

ESERCIZI pH – SOLUZIONI

1. Una soluzione contiene 3,6 g di LiOH (PM = 23,9 g/mole). Calcolare il pH di questa soluzione [13,3]
2. Calcolare il pH di una soluzione preparata con 10,85 ml di HCl (PM = 36,46 g/mole) al 20,4% p/p con densità $d = 1,100$ g/ml, portati a 0,5 litri con acqua [0,873]
3. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 15 ml di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,12 M con 10 ml di NaOH 0,15 M [13,31]
4. Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione 0,2 M di acido barbiturico se la costante di dissociazione acida K_a è pari a $9,8 \cdot 10^{-5}$ [2,35 – $2,2 \cdot 10^{-2}$]
5. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 100 ml di una soluzione 0,7 M di papaverina a 300 ml con acqua ($K_b = 2,51 \cdot 10^{-8}$) [9,88]
6. Calcolare quanti ml di acido o-clorofenilacetico 6 M occorrono per preparare 1 litro di soluzione avente $\text{pH} = 3,15$ ($K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$) [1,3]
7. Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione $2 \cdot 10^{-2}$ M di acido ascorbico ($K_{a1} = 8 \cdot 10^{-5}$ $K_{a2} = 1,6 \cdot 10^{-12}$) [2,9 – $1,9 \cdot 10^{-2}$ – $1,2 \cdot 10^{-3}$ – $1,4 \cdot 10^{-12}$]
8. Calcolare quale deve essere la concentrazione di una soluzione di acido tellurico H_2TeO_4 perché il pH sia 4 ($K_{a1} = 2 \cdot 10^{-8}$ $K_{a2} = 6 \cdot 10^{-12}$) [0,50]
9. Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie in una soluzione di H_2SO_4 ottenuta diluendo 10 ml di una soluzione al 70% in peso $d = 1,61$ g/ml a 1 litro ($K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$) [0,82 – 0,107 – $8,4 \cdot 10^{-3}$]
10. Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione 0,3 M di acido lutidinico se $K_a = 7 \cdot 10^{-5}$ [2,34 – $1,5 \cdot 10^{-2}$]
11. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 150 ml di una soluzione 1,2 M di piridina a 500 ml con acqua ($K_b = 2,3 \cdot 10^{-9}$) [9,46]
12. Calcolare quanti ml di acido p-cianoferrossiacetico ($K_a = 1,2 \cdot 10^{-5}$) 2 M occorrono per preparare 1 litro di soluzione avente $\text{pH} = 3,2$ [16,5]
13. Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione $3 \cdot 10^{-2}$ M di acido aspartico ($K_{a1} = 1,4 \cdot 10^{-5}$ $K_{a2} = 1,5 \cdot 10^{-10}$) [3,2 – $2,95 \cdot 10^{-2}$ – $6,3 \cdot 10^{-4}$ – $1,5 \cdot 10^{-10}$]
14. Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione 0,3 M di m-nitroanilina per la quale $K_b = 2,3 \cdot 10^{-7}$ [10,42 – $8,7 \cdot 10^{-4}$]
15. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 34 ml di HNO_3 (PM = 63 g/mole) al 20% p/p $d = 1,115$ g/ml a 1,2 litri con acqua [1,00]
16. Determinare il pH e il grado di dissociazione per una soluzione al 6% p/p di acido acetico (PM = 60 g/mole) sapendo che questa soluzione ha densità $d = 1,007$ g/ml e che l'acido acetico ha una $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ [2,38 – $4,2 \cdot 10^{-3}$]
17. A 120 ml di acido ipocloroso HClO 0,34 M si aggiungono 2 g di HClO puro (PM = 52 g/mole). Sapendo che l'HClO ha una $K_a = 2,95 \cdot 10^{-8}$ calcolare il pH e la concentrazione della specie ClO^- presente in soluzione [3,85 – $1,4 \cdot 10^{-4}$]

