

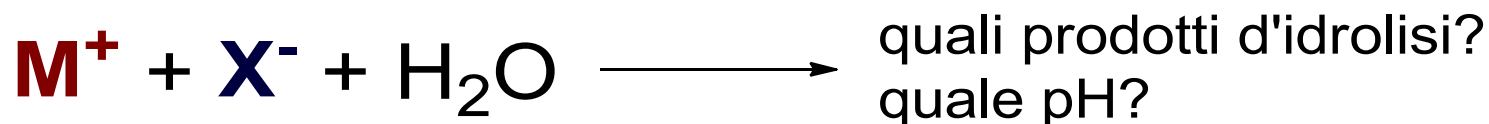
# *Lezione 14c. Idrolisi*



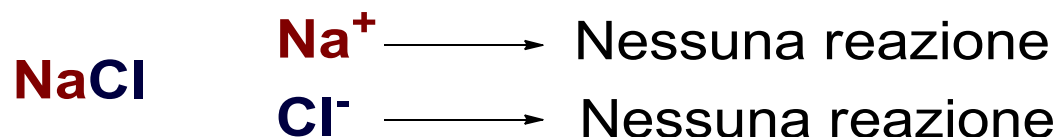
*Soluzioni acquose di sali e loro pH: esempi illustrativi*

# Idrolisi e pH di Soluzioni di Sali

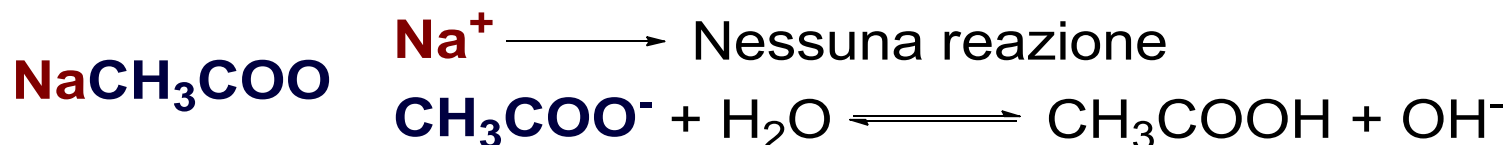
L'idrolisi di sali può produrre acidi o basi a seconda della natura di cationi e anioni



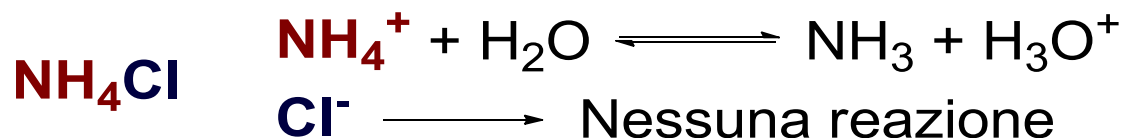
I sali di **basi forti con acidi forti** (Es. NaCl) **non si idrolizzano**. La soluzione ha **pH = 7**



I sali di **basi forti con acidi deboli** (Es. NaCH<sub>3</sub>COO) **si idrolizzano**.  
La soluzione ha **pH > 7** (l'anione si comporta da base)



I sali di **basi deboli con acidi forti** (Es. NH<sub>4</sub>Cl) **si idrolizzano**.  
La soluzione ha **pH < 7** (il catione si comporta da acido)



# ***Costanti di Idrolisi***

*Le costanti di equilibrio di idrolisi reazioni di idrolisi sono dette **costanti di idrolisi  $K_i$***

*Non sono tabulate perché facilmente ricavabili*

## Sali di basi deboli - Idrolisi



$$K_b = 1.81 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$



ione acido



$$K_a(K_i) = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Moltiplicando e  
dividendo per  $[\text{OH}^-]$

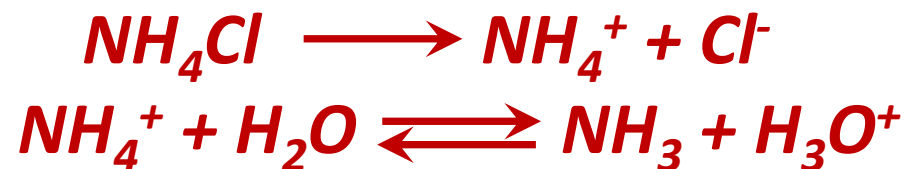
$$K_i = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}$$

$K_w$  (pointing to  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ )  
 $1/K_b$  (pointing to  $[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]$ )

$$K_i = K_w / K_b$$

$$pK_i = pK_w - pK_b$$

# Calcolare il pH di una soluzione 0.10 M di $\text{NH}_4\text{Cl}$



$$K_a(K_i) = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

	<i>Condizioni iniziali (M)</i>	<i>Condizioni all'equilibrio (M)</i>
$[\text{NH}_4^+]$	0.10	0.10 - x
$[\text{NH}_3]$	0	x
$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$1.0 \cdot 10^{-7}$	x

## **Calcolare il pH di una soluzione 0.10 M di $\text{NH}_4\text{Cl}$**

$$K_i = \frac{x^2}{0.10 - x} = \frac{1.00 \cdot 10^{-14} \text{ M}^2}{1.81 \cdot 10^{-5} \text{ M}} = 5.67 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$x^2 = 0.10 \cdot 5.67 \cdot 10^{-10} \text{ M} = 5.67 \cdot 10^{-11} \text{ M}$$

$$x = 7.5 \cdot 10^{-6} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = 5.12$$

$$\alpha = 7.5 \cdot 10^{-6} \text{ M} / 0.10 \text{ M} = 7.5 \cdot 10^{-5} = 0.0075\%$$

*Il grado d'idrolisi dello 0.0075% è sufficiente  
a portare il pH da 7 a 5.12*

# Sali di acidi deboli - Idrolisi



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{AcO}^-]}{[\text{AcOH}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{AcOH}][\text{OH}^-]}{[\text{AcO}^-]} = K_i$$

*Moltiplicando e  
dividendo per  $[\text{H}_3\text{O}^+]$*

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

$1/K_a$

$$pK_i = pK_w - pK_a$$

# Calcolare il pH di una soluzione 0.10 M di NaOAc



$$K_b = \frac{[\text{AcOH}][\text{OH}^-]}{[\text{AcO}^-]} = K_i$$

	<i>Condizioni iniziali</i>	<i>Condizioni all'equilibrio</i>
$[\text{AcOH}]$	0	x
$[\text{AcO}^-]$	0.10 M	0.10 - x
$[\text{OH}^-]$	$1.0 \cdot 10^{-7}$ M	x

## **Calcolare il pH di una soluzione 0.10 M di NaOAc**

$$\frac{1.00 \cdot 10^{-14} \text{ M}^2}{1.85 \cdot 10^{-5} \text{ M}} = \frac{x^2}{0.10 - x} = 5.40 \cdot 10^{-10} \text{ M} = \frac{x^2}{0.10}$$

$$x = 7.3 \cdot 10^{-6} \text{ M} \quad pOH = 5.14 \quad pH = 8.86$$

$$\alpha = \frac{7.3 \cdot 10^{-6} \text{ M}}{0.10 \text{ M}} = 7.3 \cdot 10^{-5} = 0.0073 \%$$

***Il grado d'idrolisi dello 0.0073% è sufficiente a portare il pH da 7 a 8.86***