

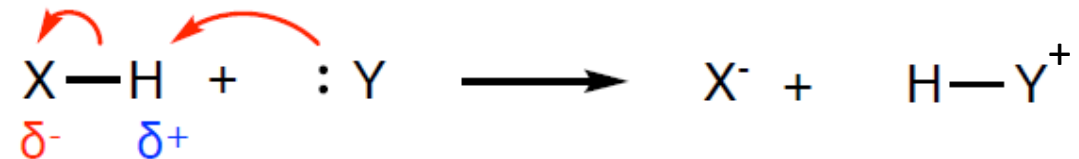
# Acidi e basi

# Acidi e basi

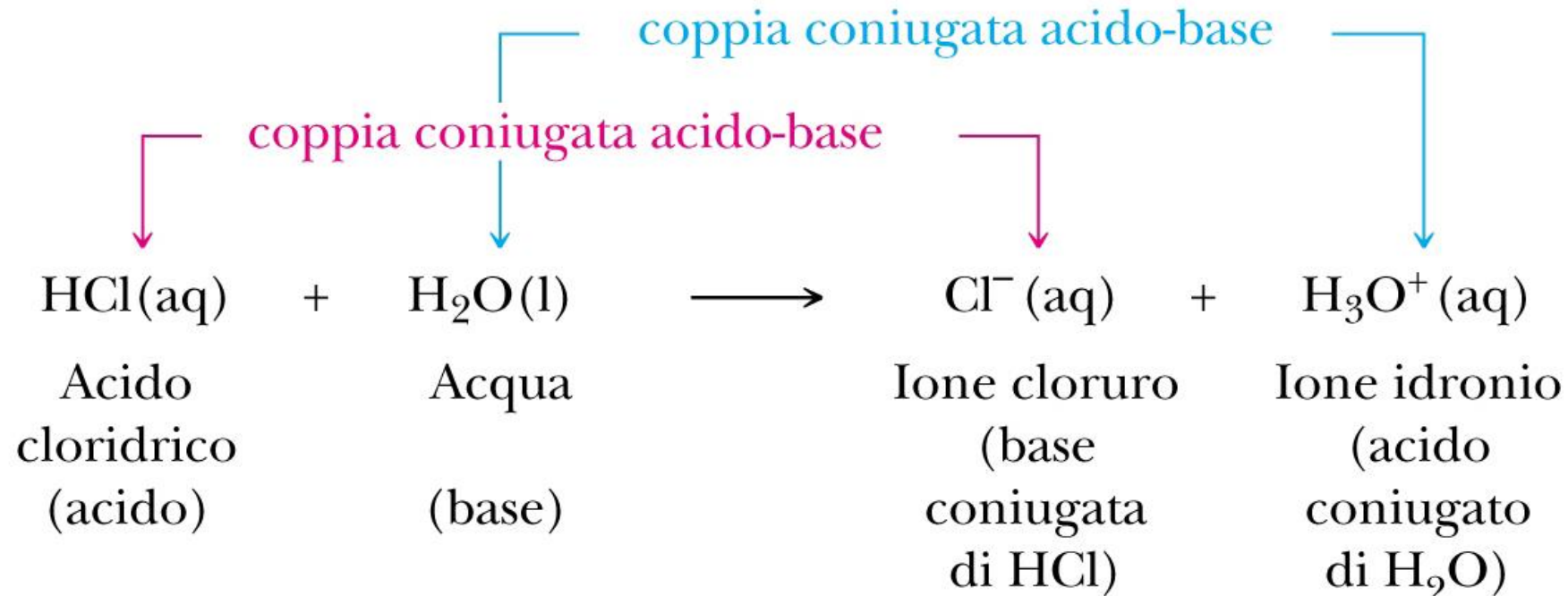
- 1884: Acidi e basi secondo Arrhenius (un acido sciolto in  $\text{H}_2\text{O}$  produce protoni, una base sciolta in  $\text{H}_2\text{O}$  produce ioni  $\text{OH}^-$ )
- 1923: Acidi e basi di Brønsted-Lowry (descrive gli acidi come donatori di protoni e le basi come accettori di protoni)
- 1923: Acidi e basi di Lewis (nella formazione di un legame covalente, descrive gli acidi come accettori di una coppia di elettroni e le basi come donatori di una coppia di elettroni)

