

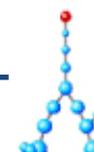
SOLUZIONI TAMPONE



UNIVERSITÀ
DEGLI STUDI
DI TORINO

Analisi dei Medicinali I – Mod. 1

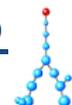
A.A. 2018-2019



DSTF
DIPARTIMENTO DI SCIENZA E
TECNOLOGIA DEL FARMACO
UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI TORINO

Una soluzione tampone è una soluzione che non subisce variazioni di pH quando si aggiungono moderate quantità di acidi o basi oppure quando viene diluita. Essa è **costituita da una miscela di un acido debole e della sua base coniugata o di una base debole e del suo acido coniugato**

Se si mescolano A moli di acido debole con B moli della sua base coniugata, il numero di moli di acido rimane prossimo ad A e il numero di moli della base rimane prossimo a B



Si avrà quindi una soluzione in cui esistono i due equilibri di dissociazione e associazione:



Se a questa soluzione si aggiunge un acido il primo equilibrio si sposta verso la formazione di acido indissociato: \uparrow il numero di moli di HA e \downarrow quello di A^- .
Se a questa soluzione si aggiunge una base il secondo equilibrio si sposta verso la formazione di acido dissociato: \downarrow il numero di moli di HA e \uparrow quello di A^- . (Effetto di acido e base sulla concentrazione di H^+ e OH^-)
Per variazioni moderate della concentrazione di acido e di base il pH varia pochissimo.

CALCOLO DEL pH

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{HA}] = C_a - [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]$$

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

$$[\text{HA}] \approx C_a$$

$$[\text{A}^-] \approx C_b$$

$$K_a \leq 10^{-4} \text{ e } C_a \text{ e } C_b \geq 10^{-2} \text{M}$$



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot C_b}{C_a}$$

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_b} \rightarrow \log[H^+] = \log K_a + \log \frac{C_a}{C_b}$$



$$-\log[H^+] = -\log K_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$



$$pH = pK_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$

Equazione Henderson-Hasselbach

Esercizio n 17

Calcolare il pH di una soluzione preparata aggiungendo 200 mL di una soluzione 0.300 M di acido acetico ($K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}$) a 150.0 mL di una soluzione 0.600 M del suo sale sodico. Come varia il pH per aggiunta di 2.0 mL di NaOH 1 M?

Esercizio n 18

Calcolare il pH di una soluzione preparata da 0.800 L di acido acetico 0.250 M e 0.100 L NaOH 1.00 M. Calcolare di quanto varia il pH in seguito all'aggiunta di 3.00 mL HCl 1.00 M a 100.0 mL di soluzione tampone. La K_a dell'acido acetico è $1.76 \cdot 10^{-5}$.

Esercizio n 19

Disponete di 250.0 mL di una soluzione tampone 1.20 M ammoniacale/cloruro di ammonio; il rapporto tra le concentrazioni di ammoniacale e cloruro di ammonio è 2:1. Che pH ha la soluzione? Come varia il pH della soluzione per aggiunta di 55.0 mL NaOH 2.00 N? (ammoniacale, $K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$)

Esercizio n 20

a) 500 mg di NaOH (P.M. 40) vengono aggiunti a 0.500 L di una soluzione di H_3PO_4 0.0205 M.

Calcolare il pH della soluzione. (K_1 7.11×10^{-3} , K_2 6.30×10^{-8} , K_3 6.31×10^{-13})

b) quanti mL di HCl al 37% (P.M. 36.4, densità 1.20) si devono aggiungere per ottenere un pH di 6.00?

Esercizio n21

Calcolare il pH e la concentrazione delle specie ioniche in una soluzione 0,150M di acido fosforico (H_3PO_4).

Le costanti di dissociazioni sono: $K_1 = 7,52 \cdot 10^{-3}$; $K_2 = 6,23 \cdot 10^{-8}$;
 $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$.

Esercizio n 22

Calcolare il pH della soluzione che si forma quando 35mL di acido formico 0.20M vengono:

- a) Diluiti fino a 50mL con H₂O;
- b) Miscelati con 20mL di NaOH 0.35M;
- c) Miscelati con 40mL di formiato di sodio 0.20M.

$$K_a = 1.80 \cdot 10^{-4}$$

Esercizio n23

Calcolare quale concentrazione dovrebbe avere una soluzione di NH_3 per avere un pH pari a 11,04.

$$K_b = 1,79 \cdot 10^{-5}$$