

L'acidità di una soluzione acquosa è espressa dal suo pH

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = K_w$$

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

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

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{p}K_w = -\log K_w = 14,00$$

Noto il pH possiamo calcolare il pOH

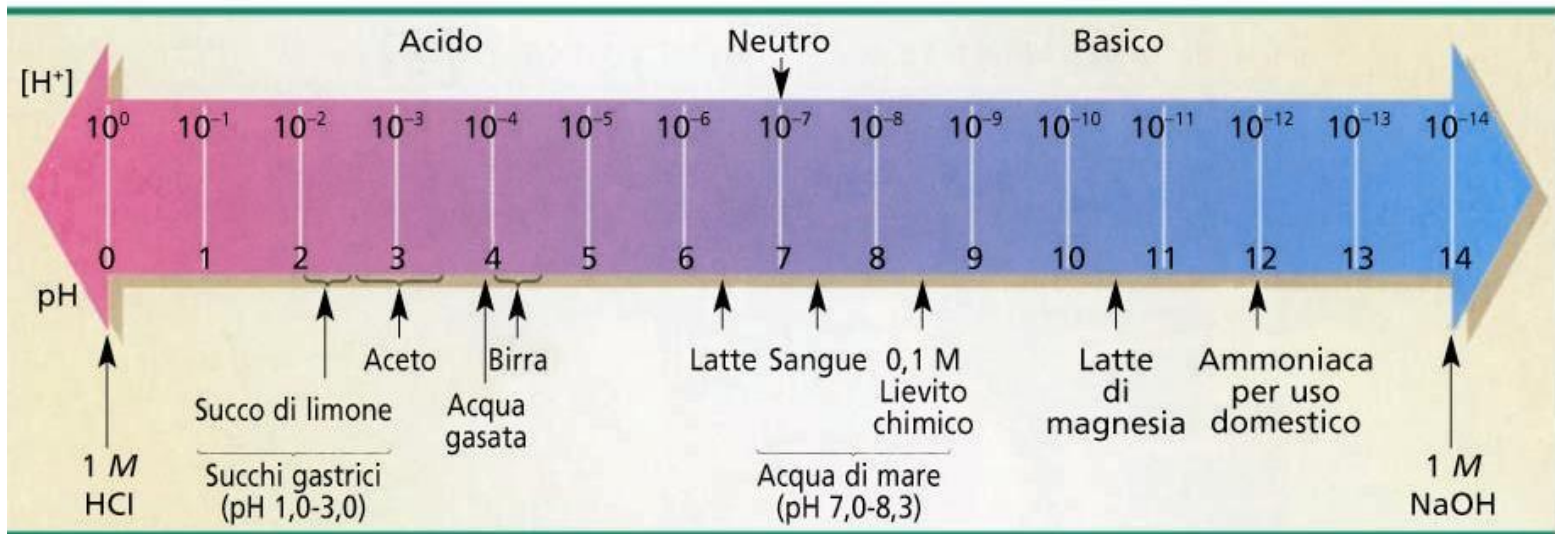
Noto il pOH possiamo calcolare il pH

pH di alcune sostanze comuni

neutro

acido

basico



In una soluzione neutra $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

In una soluzione neutra $\text{pH} = \text{pOH} = 7.00$

In una soluzione acida $\text{pH} < 7$

In una soluzione basica $\text{pH} > 7$

Noto il pH possiamo calcolare $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Nelle soluzioni di acidi (o **basi**) forti il calcolo del pH è immediato, poiché tutto l'acido (o la **base**) è dissociato(**a**).

Il pH di una soluzione di **HCl** 0.010 M è **2.00**
(= $-\log 0.010$)

Il pOH di una soluzione di **NaOH** 0.010 M è **2.00**
(= $-\log 0.010$)

Il pH di una soluzione di **NaOH** 0,010 M è **12,00**
(= $14.00 - 2.00$)

Calcolare il pH di una soluzione sapendo che:

$$[\text{HCl}] = 3.0 \times 10^{-2} \text{ M};$$

$$[\text{HNO}_3] = 4.8 \times 10^{-6} \text{ M};$$

$$[\text{NaOH}] = 2.0 \times 10^{-4} \text{ M};$$

Calcolare la concentrazione di H_3O^+ e OH^- sapendo che:

$$\text{pH} = 4.00$$

$$\text{pH} = 13.00$$

$$\text{pH} = 7.40$$

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 ml di HCl 0.010 M e 150 ml di HCl 0.080 M.

Dato che HCl è un acido forte, il pH si calcola direttamente sommando la concentrazione di H⁺ proveniente da entrambe le soluzioni.

