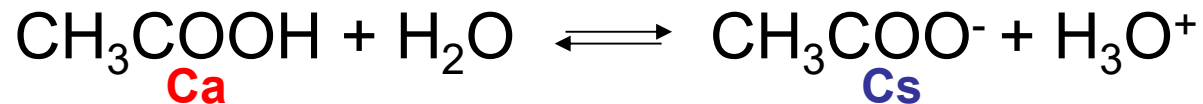


# **SOLUZIONI TAMPONE**

## Soluzioni tampone

Soluzioni in grado di mantenere inalterato il pH in seguito alla **diluizione** e all'aggiunta di moderate quantità di **acido** (o **base**) forte. Sono costituite da un acido (o una base) debole e da un suo sale in quantità paragonabili



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

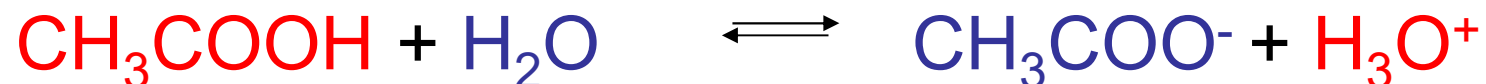
$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

**Equazione di  
Henderson-Hasselbach**

## Soluzione Tampone:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.18 \text{ M}$$



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a [\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.18}$$

$$\text{pH} = 5.0$$

- **soluzione di  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ M}$**

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{0.1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [(1.8 \times 10^{-5}) \times 0.1]^{1/2} = 1.34 \times 10^{-3} \quad \text{pH} = 2.87$$

- **soluzione di  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.18 \text{ M}$**

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{x^2}{0.18}$$

$$[\text{OH}^-] = [(5.6 \times 10^{-10}) \times 0.18]^{1/2} = 1.0 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-9} \quad \text{pH} = 9$$

# Capacità tamponante

- Concentrazione
- Rapporto acido / base

Efficacia massima: [acido] = [base]

Intervallo:  $0.1 < [\text{acido}]/[\text{base}] < 10$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_a [\text{acido}]}{[\text{base}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{acido}]}{[\text{base}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log 10 = \text{p}K_a - 1$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log 1/10 = \text{p}K_a + \log 10 = \text{p}K_a + 1$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$$

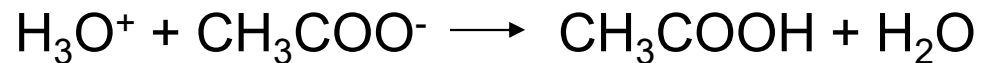
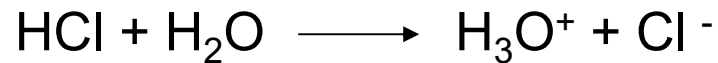
• **diluizione** **[CH<sub>3</sub>COOH] 0.1 M / [CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>] 0.18 M**

1:10 [CH<sub>3</sub>COOH] = 0.01M; [CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>] = 0.018M

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.01}{0.018} \cdot 1.8 \times 10^{-5} = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

**pH = 5.0**

• **piccola aggiunta di acido forte** 0.01 moli di HCl

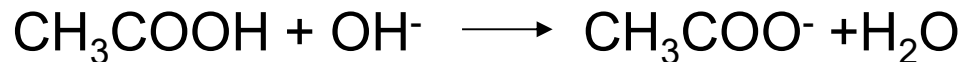


[CH<sub>3</sub>COOH] = 0.11 [CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>] = 0.17

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.11}{0.17} \cdot 1.8 \times 10^{-5} = 1.16 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

**pH = 4.9**

• **piccola aggiunta di base forte** 0.01 moli di NaOH



[CH<sub>3</sub>COOH] = 0.09 [CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>] = 0.19

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.09}{0.19} \cdot 1.8 \times 10^{-5} = 0.85 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

**pH = 5.06**

# TAMPONI FISIOLGICI

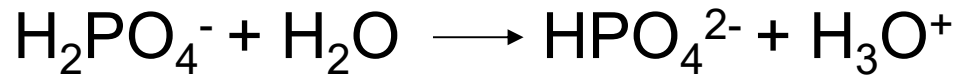
- Diidrogeno fosfato / idrogeno fosfato  $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$
- Acido carbonico / idrogenocarbonato  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$
- Proteine / anioni proteinato

## pH sangue: 7.41

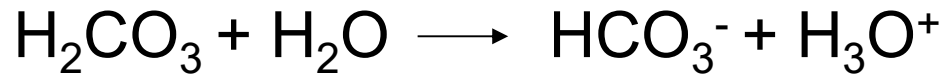
pH < 7.38: acidosi; pH < 7: morte

pH > 7.45: alcalosi; pH > 7.8: morte

**Tampone**:  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$   $K_a = 6.3 \times 10^{-8}$ ;  $\text{p}K_a = 7.2$



**Tampone**:  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$   $\text{p}K_a = 6.1$



pH: 7.4:  $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 1.2 - 1.4 \text{ meq/dm}^3$ ;  $[\text{HCO}_3^-] = 24 - 28 \text{ meq/dm}^3$

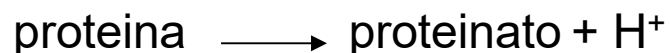
**Respirazione polmonare**:  $[\text{CO}_2]$



**Funzione renale**:  $[\text{HCO}_3^-]$



**Tampone**: proteina/proteinato





## Esercizi

1. Calcolare il pH di una soluzione che contiene  $0.320 \text{ mol/dm}^3$  di  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1.85 \times 10^{-5}$ ) e  $0.210 \text{ mol/dm}^3$  di  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
2. Si calcoli in quale rapporto devono essere le concentrazioni di  $\text{CH}_3\text{COOK}$  e  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ) per avere una soluzione tampone a  $\text{pH} = 5.50$ .
3. Calcolare quanti grammi di cloruro di ammonio occorre sciogliere in  $100 \text{ cm}^3$  di una soluzione  $0.150 \text{ M}$  di ammoniaca ( $K_b = 1.85 \times 10^{-5}$ ) per ottenere una soluzione tampone a  $\text{pH} = 9.50$ . Il volume della soluzione dopo l'aggiunta del sale è ancora  $100 \text{ cm}^3$ .
4. In  $250 \text{ cm}^3$  di una soluzione di ammoniaca  $0.022 \text{ M}$  ( $K_b = 1.85 \times 10^{-5}$ ) è sciolto  $\text{HCl}$  gassoso fino ad ottenere una soluzione a  $\text{pH} = 8.80$ . Calcolare il volume di  $\text{HCl}$  gassoso (misurato alle c.n.).
5.  $30 \text{ cm}^3$  di  $\text{HCl}$   $0.151 \text{ M}$  sono aggiunti a  $125 \text{ cm}^3$  di una soluzione  $0.225 \text{ M}$  in  $\text{CH}_3\text{COONa}$  e  $0.202 \text{ M}$  in  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ). Calcolare di quanto varia il pH della soluzione per l'aggiunta dell'acido. Calcolare inoltre di quanto varia il pH quando la stessa quantità di  $\text{HCl}$  è aggiunta a  $125 \text{ cm}^3$  di acqua.
6. A  $100 \text{ cm}^3$  di una soluzione  $0.125 \text{ M}$  di acido acetico ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ) e  $0.445 \text{ M}$  di acetato di sodio sono aggiunti  $0.50 \text{ g}$  di idrossido di sodio. Calcolare la variazione di pH. Si trascuri la variazione di volume per l'aggiunta dell'idrossido di sodio.