

Esempio: Calcolare il pH di una soluzione 0.500 M di acido ipocloroso, sapendo che la costante di questo acido è pari a $2.95 \cdot 10^{-8}$.

[]	$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons ClO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
I	0.500 M		-	$[H_3O^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	0.500- $x \approx 0.500$		x	$\approx x$

$$K_a = \frac{[ClO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HClO]}$$

$$K_a = 2.95 \cdot 10^{-8}$$

1) Approssimazione: per un acido debole, si assume che si dissocia così poco che la concentrazione all'equilibrio è simile alla concentrazione iniziale.

2) Approssimazione: la quantità di ioni idrossonio derivata dall'acqua diminuisce all'equilibrio, per effetto della presenza dell'acido (principio di Le Châtelier). Quindi: $[H_3O^+]_{w,eq} < 10^{-7}$. Assumiamo che: $x \gg [H_3O^+]_{w,eq}$

$$K_a = \frac{x^2}{0.500} = 2.95 \cdot 10^{-8} \quad x = 1.21 \cdot 10^{-4}$$

1) $0.500 - x = 0.500 - 1.21 \cdot 10^{-4} \approx 0.500$ OK

2) $1.21 \cdot 10^{-4} \gg 10^{-7} > [H_3O^+]_{w,eq}$ $x + [H_3O^+]_{w,eq} \approx x$ OK

$[H_3O^+]_{eq} = 1.21 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$pH = -\log[H_3O^+] = 3.92$

Esempio: Calcolare la concentrazione di tutte le specie all'equilibrio in una soluzione di acido periodico ($K_a = 2.3 \cdot 10^{-2}$) di concentrazione 0.144 M.

[]	$HIO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons IO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
I	0.144 M		-	$[H_3O^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	0.144-x		x	$\approx x$

$$K_a = \frac{[IO_4^-] \cdot [H_3O^+]}{[HIO_4]}$$

$$K_a = 2.3 \cdot 10^{-2}$$

~~1) **Approssimazione:** per un acido debole, si assume che si dissocia così poco che la concentrazione all'equilibrio è simile alla concentrazione iniziale.~~

2) **Approssimazione:** la quantità di ioni idrossonio derivata dall'acqua diminuisce all'equilibrio, per effetto della presenza dell'acido. Quindi: $[H_3O^+]_{w,eq} < 10^{-7}$.
Assumiamo che: $x \gg [H_3O^+]_{w,eq}$

$$K_a = \frac{x^2}{0.144} = 2.3 \cdot 10^{-2} \quad x = 5.8 \cdot 10^{-2} \quad 1) \quad 0.144 - x = 8.6 \cdot 10^{-2} \neq 0.144 \quad \text{NO}$$

$$2) \quad 5.8 \cdot 10^{-2} \gg 10^{-7} > [H_3O^+]_{w,eq} \quad x + [H_3O^+]_{w,eq} \approx x \quad \text{OK}$$

[]	$HIO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons IO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
I	0.144 M		-	$[H_3O^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	0.144-x = $9.7 \cdot 10^{-2}$ M		x= $4.7 \cdot 10^{-2}$ M	$\approx x$ = $4.7 \cdot 10^{-2}$ M

$$K_a = \frac{x^2}{0.144 - x} = 2.3 \cdot 10^{-2}$$

$$x = 4.7 \cdot 10^{-2}$$

Esempio: Una soluzione 0.275 M della base debole B ha pH uguale a 11.724.

Calcolare la costante di dissociazione della base debole e il suo grado di dissociazione.

[]	$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$			
I	0.275 M		-	$[OH^-]_w$
C	-x		+x	+x
E	0.275-x		x	$\approx x$

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

$$pH = 11.724$$

$$pOH = 14 - pH = 2.276$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} =$$

$$= 5.297 \cdot 10^{-3} M = x$$

$$[B]_{eq} = 0.270 \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_{eq} = [BH^+]_{eq} = 5.297 \cdot 10^{-3} M$$

$$K_b = \frac{(5.297 \cdot 10^{-3})^2}{0.270} = 1.04 \cdot 10^{-4}$$

$$\alpha = \frac{x}{[B]_i} = \frac{5.297 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}{0.275 \text{ mol/L}} = 0.0193$$

Esempio: Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione di acido iodico di concentrazione $6.00 \cdot 10^{-2} M$. La costante di dissociazione acida è 0.169.

