

Calcolo del pH di soluzioni acquose

Come sappiamo, il pH di una soluzione può essere ottenuto attraverso misure sperimentali. Tuttavia, ricordando la relazione matematica tra pH e $[H_3O^+]$, è possibile determinare con buona approssimazione il valore di pH di una soluzione anche attraverso calcoli.

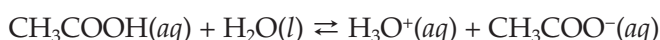
Consideriamo per esempio il caso di una soluzione acquosa di un acido (HA) con concentrazione 0,050 M. L'indicazione «0,050 M» va intesa come «concentrazione nominale» perché non dà alcuna informazione sulla concentrazione delle specie in soluzione; più semplicemente, essa ci dice che la soluzione è stata preparata sciogliendo 0,050 mol di acido per ogni litro di soluzione.

Ora facciamo l'ipotesi che l'acido sia forte, cioè completamente ionizzato: in questo caso ogni mole di acido genera una mole di H_3O^+ e, di conseguenza, la concentrazione degli ioni H_3O^+ vale proprio 0,050 M, poiché la quantità di ioni H_3O^+ prodotti dalla autoionizzazione di H_2O è trascurabile. Quindi si calcola il pH: $pH = -\log 0,050 = 1,3$.

Possiamo quindi dare un'indicazione di carattere generale; per determinare con buona approssimazione il pH di una soluzione di un acido forte monoprotico si può usare la relazione seguente:

$$pH = -\log [HA] \quad \text{concentrazione nominale}$$

Consideriamo invece il caso in cui HA sia un acido debole; supponiamo, per esempio, di voler calcolare il pH di una soluzione di CH_3COOH 0,050 M. In questo caso la concentrazione di H_3O^+ è sicuramente molto minore di 0,050 M e per calcolarla occorre considerare l'equilibrio che si stabilisce in acqua e la corrispondente K_a :



$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Considerando trascurabili gli ioni prodotti dall'autoionizzazione dell'acqua, possiamo stabilire la seguente uguaglianza:

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-]$$

Inoltre, se come in questo caso il valore di K_a è basso, si può trascurare la piccola frazione di molecole di acido ionizzate e quindi considerare la concentrazione di CH_3COOH uguale a quella nominale: $[CH_3COOH] = 0,050$ M.

In seguito a queste approssimazioni possiamo scrivere:

$$\frac{[H_3O^+]^2}{0,050} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad [H_3O^+] = \sqrt{9,0 \cdot 10^{-7}} = 9,5 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 9,5 \cdot 10^{-4} = 3,0$$

Come era prevedibile, anche se le soluzioni di HCl e di CH_3COOH hanno la stessa concentrazione nominale, la soluzione dell'acido debole è meno acida e quindi il suo pH è maggiore di quello dell'acido forte.

Possiamo dunque concludere con una seconda indicazione di carattere generale. Per determinare il pH di una soluzione di acido debole per il quale valgono

Per saperne di più



La cartina all'indicatore universale su cui passeggiano alcune formiche ci fa capire che questi insetti sono in grado di secernere sostanze a carattere acido. In generale, possiamo dire che le sostanze acide che si trovano negli organismi viventi e che da questi vengono prodotte fanno parte di una categoria di acidi chiamati acidi organici. In particolare le formiche, soprattutto le formiche rosse, producono l'acido il cui nome tradizionale è appunto **acido formico**. Nonostante si tratti di un acido debole, è tra i più forti tra gli acidi organici, più forte dell'acido acetico. È un liquido corrosivo, tossico e in grado di produrre vesciche sulla pelle. L'acido formico accompagna anche le punture delle api e si trova anche nelle ortiche, il cui effetto «urticante» è noto a tutti.

Approfondimento

le approssimazioni descritte si può usare la relazione seguente:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a [\text{HA}]}$$

concentrazione nominale



Consideriamo ora il calcolo del pH delle soluzioni acquose di basi (:B). In generale la relazione da utilizzare è la seguente:

$$\text{pH} = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

Nel caso degli idrossidi alcalini, che sono basi forti, $[\text{OH}^-]$ coincide con la concentrazione nominale della base. Se invece la base è debole, per conoscere la concentrazione degli ioni OH^- si deve utilizzare la seguente relazione:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b[:\text{B}]}$$

In questa espressione $[:\text{B}]$ è la concentrazione nominale della base.

Pertanto il pH si deve calcolare con la formula seguente:

$$\text{pH} = -\log \frac{K_w}{\sqrt{K_b[:\text{B}]}}$$

concentrazione nominale

