

# Calcolo del pH di acidi e di basi forti

## 1. Utilizzo della calcolatrice scientifica

Anche se sembra banale l'utilizzo della calcolatrice scientifica per un calcolo implica la conoscenza dei tasti da utilizzare. La questione è ulteriormente complicata dal fatto che questi tasti non sono standardizzati, ma variano nella forma da calcolatrice a calcolatrice.

Può accadere anche che vari anche l'ordine dei tasti da utilizzare.

Nei calcoli logaritmici ed esponenziali è necessario conoscere l'utilizzo di almeno 3 tasti-funzione:

- Il tasto Logaritmo in base 10: è indicato nella quasi totalità delle calcolatrici come **log**
- Il tasto esponenziale: viene indicato come **x10<sup>x</sup>** oppure **EXP**
- Il tasto cambio segno: viene indicato come **+/-** oppure **( - )**

Per l'ordine della sequenza: nella maggior parte delle calcolatrici si deve premere prima il tasto funzione e poi i tasti numerici: **Log 5 =** (risultato)

In alcune (specie le vecchie Casio) si deve fare il contrario, cioè il tasto funzione si preme per ultimo: **5 Log** (risultato)

Per sincerarsene conviene preventivamente provare a calcolare il logaritmo di un numero come sequenza: **Log 5 =** (risultato)

Se invece del risultato viene riportato un codice di errore (es: SINTAX ERROR) allora si deve cambiare l'ordine di sequenza

Vediamo ora alcuni esempi:

a)  $3 \cdot 10^{-3}$

I tasti da usare sono nell'ordine:

**3 Exp (-) 3 =** (oppure **Enter**) in alcune al posto di **(-)** si utilizza il tasto **+/-**

oppure

**3 x10<sup>x</sup> (-) 3 =** (oppure **Enter**)

b)  $\text{Log } 2,5 \cdot 10^{-5}$

I tasti da usare sono nell'ordine:

**Log 2,5 x10x (-) 5 =** (R= -4,602)

**Importante: dopo 2,5 non utilizzate il tasto moltiplicazione X**

c)  $\text{Log } \sqrt{5,1 \times 2 \cdot 10^{-4}}$

È importante dopo il tasto radice quadrata aprire una parentesi

I tasti da usare sono nell'ordine:

**Log √ ( 5,1 x 2 x10<sup>x</sup> (-) 4 ) =** (R= -1,49569)

## 2. pH di acidi forti

Ricordiamo che per definizione  $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}^+]$

dato un acido **HA** di concentrazione iniziale  **$C_A$**

in acqua avverranno le seguenti reazioni:

- a)  $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$  dissociazione dell'acido
- b)  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$  dissociazione dell'acqua

La quantità degli idrogenioni sarà data dalla somma dei 2 apporti (acido e acqua)

Cioè:  $[\text{H}^+]_{\text{tot}} = [\text{H}^+]_{\text{acido}} + [\text{H}^+]_{\text{acqua}}$

Dove:  $[\text{H}^+]_{\text{acido}} = C_A$  essendo l'acido completamente dissociato in ioni

$[\text{H}^+]_{\text{acqua}} = 10^{-7} \text{ mol/L}$  vedi prodotto ionico dell'acqua

Quindi per acidi NON TROPPO DILUITI ( $C > 10^{-5}$ ) possiamo ragionevolmente trascurare il contributo dell'acqua in quanto molto più piccolo di quello dell'acido e scrivere:

$$[\text{H}^+]_{\text{tot}} = C_A$$

La formula del pH diventa quindi:  $\text{pH} = -\text{Log } C_A$

Esempio:

il pH di una soluzione  $10^{-2} \text{ M}$  di acido cloridrico sarà:

$$\text{pH} = -\text{Log } 10^{-2} = 2$$

### 3. pH di basi forti

data una base **BOH** di concentrazione iniziale **C<sub>B</sub>**

in acqua avverranno le seguenti reazioni:

- a)  $\text{BOH} \rightarrow \text{B}^+ + \text{OH}^-$  dissociazione della base
- b)  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$  dissociazione dell'acqua

La quantità degli ioni  $\text{OH}^-$  sarà data dalla somma dei 2 apporti (base e acqua)

Cioè:  $[\text{OH}^-]_{\text{tot}} = [\text{OH}^-]_{\text{base}} + [\text{OH}^-]_{\text{acqua}}$

