

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

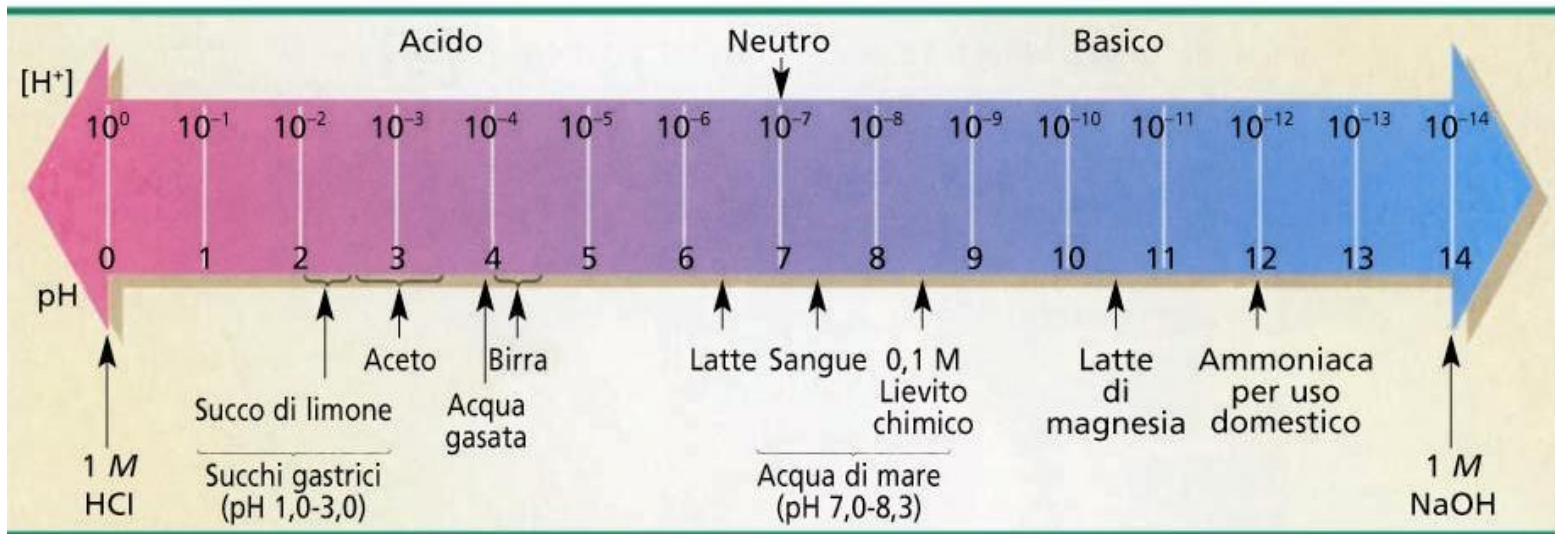
Noto il pOH possiamo calcolare il pH

pH di alcune sostanze comuni

neutro

acido

basico



In una soluzione neutra $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

In una soluzione neutra $pH = pOH = 7.00$

In una soluzione acida $pH < 7$

In una soluzione basica $pH > 7$

Noto il pH possiamo calcolare $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

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

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

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

Il pH di una soluzione di **HCl** 0.010 M è **2.00**

$$(\text{= } -\log 0.010)$$

Il pOH di una soluzione di **NaOH** 0.010 M è **2.00**

$$(\text{= } -\log 0.010)$$

Il pH di una soluzione di **NaOH** 0,010 M è **12,00**

$$(\text{= } 14.00 - 2.00)$$

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

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

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{totale}} = 0.052 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log 0.052 = 1.28$$

