

# -DEFINIZIONE DI ACIDI E BASI-

## DEFINIZIONE DI ARRHENIUS

✓ **ACIDO**: rilascia ioni  $H^+$



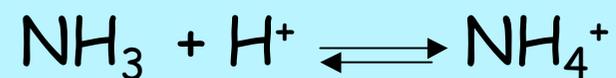
✓ **BASE**: rilascia ioni  $OH^-$



## DEFINIZIONE DI BRÖNSTED

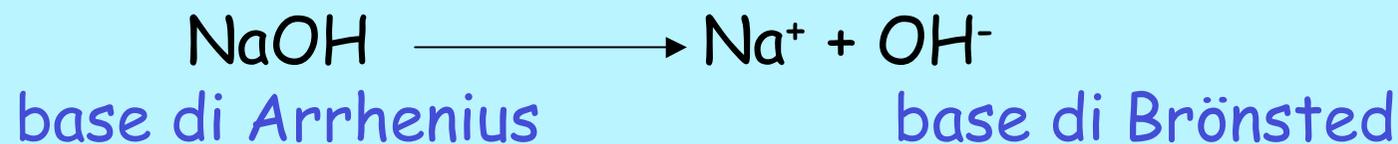
✓ **ACIDO**: rilascia ioni  $H^+$

✓ **BASE**: lega ioni  $H^+$



# -DEFINIZIONE DI ACIDI E BASI-

La relazione che lega la definizione di base di Arrhenius e di Brönsted risiede nel fatto che in acqua qualunque composto che libera  $\text{OH}^-$  lega  $\text{H}^+$  e viceversa



# -ACIDI E BASI CONIUGATI-

Un acido (BH) si dissocia in un protone  $H^+$  e in una base  $B^-$  secondo la relazione reversibile

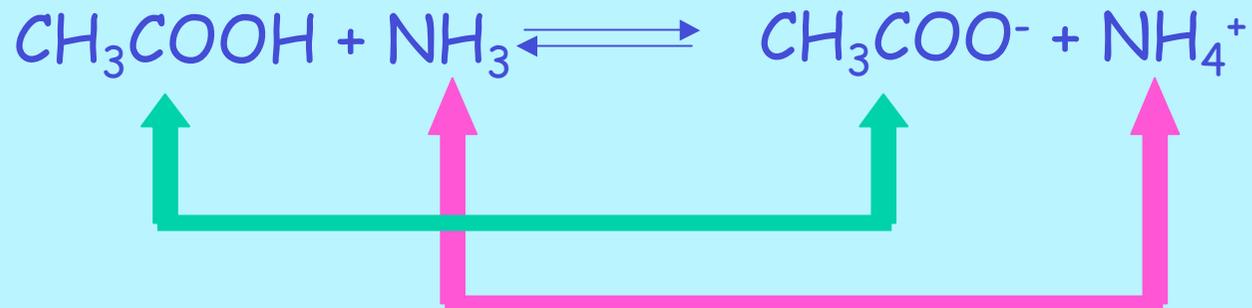
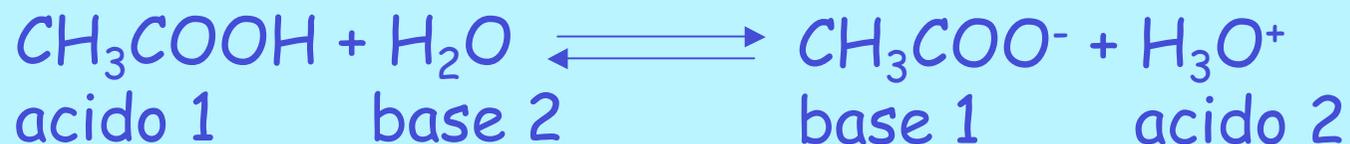


BH e  $B^-$  formano una **coppia acido-base coniugata** poiché la base  $B^-$  si può legare ad  $H^+$  per riformare l'acido BH