# Acidi e basi di Brønsted-Lowry

- Acido: deve contenere un atomo di H idrogeno (H-X)
- Base: Deve essere in grado di formare un legame con un protone (H<sup>+</sup>) (Y:)



# Acidi e basi di Brønsted-Lowry

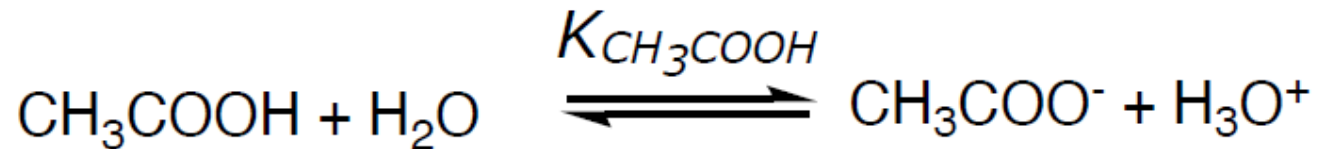


# Acidi e basi di Brønsted-Lowry

- La forza di un acido di Brønsted-Lowry è espressa dal suo grado di ionizzazione in acqua.



Acido forte, completamente dissociato in acqua  
Più forte è l'acido, più si dissocia e più grande è la  $K_a$ .

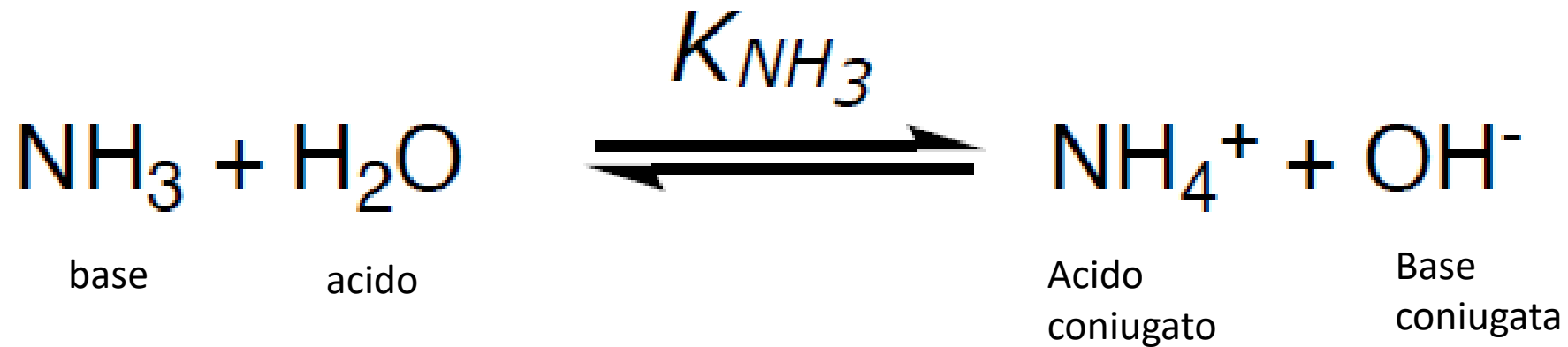


$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

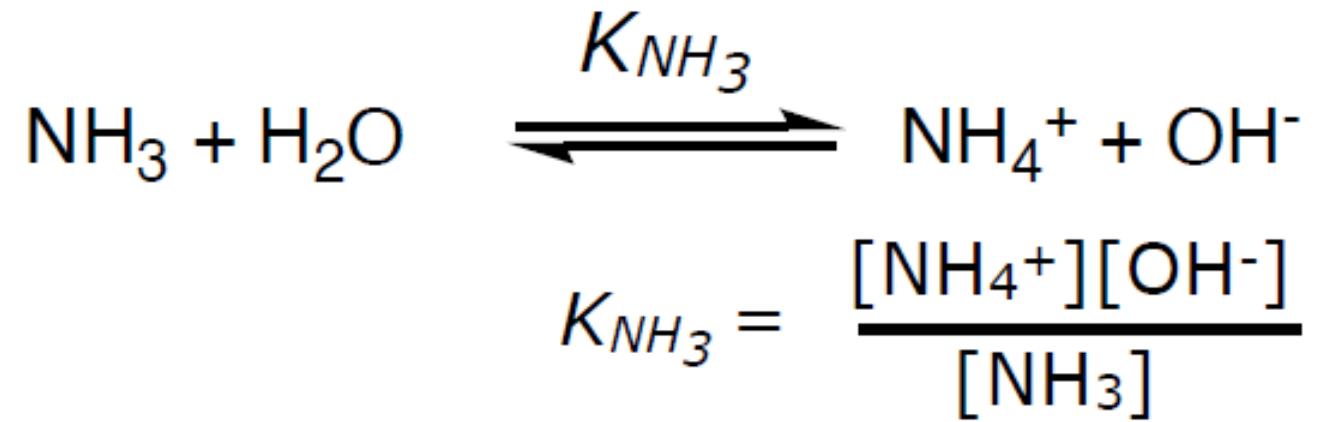
Acido debole, parzialmente dissociato in acqua, gli acidi organici hanno  $K_a$  tipicamente tra  $10^{-5}$  e  $10^{-50}$ .

