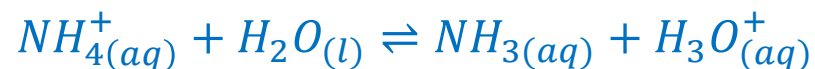


Esercizio 15: Calcolare quale concentrazione molare debba avere una soluzione di cloruro di ammonio perchè il suo pH sia pari a 4.53. Per l'ammoniaca: $K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$.



[]	$NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
I	C_s		-	$[H_3O^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	$C_s - x$		x	$\approx x$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1.79 \cdot 10^{-5}} = 5.59 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} \quad pH = 4.53$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 2.95 \cdot 10^{-5} = x$$

$$K_a = \frac{x^2}{C_s - x} = \frac{(2.95 \cdot 10^{-5})^2}{C_s - 2.95 \cdot 10^{-5}} = 5.59 \cdot 10^{-10}$$

$$C_s = 0.642 \text{ M}$$

Esercizio 16: Il pH di una soluzione 0.300 M del sale BHCl, derivato dalla base debole B, è 4.875. Calcolare la costante di dissociazione della base debole B.



[]	$BH^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons B_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
I	0.300		-	$[H_3O^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	0.300		$x=1.33 \cdot 10^{-5}$	$1.33 \cdot 10^{-5}$

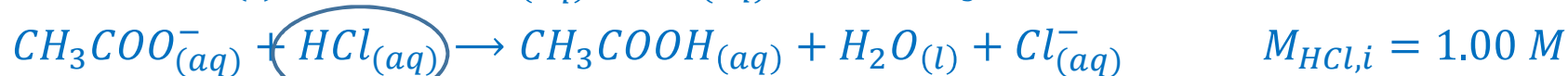
$$pH = 4.875 \quad [H_3O^+] = 10^{-4.875} = 1.33 \cdot 10^{-5} \text{ M} = x = [B]_{eq}$$

$$[BH^+]_{eq} = 0.300 - x = 0.300 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[BH^+]} = \frac{(1.33 \cdot 10^{-5})^2}{0.300} = 5.93 \cdot 10^{-11}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{5.93 \cdot 10^{-11}} = 1.69 \cdot 10^{-4}$$

Esercizio 17: Calcolare quanti mL di acido cloridrico 1.00 M è necessario aggiungere ad una soluzione di acetato di sodio 0.233 M, preparata in modo che il volume finale sia pari a 500 mL, per ottenere una soluzione tampone a pH 5.00. Per l'acido acetico, $K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}$.



reagente limitante

$$V_{tot} = 500 \text{ mL} = 0.500 L$$

Soluzione tampone: CH_3COOH e CH_3COO^- contemporaneamente presenti in soluzione

[]	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
E	C_a		C_b	10^{-pH} $= 1.0 \cdot 10^{-5}$

$$pH = 5.00$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$= 1.0 \cdot 10^{-5} M$$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = 1.76 \cdot 10^{-5} = \frac{C_b \cdot 1.0 \cdot 10^{-5}}{C_a} \Rightarrow \boxed{\frac{C_b}{C_a} = 1.76}$$

CH_3COOH è ottenuto dalla reazione con $HCl \Rightarrow [CH_3COOH]_i = M_{HCl} = C_a$

$$[CH_3COO^-]_{eq} = C_b = [CH_3COO^-]_i - C_a \longrightarrow \text{(consumato nella reazione con HCl)}$$

$$\boxed{C_b = 0.233 - C_a}$$

$$C_a = 8.44 \cdot 10^{-2} M$$

$$C_b = 0.149 M$$

$$M_{HCl,f} = 8.44 \cdot 10^{-2} M$$

$$V_i M_{HCl,i} = V_f M_{HCl,f}$$

$$V_i = \frac{500 \text{ mL} \cdot 8.44 \cdot 10^{-2} M}{1.00 M} = 4.22 \text{ mL}$$

Esercizio 18: L'aspirina è un acido debole con pK_a di 3.4. Calcolare il rapporto tra la concentrazione della base coniugata e quella dell'acido (a) nel sangue, il cui pH è pari a 7.4, e (b) nello stomaco il cui pH è pari a 1.4.

HAsp = aspirina (forma acida)

Asp⁻ = base coniugata dell'aspirina (forma basica)

[]	$HAsp_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Asp_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$			
E	C_a		C_a	$4.0 \cdot 10^{-8}$

a) pH = 7.4

$$[H_3O^+]_{eq} = 10^{-7.4} = 4.0 \cdot 10^{-8} M$$

$$pK_a = 3.4 \quad K_a = \frac{[Asp^-] \cdot [H_3O^+]}{[HAsp]} = 10^{-pK_a} = 4.0 \cdot 10^{-4} = \frac{C_b}{C_a} \cdot 4.0 \cdot 10^{-8}$$

$$\frac{C_b}{C_a} = 1.0 \cdot 10^4 = \frac{[HAsp]}{[Asp^-]}$$

Nel sangue, a pH alto, la concentrazione della forma basica è maggiore rispetto alla concentrazione della forma acida.