PROBLEMA 1

$$\frac{3,6}{23,9} = 0,15 \text{ moli di LiOH} \quad \frac{0,15}{0,75} = 0,2 \text{ M soluzione di LiOH}$$

LiOH è una base forte pertanto $[\text{OH}^-] = M = 0,2$

$$\text{pOH} = 0,689 \quad \text{pH} = 13,3$$

PROBLEMA 2

$$1,1 \cdot 10,85 \cdot \frac{20,4}{100} = 2,43 \text{ g/l di HCl puro} \quad \frac{2,43}{36,36} = 6,7 \cdot 10^{-2} \text{ moli di HCl}$$

$$\frac{6,7 \cdot 10^{-2}}{0,5} = 0,134 \text{ M di HCl che è un acido forte pertanto } [\text{H}^+] = M = 0,134 \quad \text{pH} = 0,873$$

PROBLEMA 3

$\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ sono entrambe basi forti

$n^\circ \text{ moli} = M \cdot V(\text{litri})$

$$[\text{OH}^-] = \frac{2 \cdot (0,12 \cdot 15 \cdot 10^{-3}) + (0,15 \cdot 10 \cdot 10^{-3})}{(10+15) \cdot 10^{-3}} = 0,204 \quad \text{pOH} = 0,69 \quad \text{pH} = 13,31$$

PROBLEMA 4

Acido barbiturico = HA $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$ acido debole

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{9,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 4,4 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = 2,35$$

Si indica con α il grado di dissociazione:

$$\alpha = \frac{\text{moli dissociate}}{\text{moli totali}} \quad \text{moli dissociate} = [\text{H}^+] = [\text{A}^-] \quad \text{moli totali} = (\text{iniziali} - \text{dissociate}) = M - [\text{A}^-] = M$$

essendo trascurabili le moli dissociate $[\text{A}^-]$

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{M} = \frac{4,4 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ grado di dissociazione}$$

PROBLEMA 5

Papaverina = B $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$ base debole secondo Brønsted

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0,7 \cdot 100}{300} = 0,233 \text{ M soluzione diluita di papaverina}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b} = \sqrt{2,51 \cdot 10^{-8} \cdot 0,233} = 7,6 \cdot 10^{-5} \quad \text{pOH} = 4,12 \quad \text{pH} = 9,88$$

PROBLEMA 6

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,15} = 7,1 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} \quad [\text{H}^+]^2 = K_a \cdot C_a \quad C_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{K_a} = \frac{(7,1 \cdot 10^{-4})^2}{6,5 \cdot 10^{-5}} = 7,8 \cdot 10^{-3} \text{ M della soluzione}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{M_1} = \frac{7,8 \cdot 10^{-3} \cdot 1000}{6} = 1,3 \text{ ml di o-clorofenilacetico necessari}$$

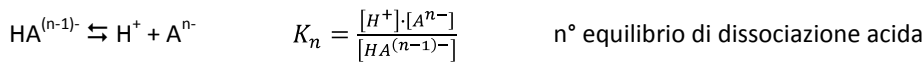
PROBLEMA 7

Si definiscono le frazioni molari α delle specie presenti in soluzione per un generico acido n-protico H_nA :

$$\text{H}_n\text{A} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_{(n-1)}\text{A}^- \quad K_{a1} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_{(n-1)}\text{A}^-]}{[\text{H}_n\text{A}]} \quad 1^\circ \text{ equilibrio di dissociazione acida}$$

$$\text{H}_{(n-1)}\text{A}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_{(n-2)}\text{A}^{2-} \quad K_{a2} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_{(n-2)}\text{A}^{2-}]}{[\text{H}_{(n-1)}\text{A}^-]} \quad 2^\circ \text{ equilibrio di dissociazione acida}$$