**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

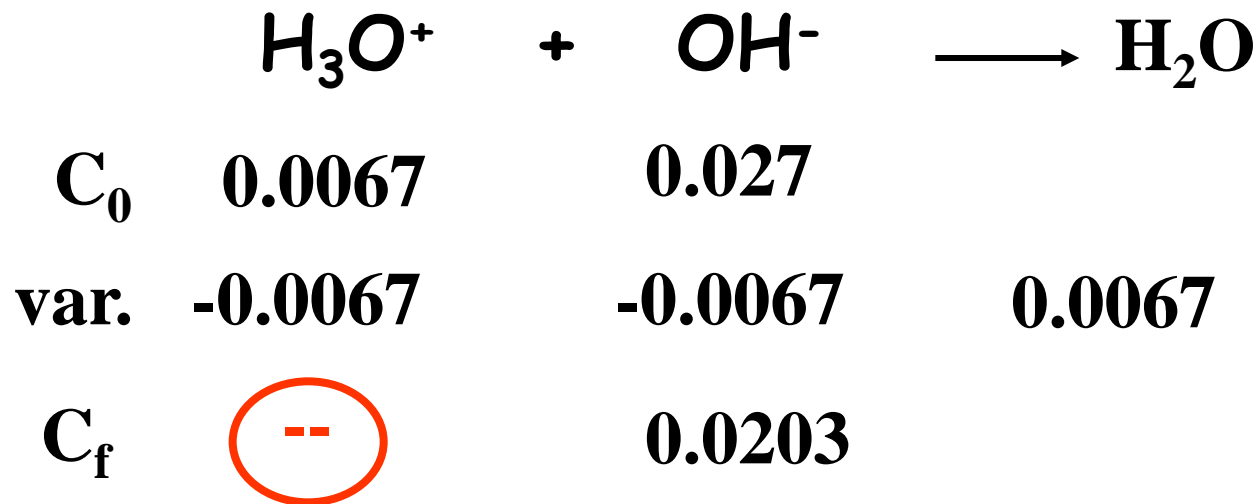
Bisogna considerare la diluizione

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

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

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

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

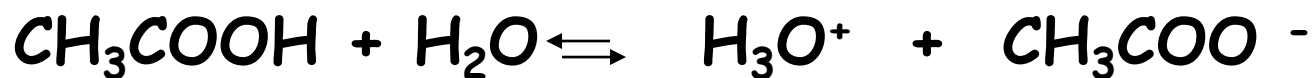


Quando c'è una reazione di neutralizzazione con acido forte o base forte, la specie in difetto si consuma sempre

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

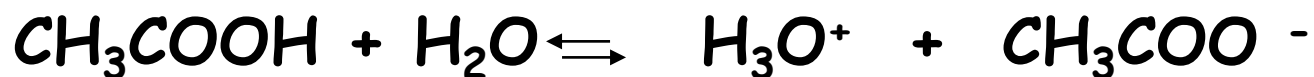
Calcolare il pH di una soluzione di acido acetico 0.10 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ M).

L'acido acetico è un acido debole



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

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



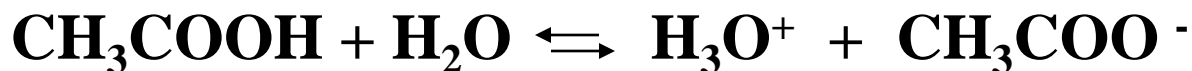
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0,10 - x}$$

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

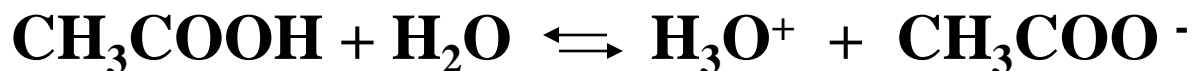
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1.3 \times 10^{-3} = 2.87$$

Calcolare la concentrazione di acido acetico necessaria per avere una soluzione a pH= 3.00 ($K_a = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$).