[]	$HAsp_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Asp_{(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+$			
E	C_a		C_a	$4.0 \cdot 10^{-2}$

b) pH = 1.4

$$[H_3O^+]_{eq} = 10^{-1.4} = 4.0 \cdot 10^{-2} M$$

$$K_a = \frac{[Asp^-] \cdot [H_3O^+]}{[HAsp]} = \frac{C_b}{C_a} \cdot 4.0 \cdot 10^{-2} = 4.0 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{C_b}{C_a} = 1.0 \cdot 10^{-2} = \frac{[HAsp]}{[Asp^-]}$$

Nello stomaco, a pH basso, la concentrazione della forma acida è maggiore rispetto alla concentrazione della forma basica.

Esercizio 19: Calcolare il pH delle seguenti soluzioni: (a) soluzione di HCOOH 0.50 M ($K_a = 2.1 \cdot 10^{-4}$);

[]	$\text{HCOOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HCOO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
I	0.50 M		-	$[\text{H}_3\text{O}^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	≈ 0.50		x	$\approx x$

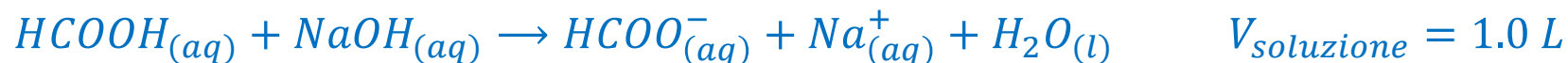
$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} =$$

$$= 2.1 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0.50}$$

$$x = 0.010 \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = 1.99$$

(b) soluzione preparata miscelando 1.0 L di soluzione (a) con 0.10 moli di NaOH (si trascuri la variazione di volume).



$$[\text{HCOOH}]_i = 0.50 \text{ M} \quad n_{\text{HCOOH},i} = V \cdot M = 0.50 \text{ mol} \quad n_{\text{NaOH}} = 0.10 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCOOH},\text{residue}} = 0.40 \text{ mol} \quad n_{\text{HCOO}^-,\text{formate}} = 0.10 \text{ mol} \quad \text{SOLUZIONE TAMPONE}$$

[]	$\text{HCOOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HCOO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$			
I	0.40 M		0.10 M	$[\text{H}_3\text{O}^+]_w$
C	-x		+x	+x
E	≈ 0.40		≈ 0.10	$[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$

$$[\text{HCOOH}] = 0.40 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCOO}^-] = 0.10 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} =$$

$$= 2.1 \cdot 10^{-4} \frac{0.40}{0.10} = 8.4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 3.08$$

Esercizio 20: Calcolare la massa di nitrato di ammonio che bisogna aggiungere a 250 mL di soluzione di ammoniaca 0.90 M per ottenere una soluzione tampone a pH = 9.10 ($K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$).



$$[\text{NH}_3] = 0.90 \text{ M}$$

[]	$\text{NH}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$			
I				
C				
E	$\approx 0.90 \text{ M}$		$[\text{NH}_4^+]$	$1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

$$\text{pH} = 9.10$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 4.90$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 0.90}{1.3 \cdot 10^{-5}} = 1.2 \text{ M}$$

$$V = 250 \text{ mL} = 0.250 \text{ L}$$

$$n_{\text{NH}_4^+} = [\text{NH}_4^+] \cdot V = 1.2 \text{ M} \cdot 0.250 \text{ L} = 0.31 \text{ mol}$$



$$MM = 80.06 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = n \cdot MM = 25 \text{ g}$$

Esercizio 21: Calcolare il pH di una soluzione tampone contenente HF 1.0 M + NaF 0.80 M (a) prima e (b) dopo l'aggiunta a 1.0 L di soluzione tampone di 0.020 mol di acido clorico ($K_a(\text{HF}) = 3.5 \cdot 10^{-4}$) (si trascuri la variazione di volume).



[]	$\text{HF}_{(aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{F}_{(aq)}^-$	$+$	$\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+$
I							
C							
E	1.0 M				0.80 M		$[\text{H}_3\text{O}^+]$

SOLUZIONE TAMPONE

$$K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = 3.5 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.5 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]} =$$

$$= 3.5 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{1.0}{0.80} = 4.4 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.35$$



$$n_{\text{F}^-,i} = [\text{F}^-] \cdot V = 0.80 \text{ mol} \quad n_{\text{HF},i} = 1.0 \text{ mol}$$

$$n_{\text{F}^-,f} = n_{\text{F}^-,i} - n_{\text{HClO}_3} = 0.78 \text{ mol} \quad n_{\text{HF},f} = n_{\text{HF},i} + n_{\text{HClO}_3} = 1.02 \text{ mol}$$

[]	$\text{HF}_{(aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{F}_{(aq)}^-$	$+$	$\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+$
I							
C							
E	1.02 M				0.78 M		$[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$[\text{F}^-] = 0.78 \text{ M} \quad [\text{HF}] = 1.02 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.5 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{1.02}{0.78} =$$

$$= 4.6 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.34$$