...ecc. fino all'ultimo equilibrio di dissociazione



$$\alpha_0 = \frac{[H_n A]}{M} \quad [H_n A] = \alpha_0 \cdot M \quad \text{specie maggiormente protonata}$$

$$\alpha_1 = \frac{[H_{(n-1)} A^-]}{M} \quad [H_{(n-1)} A^-] = \alpha_1 \cdot M$$

...ecc.

$$\alpha_n = \frac{[HA^{(n-1)}]}{M} \quad [HA^{(n-1)}] = \alpha_n \cdot M \quad \text{specie maggiormente deprotonata}$$

Per il calcolo delle α si definisce un polinomio D comune a tutte le specie:

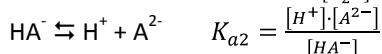
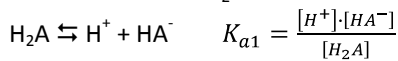
$$D = [H^+]^n + K_{a1} \cdot [H^+]^{(n-1)} + K_{a1} \cdot K_{a2} \cdot [H^+]^{(n-2)} + \dots + (K_{a1} \cdot K_{a2} \cdot \dots \cdot K_{an})$$

$$\alpha_0 = \frac{[H^+]^n}{D} \quad \alpha_1 = \frac{K_{a1} \cdot [H^+]^{(n-1)}}{D} \quad \alpha_2 = \frac{K_{a1} \cdot K_{a2} \cdot [H^+]^{(n-2)}}{D} \quad \dots \quad \alpha_n = \frac{K_{a1} \cdot K_{a2} \cdot \dots \cdot K_{an}}{D}$$

Con queste equazioni, al variare del pH, si possono calcolare le frazioni molari delle singole specie presenti in soluzione e quindi le concentrazioni delle specie stesse per un acido n-protico generico.

Nel caso specifico dell'acido ascorbico:

Acido ascorbico = H_2A



Per il calcolo del pH si considera solo il 1° equilibrio di dissociazione, trascurando il 2° visto il valore di K_{a2} :

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} \cdot C_a} = \sqrt{8 \cdot 10^{-5} \cdot 2 \cdot 10^{-2}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = 2,9$$

Si procede quindi al calcolo delle specie a tale valore di pH:

$$D = [H^+]^2 + K_{a1} \cdot [H^+] + (K_{a1} \cdot K_{a2})$$

$$D = (1,3 \cdot 10^{-3})^2 + (8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,3 \cdot 10^{-3}) + (8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,6 \cdot 10^{-12}) = 1,8 \cdot 10^{-6}$$

$$\alpha_0 = \frac{[H^+]^2}{D} = \frac{(1,3 \cdot 10^{-3})^2}{1,8 \cdot 10^{-6}} = 0,94 \quad [H_2A] = \alpha_0 \cdot M = 0,94 \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 1,9 \cdot 10^{-2} M$$

$$\alpha_1 = \frac{K_{a1} \cdot [H^+]}{D} = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 8 \cdot 10^{-5}}{1,8 \cdot 10^{-6}} = 0,058 \quad [HA^-] = \alpha_1 \cdot M = 0,058 \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 1,2 \cdot 10^{-3} M$$

$$\alpha_2 = \frac{(K_{a1} \cdot K_{a2})}{D} = \frac{8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,6 \cdot 10^{-12}}{1,8 \cdot 10^{-6}} = 7,1 \cdot 10^{-11} \quad [A^{2-}] = \alpha_2 \cdot M = 7,1 \cdot 10^{-11} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-12} M$$

PROBLEMA 8

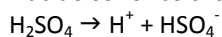
$H_2TeO_4 \rightleftharpoons H^+ + HTeO_4^-$ viste le K di dissociazione acida si considera solo il 1° equilibrio

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} \cdot C_a} \quad [H^+]^2 = K_{a1} \cdot C_a \quad C_a = \frac{[H^+]^2}{K_{a1}} = \frac{(10^{-4})^2}{2 \cdot 10^{-8}} = 0,50 M \quad \text{della soluzione di } H_2TeO_4$$