Bisogna considerare la diluizione

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{totale}} = \frac{N_{\text{totali}}}{V_{\text{totale}}}$$

$$= \frac{0.010 \times 0.100 + 0.080 \times 0.150}{0.100 + 0.150}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{totale}} = 0.052 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 0.052 = 1.28$$

**Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando
100 ml di HCl 0.010 M e 50 ml di NaOH 0.080 M.**

In soluzione sono presenti un acido forte e una base forte

che reagiscono completamente

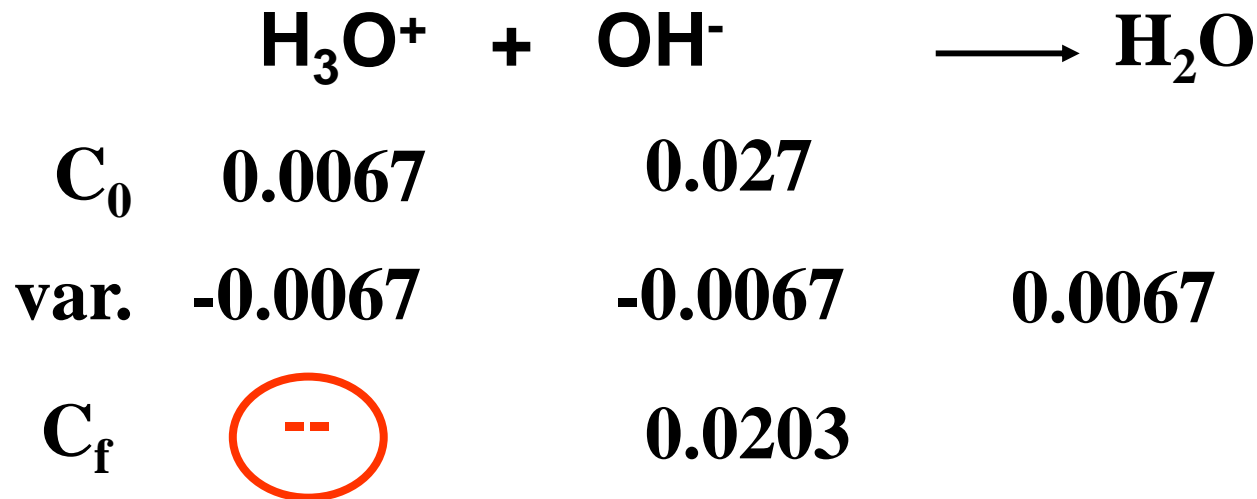
Bisogna considerare la diluizione

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{totale}} = \frac{N_{\text{totali}}}{V_{\text{totale}}} = \frac{0.010 \times 0.100}{0.100 + 0.050}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{totale}} = 0.0067 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{totale}} = \frac{N_{\text{totali}}}{V_{\text{totale}}} = \frac{0.080 \times 0.050}{0.100 + 0.050}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{totale}} = 0.027 \text{ M}$$



Quando c'è una reazione di neutralizzazione con acido forte o base forte, la specie in difetto si consuma sempre

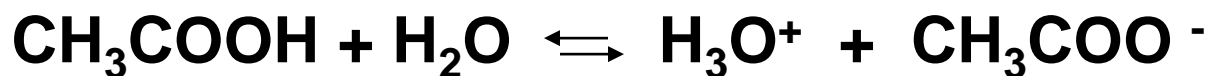
$$\text{pOH} = -\log 0.0203 = 1.69 \quad \text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 12.31$$

Nelle soluzioni di acidi (o **basi**) deboli il calcolo del pH va eseguito dopo aver determinato la concentrazione delle specie presenti all'equilibrio.



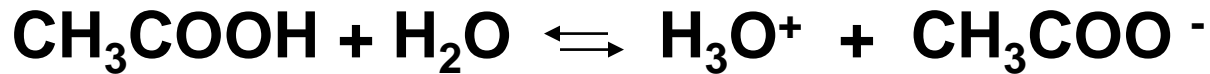
Calcolare il pH di una soluzione di acido acetico 0.10 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ M).

L'acido acetico è un acido debole



C_i	C_0	--	--
var.	-X	+X	+X
C_{eq}	$C_0 - X$	+X	+X

$$C_0 = 0.10 \text{ M}$$



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

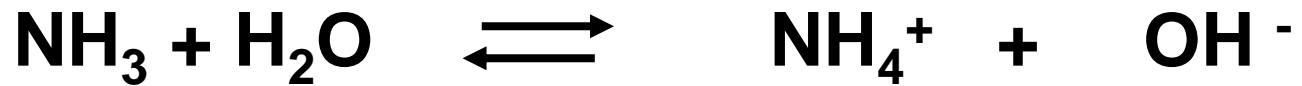
$$K_a = \frac{x^2}{0.10 \cdot x}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times 0.10} = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1.3 \times 10^{-3} = \mathbf{2.87}$$

**Calcolare il pH di una soluzione di ammoniaca
0.12 M ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ M).**



C_i	C_0	--	--
var.	-x	+x	+x
C_{eq}	$C_0 - x$	+x	+x

$$C_0 = 0.12 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_b = \frac{x^2}{0.12 - x}$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times 0.12} = \sqrt{2.16 \times 10^{-6}}$$

$$x = [\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1.47 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1.47 \times 10^{-3} = 2.83$$

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 11.17$$