# Acidi e basi di Brønsted-Lowry

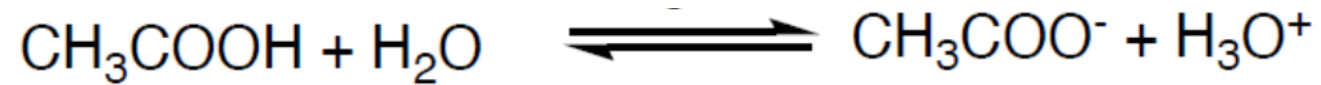
Base debole



# Acidi e basi di Brønsted-Lowry



# Acidi e basi di Brønsted-Lowry



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

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{p}K_a = 4,8$$

$$\text{p}K_a = -\log_{10} K_a$$

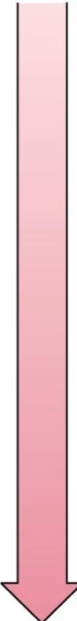

Più forte è l'acido, più piccola è la pKa



## Valori di $pK_a$ per acidi rappresentativi

Acido	Formula	$pK_a$
Etano	$\text{CH}_3\text{CH}_3$	51
Ammoniaca	$\text{NH}_3$	38
Etanolo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	15.9
Etantiolo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{SH}$	10.6
Fenolo	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	9.95
Acido acetico	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	4.76
Acido trifluoroacetico	$\text{CF}_3\text{CO}_2\text{H}$	0.23

**TABELLA 2.2** Valori di  $pK_a$  di alcuni acidi organici e inorganici

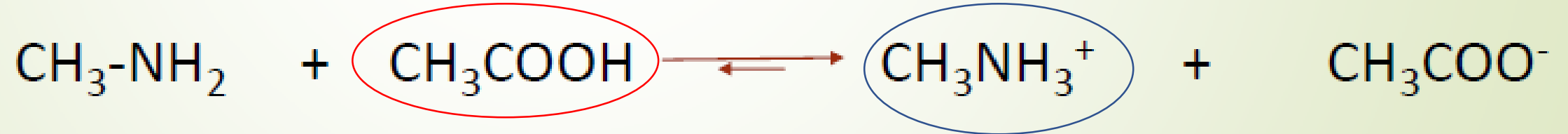
	Acido	Formula	$pK_a$	Base coniugata	
 <p>Acido più debole</p> <p>Acido più forte</p>	Etano	$CH_3CH_3$	51	$CH_3CH_2^-$	 <p>Base più forte</p> <p>Base più debole</p>
	Ammoniaca	$NH_3$	38	$NH_2^-$	
	Etanolo	$CH_3CH_2OH$	15.9	$CH_3CH_2O^-$	
	Acqua	$H_2O$	15.7	$HO^-$	
	Ione metilammonio	$CH_3NH_3^+$	10.64	$CH_3NH_2$	
	Ione bicarbonato	$HCO_3^-$	10.33	$CO_3^{2-}$	
	Fenolo	$C_6H_5OH$	9.95	$C_6H_5O^-$	
	Ione ammonio	$NH_4^+$	9.24	$NH_3$	
	Acido cianidrico	$HCN$	9.21	$CN^-$	
	Acido carbonico	$H_2CO_3$	6.36	$HCO_3^-$	
	Acido acetico	$CH_3COOH$	4.76	$CH_3COO^-$	
	Acido benzoico	$C_6H_5COOH$	4.19	$C_6H_5COO^-$	
	Acido fosforico	$H_3PO_4$	2.1	$H_2PO_4^-$	
	Ione idronio	$H_3O^+$	-1.74	$H_2O$	
	Acido solforico	$H_2SO_4$	-5.2	$HSO_4^-$	
	Acido cloridrico	$HCl$	-7	$Cl^-$	
	Acido bromidrico	$HBr$	-8	$Br^-$	
Acido iodidrico	$HI$	-9	$I^-$		