PROBLEMA 9

L'acido solforico si considera forte nella prima dissociazione, debole nella seconda:



$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$ a cui compete la K_s indicata dal testo del problema

$$1,61 \cdot 1000 \cdot \frac{70}{100} = 1127 g/l \text{ di } H_2SO_4 \text{ puro} \quad \frac{1127}{98} = 11,5 M \text{ della soluzione concentrata di } H_2SO_4$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{11,5 \cdot 10}{1000} = 0,115 M \text{ della soluzione diluita di } H_2SO_4$$

$$[H^+]_{tot} = [H^+]_{1 \text{ dissoc.}} + [H^+]_{2 \text{ dissoc.}} \quad \text{in modo approssimato}$$

$$[H^+]_{tot} = 0,115 + \sqrt{1,2 \cdot 10^{-2} \cdot 0,115} = 0,152 \quad \text{pH} = 0,82$$

Per il calcolo delle specie presenti in soluzione a tale valore di pH si considera solo l'equilibrio di dissociazione di HSO_4^- in SO_4^{2-} :

$$D = [H^+] + K_a$$

$$D = 0,152 + 1,2 \cdot 10^{-2} = 0,164$$

$$\alpha_0 = \frac{[H^+]}{D} = \frac{0,152}{0,164} = 0,927 \quad [HSO_4^-] = \alpha_0 \cdot M = 0,927 \cdot 0,115 = 0,107 M$$

$$\alpha_1 = \frac{K_a}{D} = \frac{1,2 \cdot 10^{-2}}{0,164} = 7,3 \cdot 10^{-2} \quad [SO_4^{2-}] = \alpha_1 \cdot M = 7,3 \cdot 10^{-2} \cdot 0,115 = 8,4 \cdot 10^{-3} M$$

PROBLEMA 10

Acido lutidinico = HA

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{7 \cdot 10^{-5} \cdot 0,3} = 4,6 \cdot 10^{-3} \quad \text{pH} = 2,34$$

$$\alpha = \frac{[A^-]}{M} = \frac{4,6 \cdot 10^{-3}}{0,3} = 1,5 \cdot 10^{-2} \quad \text{grado di dissociazione}$$

PROBLEMA 11

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{1,2 \cdot 150}{500} = 0,36 M \quad \text{della soluzione diluita di piridina}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b} = \sqrt{2,3 \cdot 10^{-9} \cdot 0,36} = 2,9 \cdot 10^{-5} \quad \text{pOH} = 4,54 \quad \text{pH} = 9,46$$

PROBLEMA 12

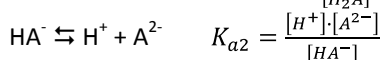
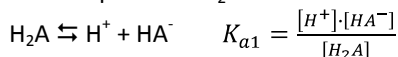
Acido p-cianoverosiacetico = HA $[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,2} = 6,3 \cdot 10^{-4}$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} \quad [H^+]^2 = K_a \cdot C_a \quad C_a = \frac{[H^+]^2}{K_a} = \frac{(6,3 \cdot 10^{-4})^2}{1,2 \cdot 10^{-5}} = 0,033 M$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad V_1 = \frac{M_2 \cdot V_2}{M_1} = \frac{0,033 \cdot 1000}{2} = 16,5 \text{ ml di acido p-cianoverosiacetico}$$

PROBLEMA 13

Acido aspartico = H₂A



Per il calcolo del pH si considera solo il 1° equilibrio di dissociazione, trascurando il 2° visto il valore di K_{a2}:

$$[H^+] = \sqrt{K_{a1} \cdot C_a} = \sqrt{1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 3 \cdot 10^{-2}} = 6,5 \cdot 10^{-4} \quad \text{pH} = 3,2$$

