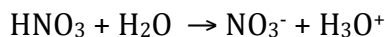


Calcolo del pH di soluzioni di acidi forti e basi forti e di acidi deboli e basi deboli.

1) Il pH di una soluzione acquosa di HNO_3 è 0,3. Calcolare la concentrazione iniziale di HNO_3 .

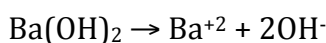
L'acido nitrico HNO_3 è un acido forte quindi in soluzione acquosa è completamente dissociato:



Quindi $\text{pH} = -\log C_a$ $C_a = 10^{-\text{pH}} = 10^{-0,3} = 0,5 \text{ mol/l}$

2) 0,5 litri di una soluzione acquosa contengono disciolti 0,8 grammi di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (p. f. = 171,3). Calcolare il pH della soluzione.

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ è una base forte completamente dissociata in acqua



Il numero di moli di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ è $n = \frac{0,8}{171,3} = 4,7 \cdot 10^{-3}$ $C_b = \frac{4,7 \cdot 10^{-3}}{0,5} = 9,34 \cdot 10^{-3}$

$$[\text{OH}^-] = 2C_b = 1,87 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 1,73 \quad \text{quindi} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,27$$

3) Calcolare il pH di una soluzione $1,00 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ di NaOH .

NaOH è una base forte completamente dissociata in acqua, ma in questo caso $C_b < 10^{-6}$ quindi non si può trascurare la dissociazione dell'acqua è applicare la formula approssimata per il calcolo del pH. E' necessario risolvere la seguente equazione che deriva dalla condizione di elettroneutralità:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} + C_b$$

$$[\text{OH}^-]^2 - 1,00 \cdot 10^{-7} [\text{OH}^-] - 1,00 \cdot 10^{-14} = 0$$

$$[\text{OH}^-] = 1,12 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} \quad \text{pOH} = 6,95 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 7,05$$

4) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 150 ml di una soluzione di HCl a $\text{pH}=3$ con 200 ml di una soluzione di HCl a $\text{pH}=2$ (Si considerino i volumi additivi)

Nella prima soluzione che ha $\text{pH}=3$ la concentrazione di H_3O^+ è

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ M} \quad \text{quindi le moli di HCl sono:}$$

$$n_1 = 10^{-3} \cdot 0,150 = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moli}$$

analogamente per la seconda soluzione che ha $\text{pH}=2$ la concentrazione di H_3O^+ è

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ M} \quad \text{quindi le moli di HCl sono:}$$

$$n_2 = 10^{-2} \cdot 0,200 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

Si hanno complessivamente $1,5 \cdot 10^{-4} + 2,0 \cdot 10^{-3} = 2,15 \cdot 10^{-3}$ moli di HCl in un volume totale di 350 ml. La concentrazione di HCl nella soluzione finale sarà

$$C_a = \frac{2,15 \cdot 10^{-3}}{0,350} = 6,14 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Quindi } [H_3O^+] = C_a \quad pH = -\log(6,14 \cdot 10^{-3}) = 2,21$$

5) Un campione di 625 ml di una soluzione acquosa contenente 0,275 moli di acido propionico CH_3CH_2COOH ha $pH = 2,62$. Calcolare il K_a dell'acido.

Si calcola la concentrazione analitica molare dell'acido C_a :

$$C_a = \frac{0,275}{0,625} = 0,44 \text{ mol/l}$$

Dal pH si può ricavare la concentrazione molare di H_3O^+ :

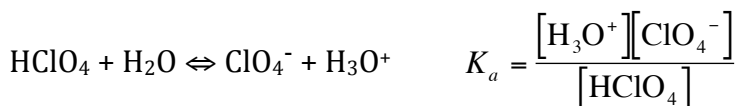
$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,62} = 0,0024 \text{ mol/l}$$

applicando la formula approssimata per calcolare la concentrazione degli ioni H_3O^+ in una soluzione di un acido debole $[H_3O^+] = \sqrt{K_a C_a}$ si ricava il valore della costante K_a

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} = \frac{(0,0024)^2}{0,44} = 1,3 \cdot 10^{-5}$$

6) Qual è il pH di una soluzione 0,55 M di $HClO_4$? ($K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$)