più debole è l'acido,  
più forte è la sua  
base coniugata

più forte è l'acido,  
più debole è la sua  
base coniugata

Più forte è l'acido, più piccola è la  $pK_a$

# Determinare la posizione di un equilibrio acido-base



Metil ammina

Acido acetico

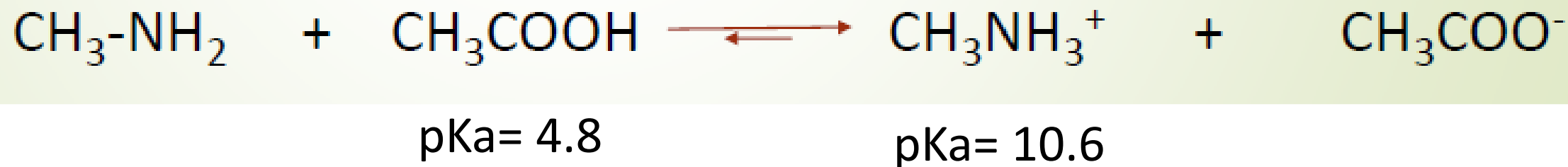
1) Individuare le due specie acide, una a sinistra e una a destra della freccia di equilibrio

# Determinare la posizione di un equilibrio acido-base



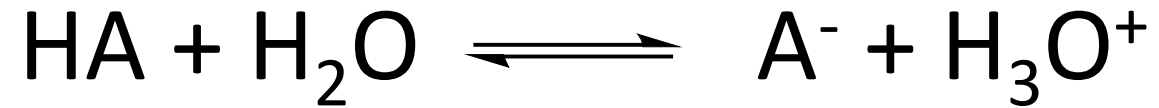
- 1) Individuare le due specie acide, una a destra e una a sinistra della freccia di equilibrio
- 2) Assegnare il corretto pKa ai due acidi

# Determinare la posizione di un equilibrio acido-base



- 1) Individuare le due specie acide, una a destra e una a sinistra della freccia di equilibrio
- 2) Assegnare il corretto pKa ai due acidi
- 3) L'equilibrio è spostato verso l'acido più debole

Quando una molecola è una sostanza acida?



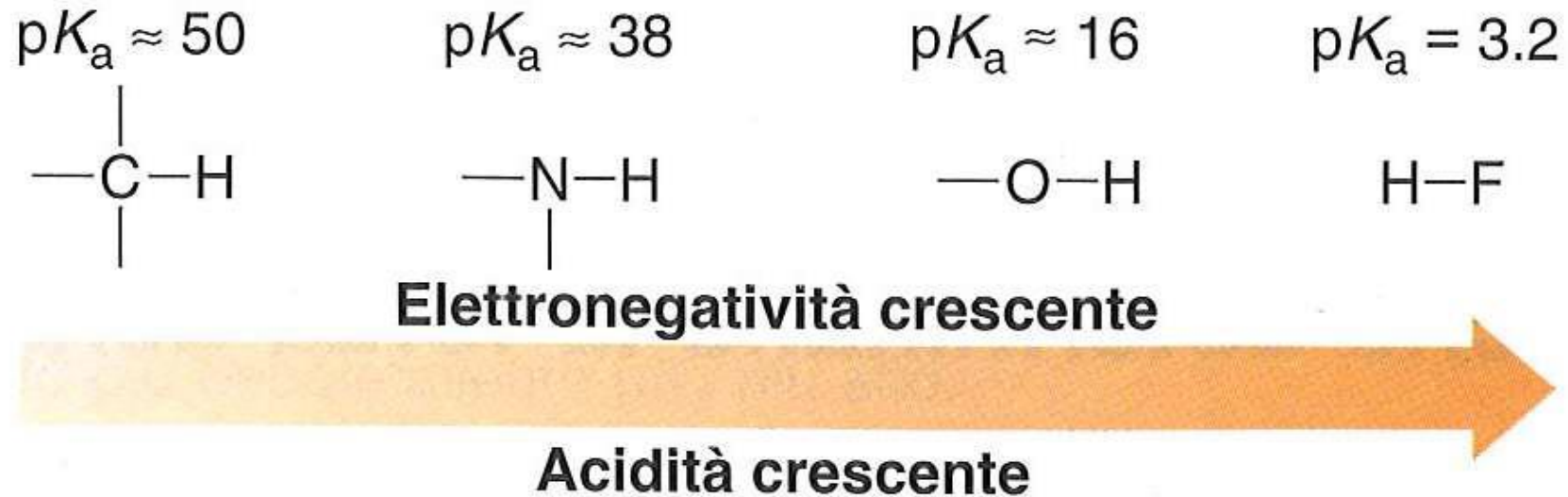
- Il legame H-A deve essere covalente polare
- La base coniugata  $\text{A}^-$  deve essere una specie stabile