Si procede quindi al calcolo delle specie a tale valore di pH:

$$D = [H^+]^2 + K_{a1} \cdot [H^+] + (K_{a1} \cdot K_{a2})$$

$$D = (6,5 \cdot 10^{-4})^2 + (1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 6,5 \cdot 10^{-4}) + (1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 1,5 \cdot 10^{-10}) = 4,3 \cdot 10^{-7}$$

$$\alpha_0 = \frac{[H^+]^2}{D} = \frac{(6,5 \cdot 10^{-4})^2}{4,3 \cdot 10^{-7}} = 0,983 \quad [H_2A] = \alpha_0 \cdot M = 0,983 \cdot 3 \cdot 10^{-2} = 2,95 \cdot 10^{-2} M$$

$$\alpha_1 = \frac{K_{a1} \cdot [H^+]}{D} = \frac{1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 6,5 \cdot 10^{-4}}{4,3 \cdot 10^{-7}} = 0,021 \quad [HA^-] = \alpha_1 \cdot M = 0,021 \cdot 3 \cdot 10^{-2} = 6,3 \cdot 10^{-4} M$$

$$\alpha_2 = \frac{(K_{a1} \cdot K_{a2})}{D} = \frac{1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 1,5 \cdot 10^{-10}}{4,3 \cdot 10^{-7}} = 4,9 \cdot 10^{-9} \quad [A^{2-}] = \alpha_2 \cdot M = 4,9 \cdot 10^{-9} \cdot 3 \cdot 10^{-2} = 1,5 \cdot 10^{-10} M$$

PROBLEMA 14

m-nitroanilina = B $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ base debole secondo Brønsted

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b} = \sqrt{2,3 \cdot 10^{-7} \cdot 0,3} = 2,6 \cdot 10^{-4} \quad \text{pOH} = 3,58 \quad \text{pH} = 10,42$$

$$\alpha = \frac{[BH^+]}{M} = \frac{2,6 \cdot 10^{-4}}{0,3} = 8,7 \cdot 10^{-4} \quad \text{grado di dissociazione}$$

PROBLEMA 15

$$1,115 \cdot 1000 \cdot \frac{20}{100} = 223 \text{ g/l di HNO}_3 \text{ puro} \quad \frac{223}{63} = 3,54 M \text{ di HNO}_3 \text{ concentrato}$$

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \quad M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{3,54 \cdot 34}{1200} = 0,1 M \text{ della soluzione diluita di HNO}_3$$

Essendo un acido forte: $[H^+] = M = 0,1$ $pH = 1,00$

PROBLEMA 16

$$1,007 \cdot 1000 \cdot \frac{6}{100} = 60,42 \text{ g/l di acido acetico} \quad \frac{60,42}{60} = 1 \text{ M di acido acetico}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 4,2 \cdot 10^{-3} \quad pH = 2,38$$

$$\alpha = \frac{[A^-]}{M} = \frac{4,2 \cdot 10^{-3}}{1} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ grado di dissociazione}$$

PROBLEMA 17

$$\frac{2}{52} = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ moli di HClO aggiunte}$$

$$0,34 \cdot \frac{120}{1000} + 3,8 \cdot 10^{-2} = 7,9 \cdot 10^{-2} \text{ moli totali di HClO} \quad \frac{7,9 \cdot 10^{-2}}{0,12} = 0,658 \text{ M di HClO}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} = \sqrt{2,95 \cdot 10^{-8} \cdot 0,658} = 1,4 \cdot 10^{-4} \quad pH = 3,85$$

$$D = [H^+] + K_a$$

$$D = 1,4 \cdot 10^{-4} + 2,95 \cdot 10^{-8} = 1,4 \cdot 10^{-4}$$

$$\alpha_1 = \frac{K_a}{D} = \frac{2,95 \cdot 10^{-8}}{1,4 \cdot 10^{-4}} = 2,1 \cdot 10^{-4} \quad [ClO^-] = \alpha_1 \cdot M = 2,1 \cdot 10^{-4} \cdot 0,658 = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$