In questo caso non si può applicare la formula approssimata per calcolare la concentrazione degli ioni H_3O^+ in una soluzione di un acido debole perché la costante di ionizzazione dell'acido K_a non è $< 10^{-3}$ quindi:



a) condizione di elettroneutralità $[H_3O^+] = [ClO_4^-] + [OH^-]$

b) bilancio delle masse $C_a = [ClO_4^-] + [HClO_4]$

Visto che $C_a > 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ $[ClO_4^-] \gg [OH^-]$ quindi a) diventa $[H_3O^+] \approx [ClO_4^-]$

e b) diventa $[HClO_4] = C_a - [H_3O^+]$ sostituendo tali espressioni nella K_a :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a - [H_3O^+]} = 1,1 \cdot 10^{-2} \quad [H_3O^+]^2 + K_a[H_3O^+] - K_a C_a = 0$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_a}}{2} = 0,072$$

$$\text{pH} = -\log(0,072) = 1,14$$

7) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 ml di una soluzione acquosa di acido acetico (CH_3COOH) 0,1 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) con 200 ml di soluzione acquosa di HCl 0,01 M. (Si considerino i volumi additivi)

Prima si calcola la concentrazione di H_3O^+ che deriva dalla dissociazione dell'acido forte:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$$

Da 200 ml di una soluzione acquosa di HCl 0,01 si ottengono le seguenti moli di HCl

$$n_{\text{HCl}} = 0,01 \cdot 0,2 = 0,002 \text{ moli}$$

quindi la concentrazione di HCl nella soluzione ottenuta dal mescolamento delle due soluzioni con un volume finale di 300 ml è

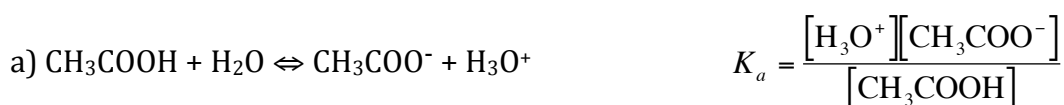
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = \frac{0,002}{0,3} = 0,0067 \text{ mol/l}$$

Ora si calcola concentrazione analitica C_a nell'acido acetico considerando che le moli di acido acetico contenute in 100ml di soluzione 0,02 M sono $n_{\text{ac,acetico}} = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01$ moli

Quindi nella soluzione ottenuta dal mescolamento delle due soluzioni con un volume finale di 300 ml

$$C_a = \frac{0,01}{0,3} = 0,033 \text{ mol/l}$$

L'acido acetico dà la seguente dissociazione acida:



Si costruisce la tabella relativa all'equilibrio a) considerando che all'inizio in soluzione oltre alla concentrazione analitica C_a dell'acido acetico si ha una concentrazione di H_3O^+ uguale alla concentrazione di HCl (acido forte, completamente dissociato)

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
inizio	0,033	-	0,0067
equilibrio	$0,033-x$	x	$0,0067+x$

Si indica con x la concentrazione di ioni CH_3COO^- che si formano e quindi anche di ioni H_3O^+

Sostituendo nell'espressione del K_a si calcola x:

$$K_a = \frac{x(0,0067 + x)}{0,033 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

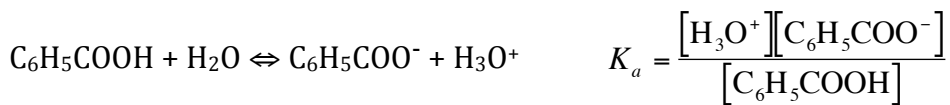
$$x = 8,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0067 + x = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log(6,8 \cdot 10^{-3}) = 2,17$$

8) Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione acquosa di acido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) 0,1M. ($K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$)

L'acido benzoico in acqua subisce la seguente dissociazione:



Si costruisce la tabella relativa all'equilibrio considerando il grado di dissociazione:

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	H_3O^+
inizio	C_a	-	-
equilibrio	$C_a - \alpha C_a$	αC_a	αC_a

$C_a = 0,1\text{M}$ quindi:

$$K_a = \frac{\alpha C_a \cdot \alpha C_a}{C_a - \alpha C_a} = 6,3 \cdot 10^{-5} \quad K_a = \frac{\alpha^2 C_a}{1 - \alpha} = 6,3 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{0,1\alpha^2}{1 - \alpha} = 6,3 \cdot 10^{-5} \quad \text{risolvendo l'equazione di secondo grado } \alpha = 0,025$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha C_a = 0,025 \cdot 0,1 = 0,0025 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log(0,0025) = 2,6$$