# Fattori che determinano la forza di un acido

- Qualsiasi cosa che stabilizzi la base coniugata  $A^-$  rende l'acido di partenza  $H-A$  più acido
  - effetto dell'elemento
  - effetto induttivo
  - effetto di risonanza
  - effetto dell'ibridazione

# Effetto dell'elemento

- Il fattore più importante che determina l'acidità di H-A è l'elettronegatività dell'atomo a cui è legato l'idrogeno





# Effetto dell'elemento

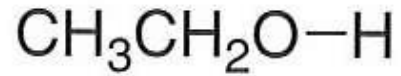
Nel caso degli acidi alogenidrici (HX), l'acidità è relazionata al raggio ionico di  $X^-$

		pKa	Base coniugata
Acido fluoridrico	HF	3.2	$F^-$
Acido cloridrico	HCl	-7	$Cl^-$
Acido bromidrico	HBr	-8	$Br^-$
Acido iodidrico	HI	-9	$I^-$

- Lo ione ioduro ha raggio atomico maggiore, il fluoruro minore
- La carica negativa viene stabilizzata se si trova su un volume più grande

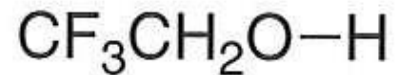
# Effetto induttivo

- L'effetto induttivo è l'attrazione della densità elettronica attraverso i legami causata dalle differenze di elettronegatività tra gli atomi, cioè la polarizzazione dei legami



etanolo

$$\text{p}K_{\text{a}} = 16$$

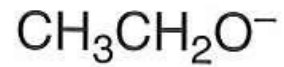


2,2,2-trifluoroetanolo

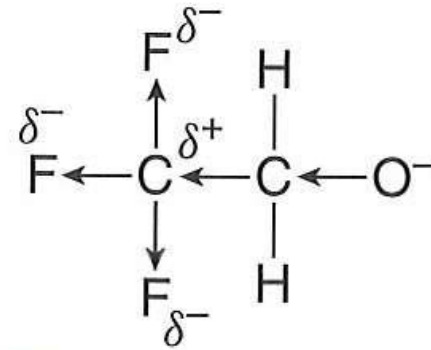
$$\text{p}K_{\text{a}} = 12.4$$

← **acido più forte**

# Effetto induttivo

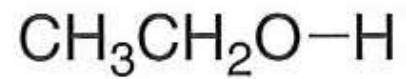


Nessun atomo elettronegativo aggiuntivo stabilizza la base coniugata



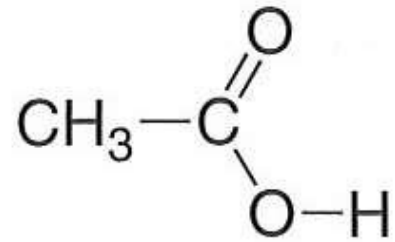
$\text{CF}_3$  attrae la densità elettronica, stabilizzando la base coniugata

