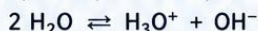


pH E pOH

AUTOPROTOLISI DELL'ACQUA

L'acqua è anfiprotica e può trasferire protoni a sé stessa:



PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA (K_w)

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

In acqua pura:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

CONSEGUENZE

- Se $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumenta, $[\text{OH}^-]$ diminuisce e viceversa
- K_w dipende dalla temperatura

pH E pOH

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

Indica l'acidità della soluzione

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Indica la basicità della soluzione

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w$$

$$\text{a } 25^\circ\text{C, } \text{p}K_w = 14 \Rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

SIGNIFICATO DEL pH

- $\text{pH} < 7 \rightarrow$ soluzione acida
- $\text{pH} = 7 \rightarrow$ soluzione neutra
- $\text{pH} > 7 \rightarrow$ soluzione basica

Ogni unità di pH corrisponde a una variazione di 10 volte di $[\text{H}_3\text{O}^+]$

CALCOLO DEL pH IN SOLUZIONI ACQUOSE

1. ACIDI FORTI

- Ionizzazione completa
- $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx$ concentrazione iniziale

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

Esempio: HCl 0,01 M
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ M}$
 $\text{pH} = 2$

 pH basso (acido)

2. BASI FORTI

- Dissociazione completa
- $[\text{OH}^-] \approx$ concentrazione iniziale

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

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

Esempio: NaOH 0,001 M
 $[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$
 $\text{pOH} = 3 \Rightarrow \text{pH} = 11$

 pH alto (basico)

3. ACIDI DEBOLI

- Ionizzazione parziale
- Dipende da K_a e concentrazione iniziale

Approssimazione:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

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

Esempio: CH_3COOH 0,1 M
 $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$
 $\text{pH} \approx 2,87$

4. BASI DEBOLI

- Protonazione parziale
- Dipende da K_b e concentrazione iniziale

Approssimazione:

$$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{K_b \cdot C_0}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

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

Esempio: NH_3 0,1 M
 $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$
 $\text{pH} \approx 11,13$

5. SOLUZIONI MOLTO DILUITE

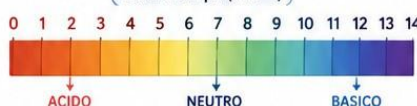
- L'autoprotolisi dell'acqua non è trascurabile
- Il pH tende a 7 (neutralità)



VARIATIONE DEL pH

- 1 unità di pH = variazione di 10 volte di $[\text{H}_3\text{O}^+]$
- 2 unità di pH = variazione di 100 volte

SCALA DEL pH (a 25°C)



EFFETTO DELLA TEMPERATURA

K_w aumenta con la temperatura $\Rightarrow$ $\text{p}K_w$ diminuisce $\Rightarrow$ il pH neutro non è sempre 7

IMPORTANZA BIOLOGICA DEL pH



Influenza l'attività degli enzimi



Condiziona la struttura delle proteine



Regola trasporto ionico e contrazione muscolare



Necessario per trasmissione nervosa



Fondamentale per omeostasi e processi metabolici

MISURA DEL pH

- Indicatori acido-base: viraggio di colore
- pH-metro: misura potenziale elettrico tramite elettrodo di vetro

IN SINTESI

L'acqua si autoprotolizza generando H_3O^+ e OH^-

K_w lega le concentrazioni di H_3O^+ e OH^-

pH e pOH esprimono acidità e basicità

Il pH dipende da acidi, basi e loro concentrazioni

Il pH è essenziale per la vita e le funzioni cellulari