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 3.00 \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$$



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

$$x = 1.00 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(1.00 \times 10^{-3})^2}{C_0 - 1.00 \times 10^{-3}} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

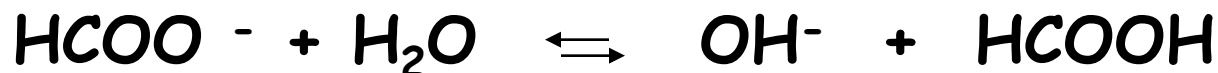
$$C_0 - 1.00 \times 10^{-3} = \frac{(1.00 \times 10^{-3})^2}{1.8 \times 10^{-5}} = 0.056 \text{ M}$$

$$C_0 = 0.057 \text{ M} = [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

Calcolare il pH di una soluzione di formiato di sodio
0.15 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ M).

formiato di sodio = HCOONa

Il formiato è la base coniugata di un acido debole,
In soluzione è in equilibrio con l'acido



reazione di idrolisi

$$K_b = \frac{[\text{HCOOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = 5.6 \times 10^{-11} \text{ M}$$



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

$$C_0 = 0.15 \quad K_b = \frac{[\text{HCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = \frac{x^2}{0.15 - x}$$

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times 0.15} = \sqrt{8.4 \times 10^{-12}}$$

$$= 2.9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

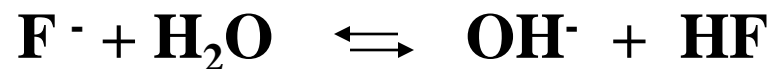
$$\text{pOH} = -\log 2.9 \times 10^{-6} = 5.54;$$

$$\text{pH} = 14.00 - 5.54 = 8.46$$

Calcolare la massa di NaF da sciogliere in 300 ml di acqua per avere una soluzione a pH = 8.50 ($K_a = 3.5 \times 10^{-4} \text{ M}$).

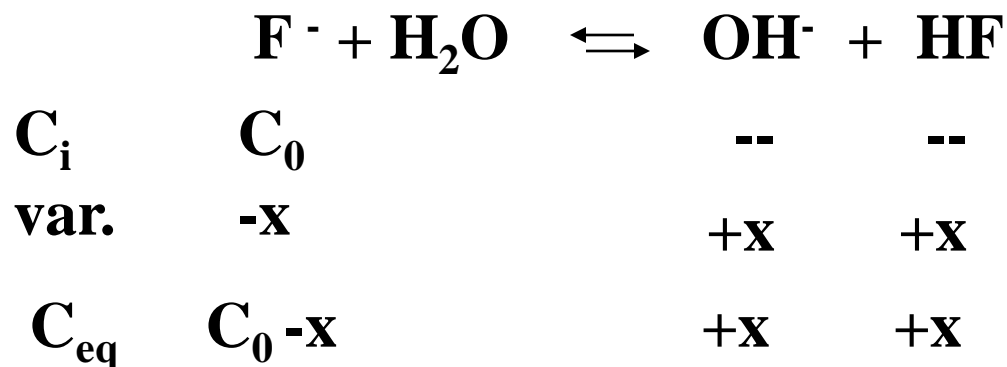
NaF è un sale completamente dissociato in Na^+ e F^-

F^- si idrolizza secondo la reazione:



$$K_b = \frac{[\text{HF}] [\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = 2.9 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 8.50 \longrightarrow \text{pOH} = 5.50 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-5.5} = 3.16 \times 10^{-6} \text{ M}$$



$$\mathbf{x = 3.16 \times 10^{-6}}$$

$$\mathbf{K_b = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(3.16 \times 10^{-6})^2}{C_0 - 3.16 \times 10^{-6}} = 2.9 \times 10^{-11} \text{ M}}$$

$$\mathbf{C_0 - 3.16 \times 10^{-6} = \frac{(3.16 \times 10^{-6})^2}{2.9 \times 10^{-11}} = 0.34 \text{ M}}$$

$$\mathbf{[NaF] = 0.34 \text{ M} \quad \text{Moli di NaF} = 0.34 \times 0.300 = 0.102}$$

$$\mathbf{Massa \text{ di NaF} = 0.102 \times 42 \text{ g mol}^{-1} = 4.3 \text{ g}}$$