Dove:  $[\text{OH}^-]_{\text{base}} = C_B$  essendo la base completamente dissociata in ioni

$[\text{OH}^-]_{\text{acqua}} = 10^{-7} \text{ mol/L}$  vedi prodotto ionico dell'acqua

Quindi per basi NON TROPPO DILUITE ( $C > 10^{-5}$ ) possiamo ragionevolmente trascurare il contributo dell'acqua in quanto molto più piccolo di quello dell'acido e scrivere:

$$[\text{OH}^-]_{\text{tot}} = C_B$$

Dal prodotto ionico dell'acqua  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$\text{si può ricavare: } [\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{C_B}$$

$$\text{quindi il pH sarà: } \text{pH} = -\text{Log} \frac{10^{-14}}{C_B}$$

si applica una proprietà fondamentale dei logaritmi:  $\text{Log} \frac{a}{b} = \text{Log} a - \text{Log} b$

si ottiene  $\text{pH} = -\text{Log} 10^{-14} + \text{Log} C_B$

cioè:  $\text{pH} = 14 + \text{Log} C_B$

*esempio:* avendo una soluzione di NaOH 0,05M il pH sarà:

$$\text{pH} = 14 + \text{Log} 0,05 = 12,70$$

## 4. pH di acidi deboli

dato un acido debole **HA** di concentrazione iniziale **C<sub>A</sub>** con costante di dissociazione acida **K<sub>A</sub>**

- a)  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$  dissociazione dell'acido
- b)  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$  dissociazione dell'acqua

La costante di dissociazione dell'acido sarà:

$$K_A = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Anche in questo caso si possono fare delle approssimazioni:

- 1) Per acidi NON TROPPO DILUITI ( $C > 10^{-5}$ ) possiamo ragionevolmente trascurare il contributo dell'acqua in quanto molto più piccolo di quello dell'acido e scrivere:

$$[H^+]_{tot} = [H^+]_{Acido}$$

- 2) Poiché l'acido è debole ragionevolmente si può approssimare la concentrazione di acido indissociato HA uguale alla concentrazione iniziale dell'acido (di ioni se ne formano pochi)

$$[HA] = C_A$$

Inoltre dai coefficienti stechiometrici della reazione (sono tutti 1) posso affermare che:  $[A^-] = [H^+]$

quindi assemblando i dati, la costante d'equilibrio diventa:

$$K_A = \frac{[H^+][H^+]}{C_A} = \frac{[H^+]^2}{C_A}$$

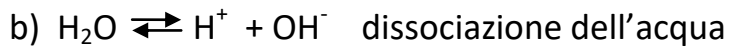
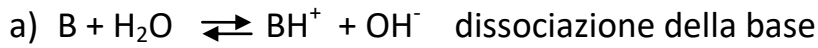
E quindi  $[H^+] = \sqrt{K_A C_A}$

Da cui il pH:  $pH = -\text{Log} \sqrt{K_A C_A}$

## 5. pH di basi deboli

data una base **B** di concentrazione iniziale **C<sub>B</sub>**

con costante di dissociazione basica **K<sub>B</sub>** e reazioni:



La costante di dissociazione della base sarà:

$$K_B = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]}$$

Con ragionamenti analoghi a quelli degli acidi deboli e applicando le stesse leggi applicate alle basi forti si può facilmente concludere (senza ricorrere alla completa dimostrazione) che, per le basi deboli, la formula del pH sarà:

$$pH = 14 + \text{Log} \sqrt{K_B C_B}$$

## 6. RIEPILOGO

**Acidi Forti:**  $\text{pH} = -\text{Log } C_A$

**Acidi deboli:**  $\text{pH} = -\text{Log } \sqrt{K_A C_A}$

**Basi Forti:**  $\text{pH} = 14 + \text{Log } C_B$

**Basi deboli:**  $\text{pH} = 14 + \text{Log } \sqrt{K_B C_B}$

### Esercizi:

- 1) Calcolare il pH di una soluzione di  $\text{HNO}_3$   $3 \cdot 10^{-4}$
- 2) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,5g di KOH in 500 mL di acqua
- 3) Calcolare il pH di 250 mL di soluzione acquosa contenente 0,25g di etilamina
- 4) Calcolare il pH di 750 mL di soluzione acquosa contenente 1,5 g di acido acetico