# - ACIDI E BASI CONIUGATI -

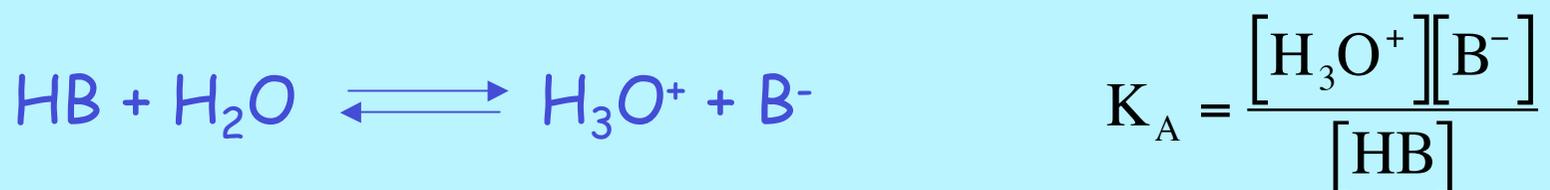
Per la definizione di acido e base di Brönsted, un acido può agire come donatore di protoni solo in presenza di un adatto accettore di protoni, e quindi la reazione corretta è:



# -FORZA RELATIVA DEGLI ACIDI E DELLE BASI-

La forza di un acido è misurata dalla tendenza a donare un protone, la forza di una base è misurata dalla sua tendenza ad accettare un protone

Riferendosi sempre a soluzioni acquose di acidi e di base:



Tanto maggiore è il valore di  $K_A$  (o  $K_B$ ), tanto maggiore è la forza (relativa all'acqua) dell'acido (o della base)

# -PRODOTTI IONICO DELL'ACQUA-



assumendo  $[\text{H}_2\text{O}] = \text{costante}$  si ha

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] \quad K_{w25^\circ\text{C}} = 10^{-14} \text{ M}^2$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ M}$$

Poiché lo ione  $\text{H}^+$  sperimentalmente non si trova libero in soluzione (alta reattività dovuta ad alta densità di carica) il prodotto ionico dell'acqua va scritto come:



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

# -DEFINIZIONE DI PH-



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$$

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

in acqua pura  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

Aggiungendo una base all'acqua  $[\text{OH}^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}^2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ diminuisce}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M} \longrightarrow$  Soluzione neutra

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] (> 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}) \longrightarrow$  Soluzione acida

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] (< 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}) \longrightarrow$  Soluzione basica

# -DEFINIZIONE DI PH-

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} = -\log[\text{OH}^-]$$

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

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

$$\text{p}K_w = -\log K_w$$

$$\text{pH} = -\log 1 = 0 \quad \Rightarrow$$

soluzione 1M di acido forte

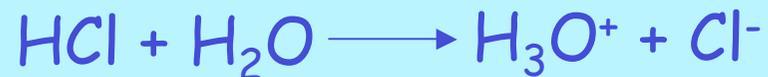
$$\text{pH} = -\log 10^{-14} = 14 \quad \Rightarrow$$

soluzione 1M di base forte

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7 \quad \Rightarrow$$

soluzione neutra

# -DISSOCIAZIONE DI ACIDO FORTE-



$[\text{HCl}]$  iniziale =  $C_A$  l'acido è completamente dissociato, quindi:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = C_A$$

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

# -DISSOCIAZIONE DI BASE FORTE-



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

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

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

# -DISSOCIAZIONE DI ACIDO DEBOLE-

$$K_A < 10^{-4}$$



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

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_A - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

↓  
trascurabile

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_A \times C_A}$$

$$\text{pH} = -\log(K_A C_A)^{\frac{1}{2}}$$

# -DISSOCIAZIONE DI BASE DEBOLE-

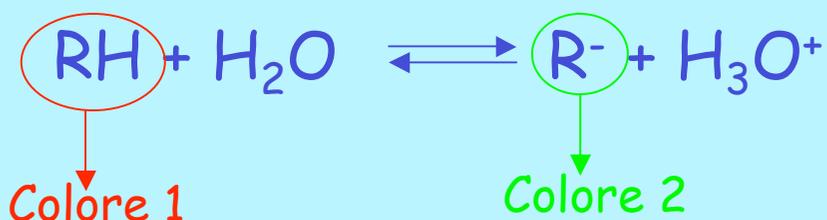
$$K_B < 10^{-4}$$



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B \times C_B}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_W}{\sqrt{K_B C_B}}$$