[]	$HIO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons IO_{3(aq)}^- + H_3O^+_{(aq)}$			
I	$6.00 \cdot 10^{-2}$		-	$[H_3O^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	$6.00 \cdot 10^{-2} - x$		x	$\approx x$

$$K_a = \frac{[IO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[HIO_3]}$$

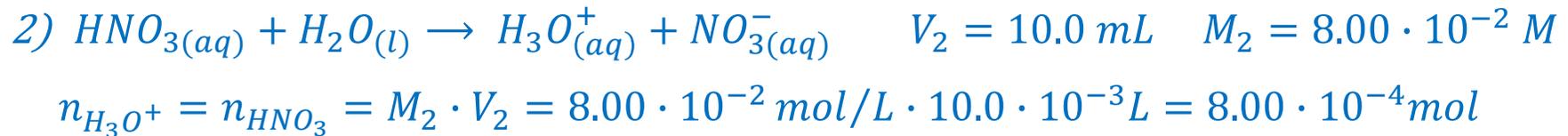
$$\frac{x^2}{6.00 \cdot 10^{-2} - x} = 0.169$$

$$x = 4.70 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(4.70 \cdot 10^{-2}) = 1.33$$

$$\alpha = \frac{x}{[HIO_3]_i} = \frac{4.70 \cdot 10^{-2}}{6.00 \cdot 10^{-2}} = 0.783$$

Esempio: Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 8.30 mL di Ca(OH)_2 0.100 M a 10 mL di HNO_3 $8.00 \cdot 10^{-2}$ M. Si considerino i volumi additivi.



$$n_{\text{OH}^- \text{ eccesso}} = n_{\text{OH}^-} - n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 8.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V_3 \approx V_1 + V_2 = 8.30 \text{ mL} + 10.0 \text{ mL} = 18.3 \text{ mL}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^- \text{ eccesso}}}{V_3} = \frac{8.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{18.3 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 4.7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-] = 1.3$$

$$p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 12.7$$

Esempio: Per ciascuno dei seguenti casi indicare se il pH della soluzione è maggiore, minore o uguale a 7:

a) 25 mL di HNO₃ 0.90 M sono mescolati con 25 mL di NaOH 0.45 M



Acido forte Base forte

$$n_{\text{acido}} = M \cdot V = 0.90 \text{ mol/L} \cdot 0.025 \text{ L} = 2.25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{acido}} > n_{\text{base}}$$

$$n_{\text{base}} = M \cdot V = 0.45 \text{ mol/L} \cdot 0.025 \text{ L} = 1.12 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{pH} < 7$$

b) 25 mL di HCl 0.10 M sono mescolati con 12.5 mL di NaOH 0.20 M



A. forte B. forte

$$n_{\text{HCl}} = M \cdot V = 0.10 \text{ mol/L} \cdot 0.025 \text{ L} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{acido}} = n_{\text{base}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = M \cdot V = 0.20 \text{ mol/L} \cdot 0.0125 \text{ L} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{pH} = 7$$

c) 25 mL di HBr 0.10 M sono mescolati con 25 mL di KOH 0.20 M



A. forte B. forte

$$n_{\text{HBr}} = M \cdot V = 0.10 \text{ mol/L} \cdot 0.025 \text{ L} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{acido}} < n_{\text{base}}$$

$$n_{\text{KOH}} = M \cdot V = 0.20 \text{ mol/L} \cdot 0.025 \text{ L} = 5.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{pH} > 7$$

Esempio: Calcolare il pH di una soluzione di KOH ottenuta sciogliendo 10.80 g dell'idrossido solido in 100.00 mL di una soluzione 1.00 M di KOH. Si assuma che il volume non vari dopo l'aggiunta del solido.

$$V = 100.00 \text{ mL} \quad M_i = 1.00 \text{ mol/L} \quad n_i = M \cdot V = 0.100 \text{ mol}$$

$$m_{agg} = 10.80 \text{ g} \quad MM_{KOH} = 56.11 \text{ g/mol}$$

$$n_{agg} = \frac{m}{MM} = \frac{10.80 \text{ g}}{56.11 \text{ g/mol}} = 0.1925 \text{ mol} \quad n_{tot} = n_i + n_{agg} = 0.292 \text{ mol}$$

$$M_f = \frac{n_{tot}}{V} = \frac{0.292 \text{ mol}}{0.10000 \text{ L}} = 2.92 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$KOH_{(aq)} \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \quad [OH^-] = [KOH]_i = 2.92 \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log(2.92) = -0.466 \quad pH = 14 - pOH = 14.466$$

Esempio: Calcolare il pH di una soluzione di acido benzoico, C_6H_5COOH , 0.180 M. La costante di dissociazione acida per questo acido vale $6.46 \cdot 10^{-5}$.

[]	$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
I	0.180 M		-	$[H_3O^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	$0.180 - x \approx 0.180$		x	$\approx x$

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$6.46 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0.180}$$

$$x = 3.41 \cdot 10^{-3} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 2.47$$

Approssimazione: $x \ll 0.180$

OK!