\text{o}} = 0,01 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}]_{\text{eq}} \sim [\text{NH}_4\text{Cl}]_{\text{o}} = 9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

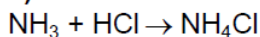
$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = -\log (1,93 \times 10^{-5}) - \log \frac{0,01}{9 \times 10^{-3}} = 4,67$$

$$-\log [\text{OH}^-] = 4,67$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4,67} = 2,14 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 9,33$$

c)

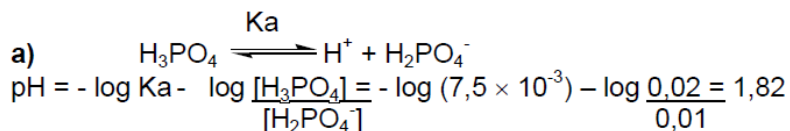


$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} \sim 0,01 + 0,01 - 0,005 = 0,015 \text{ M}$$

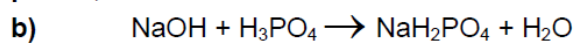
$$[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}} \sim 9 \times 10^{-3} + 5 \times 10^{-3} = 0,014 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = -\log (1,93 \times 10^{-5}) - \log \frac{0,015}{0,014} = 4,68$$

34-



$$\text{pH} = 1,82$$



$$\text{pH} = 2 = -\log (7,5 \times 10^{-3}) - \log \frac{0,02 - X}{0,01 + X}$$

$$0,125 = +\log \frac{0,02 - X}{0,01 + X}$$

$$10^{0,125} = \frac{0,02 - X}{0,01 + X}$$

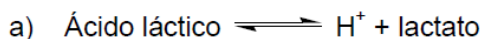
$$(10^{0,125})(0,01) + 10^{0,125}X = 0,02 - X$$

$$(10^{0,125} + 1)X = 0,02 - (10^{0,125})(0,01)$$

$$X = 2,86 \times 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{n}{M} = \frac{2,86 \times 10^{-3}}{0,1} = 0,0286 \text{ L} \rightarrow 28,6 \text{ mL}$$

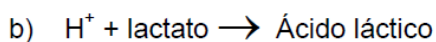
35-



$$K_a = 1,4 \times 10^{-4}$$

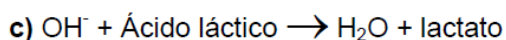
$$\text{pH} = -\log K_a - \log \frac{[\text{Ácido láctico}]}{[\text{lactato}]} = -\log (1,4 \times 10^{-4}) - \log \frac{(1/1)}{(1/1)} = 3,85$$

$$\text{pH} = 3,85$$



$$\text{pH} = -\log (1,4 \times 10^{-4}) - \log \frac{(1 + 0,1)}{(1 - 0,1)} = 3,77$$

$$\text{pH} = 3,77$$



$$\text{pH} = -\log (1,4 \times 10^{-4}) - \log \frac{(1 - 0,1)}{(1 + 0,1)} = 3,94$$

$$\text{pH} = 3,94$$