# -INDICATORI DI pH-



$$K_{\text{in}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{R}^-]}{[\text{RH}]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{in}} \frac{[\text{RH}]}{[\text{R}^-]} \quad \text{pH} = \text{p}K_{\text{in}} + \log \frac{[\text{R}^-]}{[\text{RH}]}$$

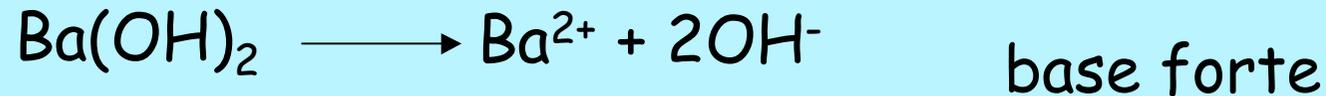
Aggiunta acido → aumenta  $\text{H}_3\text{O}^+$  → Spostamento dell'equilibrio verso sinistra: aumenta **colore 1**

Aggiunta base → diminuisce  $\text{H}_3\text{O}^+$  → Spostamento dell'equilibrio verso destra: aumenta **colore 2**

Quando  $[\text{RH}] = [\text{R}^-]$  si è al punto di **viraggio**: la soluzione assume un colore intermedio tra **1** e **2**

## ESERCIZIO 1

Calcolare il pH di una soluzione 0.02 M di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$



In 1l, 0.02 moli di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  generano  $2 \cdot 0.02 = 0.04$  moli di ioni  $\text{OH}^- \Rightarrow [\text{OH}^-] = 4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 4 - \log 10^{-2} = -0.6 + 2 = 1.4$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12.6$$

## ESERCIZIO 2

Calcolare la  $K_A$  di un acido debole la cui soluzione 0.1M ha un pH=4.

$$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-4}$$

In caso di acidi deboli  $[H_3O^+] = \sqrt{K_A C_A}$

$$\frac{[H_3O^+]}{C_A} = K_A$$

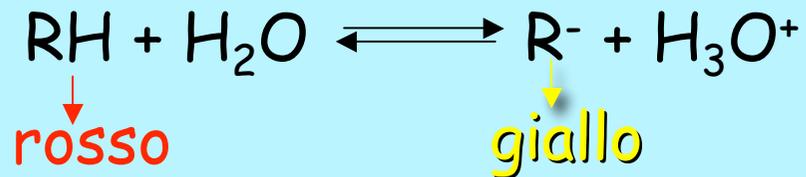
$$K_A = \frac{(10^{-4})^2}{0.1} = 10^{-7} M$$



## ESERCIZIO 4

Dato un indicatore RH con  $K_{in}=10^{-6}$  M , di colore rosso nella forma indissociata e giallo in quella dissociata, dire che colorazione assume in una soluzione 0.1M di  $CH_3COOH$ .

$$K_A=1.8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_A C_A} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 2.87$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{in} + \log \frac{[\text{R}^-]}{[\text{RH}]}$$

$$\text{p}K_{in} = 6$$

$$\text{pH} < \text{p}K_{in}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{in}} \frac{[\text{RH}]}{[\text{R}^-]}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{\text{in}}} = \frac{[\text{RH}]}{[\text{R}^-]} = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{10^{-6}}$$

$$\frac{[\text{RH}]}{[\text{R}^-]} = 1340 \Rightarrow$$

la specie RH è ~ 1000 volte più concentrata della specie R<sup>-</sup>. La soluzione assume il colore caratteristico della specie RH (rosso)

In generale:

pH < pK<sub>in</sub> → colore della specie indissociata (RH)

pH > pK<sub>in</sub> → colore della specie dissociata (R<sup>-</sup>)

## ESERCIZIO 5

Qual è il pH di una soluzione 0.01M di ammoniaca ( $K_B=1.8 \cdot 10^{-5}$  M a  $25^\circ\text{C}$ )?

