

calcolo del pH

<i>situazione</i>	<i>formula (approssimata*)</i>	<i>esempio</i>
Acido forte	$[H^+] = C_a^0$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una soluzione 0,1 M di HCl: $[H^+] = C_a^0 = 0,1$ $pH = -\log[H^+] = -\log(0,1) = 1$
Base forte	$[OH^-] = C_b^0$ $[H^+] = K_w/[OH^-]$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una soluzione 0,1 M di NaOH: $[OH^-] = C_b^0 = 0,1$ $[H^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14}/0,1 = 10^{-13}$ $pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-13}) = 13$
Acido debole	$[H^+] = \sqrt{C_a^0 \cdot K_a}$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una sol. 0,1 M di CH₃COOH (K_a=1,8·10⁻⁵): $[H^+] = \sqrt{C_a^0 \cdot K_a} = \sqrt{0,1 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 1,34 \cdot 10^{-3}$ $pH = -\log[H^+] = -\log(1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,9$
Base debole	$[OH^-] = \sqrt{C_b^0 \cdot K_b}$ $[H^+] = K_w/[OH^-]$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una sol. 0,1 M di NH₄OH (K_b=1,8·10⁻⁵): $[OH^-] = \sqrt{C_b^0 \cdot K_b} = \sqrt{0,1 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 1,34 \cdot 10^{-3}$ $[H^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14}/1,34 \cdot 10^{-3} = 7,46 \cdot 10^{-12}$ $pH = -\log[H^+] = -\log(7,46 \cdot 10^{-12}) = 11,1$
Sale di acido debole con base forte	$[OH^-] = \sqrt{\frac{C_s^0 \cdot K_w}{K_a}}$ $[H^+] = K_w/[OH^-]$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una sol. 0,1 M di CH₃COONa (K_a=1,8·10⁻⁵): $[OH^-] = \sqrt{\frac{C_s^0 \cdot K_w}{K_a}} = \sqrt{\frac{0,1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}} = \sqrt{5,55 \cdot 10^{-11}} = 7,45 \cdot 10^{-6}$ $[H^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14}/7,45 \cdot 10^{-6} = 1,34 \cdot 10^{-9}$ $pH = -\log[H^+] = -\log(1,34 \cdot 10^{-9}) = 8,9$
Sale di base debole con acido forte	$[H^+] = \sqrt{\frac{C_s^0 \cdot K_w}{K_b}}$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una sol. 0,1 M di NH₄Cl (K_b=1,8·10⁻⁵): $[H^+] = \sqrt{\frac{C_s^0 \cdot K_w}{K_b}} = \sqrt{\frac{0,1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}} = \sqrt{5,55 \cdot 10^{-11}} = 7,45 \cdot 10^{-6}$ $pH = -\log[H^+] = -\log(7,45 \cdot 10^{-6}) = 5,1$
Soluzione tampone (acido debole con suo sale)	$[H^+] = K_a \cdot \frac{C_a^0}{C_s^0}$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una sol. 0,1 M di CH₃COONa e 0,1 M di CH₃COOH (K_a=1,8·10⁻⁵): $[H^+] = K_a \cdot \frac{C_a^0}{C_s^0} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ $pH = -\log[H^+] = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,7$
Soluzione tampone (base debole con suo sale)	$[OH^-] = K_b \cdot \frac{C_b^0}{C_s^0}$ $[H^+] = K_w/[OH^-]$ $pH = -\log[H^+]$	pH di una sol. 0,1 M di NH₄Cl e 0,1 M di NH₄OH (K_b=1,8·10⁻⁵): $[OH^-] = K_b \cdot \frac{C_b^0}{C_s^0} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ $[H^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14}/1,8 \cdot 10^{-5} = 5,55 \cdot 10^{-10}$ $pH = -\log[H^+] = -\log(5,55 \cdot 10^{-10}) = 9,3$

* Queste formule sono state ricavate effettuando diverse ipotesi: è importante quindi valutare criticamente i risultati ottenuti

C⁰: concentrazione analitica (mol/L)

K_w=10⁻¹⁴