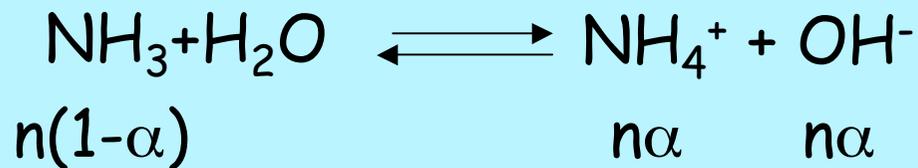
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B C_B} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 10^{-2}} = 4.24 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(4.24 \times 10^{-4}) = 3.37$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10.63$$

## ESERCIZIO 6

Si ha una soluzione acquosa di ammoniaca ( $K_B=1.8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ ).  
Calcolare la molarità della soluzione e la concentrazione di ioni  $\text{OH}^-$  sapendo che il grado di dissociazione è  $\alpha=1.3 \cdot 10^{-2}$



$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{\frac{n\alpha}{V} \times \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} = \frac{n\alpha^2}{V(1-\alpha)} = \frac{C_B \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

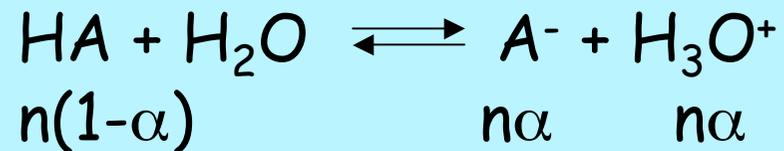
$$C_B = \frac{K_B(1-\alpha)}{\alpha^2} = \frac{1.8 \times 10^{-5}(1-0.013)}{1.69 \times 10^{-4}} = 0.105 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B C_B} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.105} = 1.37 \times 10^{-3} \text{ M}$$

oppure:  $[\text{OH}^-] = C_B \cdot \alpha = 1.3 \cdot 10^{-2} \cdot 0.105 = 1.37 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

## ESERCIZIO 7

Una soluzione 0.1M di un acido debole monoprotico ha lo stesso pH di una soluzione  $10^{-4}$  M di HCl. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido debole.



$$\text{pH} = \text{PH soluzione } 10^{-4} \text{ M HCl} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n\alpha}{V} = C_A \alpha$$

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_A} = \frac{10^{-4}}{0.1} = 10^{-3} \text{ M}$$

## ESERCIZIO 8

Qual è il pH di una soluzione preparata diluendo 1.5ml di ammoniaca al 20% peso/peso ( $d=0.9\text{g/ml}$ ) fino al volume di 400ml con acqua?

PA: N=14, H=1,  $K_{\text{BNH}_3}=1.8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

$$\frac{\% \times d \times 1000}{\text{PM}} = \frac{0.20 \times 0.9 \times 1000}{17} = 10.58\text{M}$$

$$\frac{\cancel{\text{g}_{\text{soluto}}}}{\cancel{\text{g}_{\text{soluzione}}}} \times \frac{\cancel{\text{g}_{\text{soluzione}}}}{\text{ml}_{\text{soluzione}}} \times 1000 \times \frac{1}{\text{PM}} = \frac{n}{L_{\text{soluzione}}} = \text{M}$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$10.58\text{M} \cdot 1.5\text{ml} = C_2 \cdot 400\text{ml} \Rightarrow C_2 = 0.0397\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B C_B} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.0397} = 0.845 \times 10^{-3}\text{M}$$

$$\text{pOH} = -\log(0.845 \times 10^{-3}) = 3.07$$

$$\text{pH} = 10.92$$