# Effetto della risonanza



etanolo

$$\text{p}K_{\text{a}} = 16$$

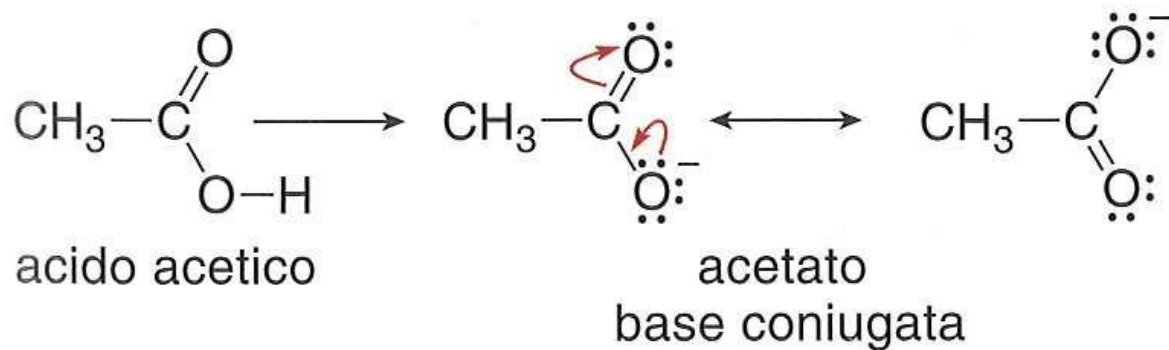


acido acetico

$$\text{p}K_{\text{a}} = 4.8$$

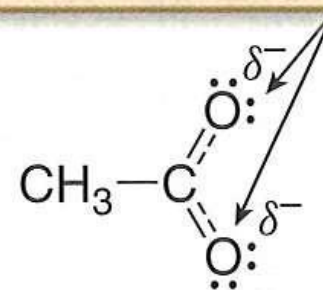
← **acido più forte**

# Effetto della risonanza



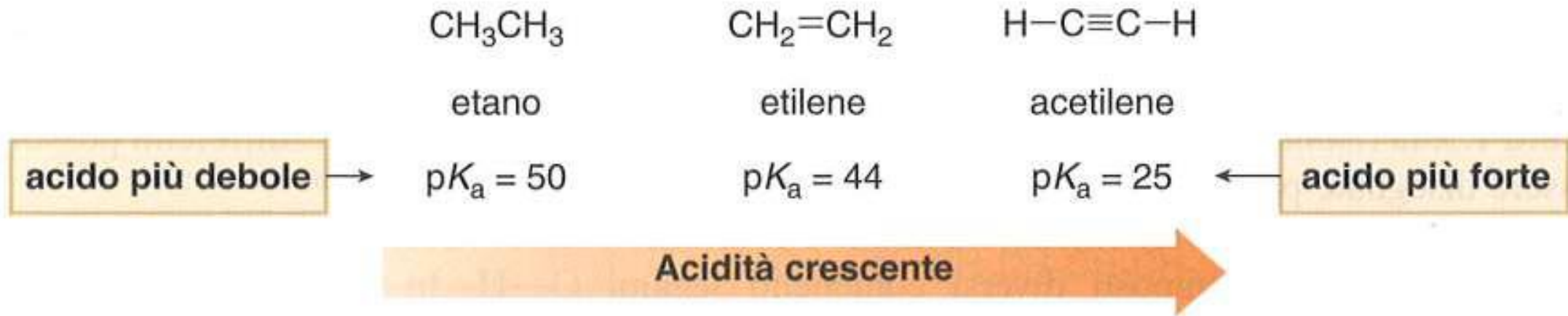
**due strutture di risonanza**

**La carica negativa è delocalizzata su due atomi di ossigeno**

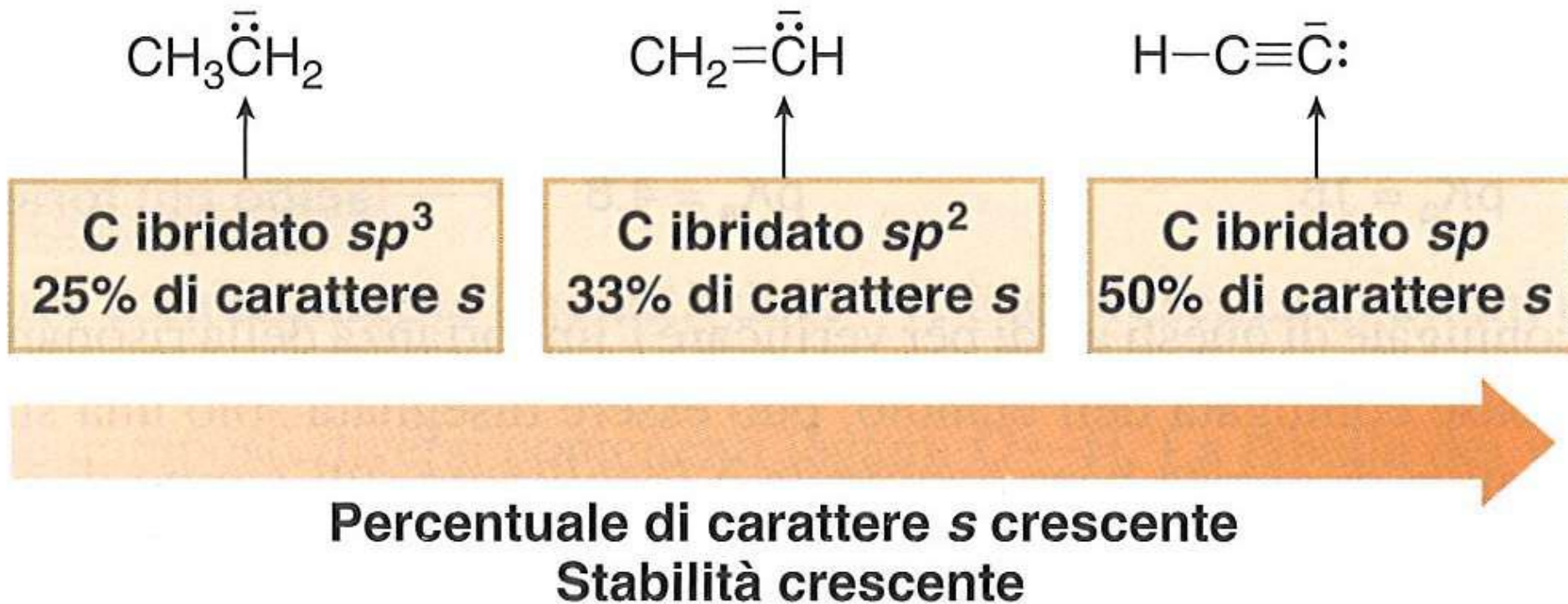


**base coniugata stabilizzata per risonanza**

# Effetto dell'ibridazione

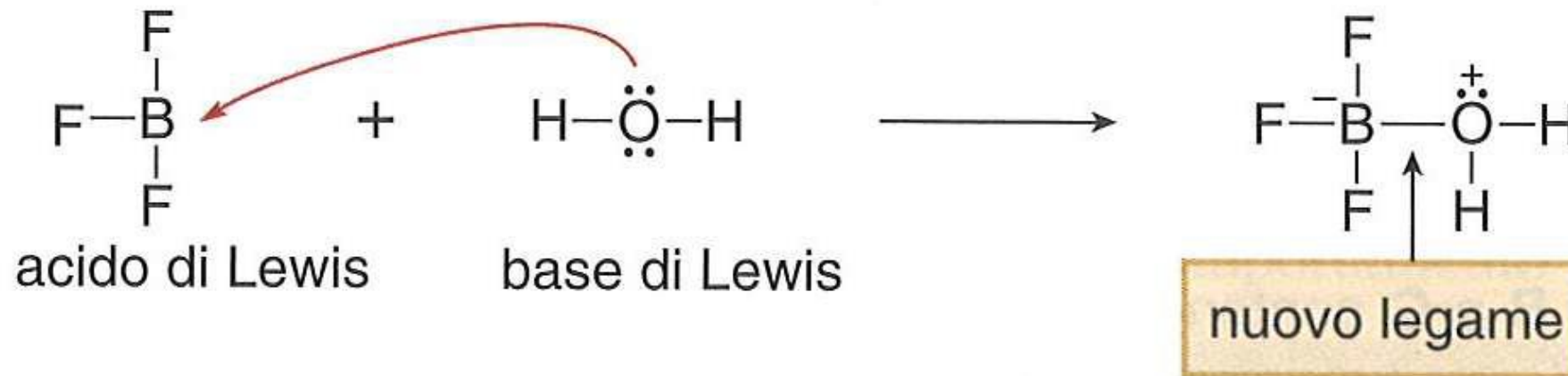


# Effetto dell'ibridazione



# Acidi e basi di Lewis

- Acido di Lewis: una specie che può formare un nuovo legame covalente accettando una coppia di elettroni
- Base di Lewis: una specie che può formare un nuovo legame covalente donando una coppia di elettroni





# Nucleofili e elettrofili

- Un acido di Lewis è definito anche un **elettrofilo**
- Quando una base di Lewis reagisce con un elettrofilo (**diverso da un protone**) la base di Lewis è definita anche un **nucleofilo**

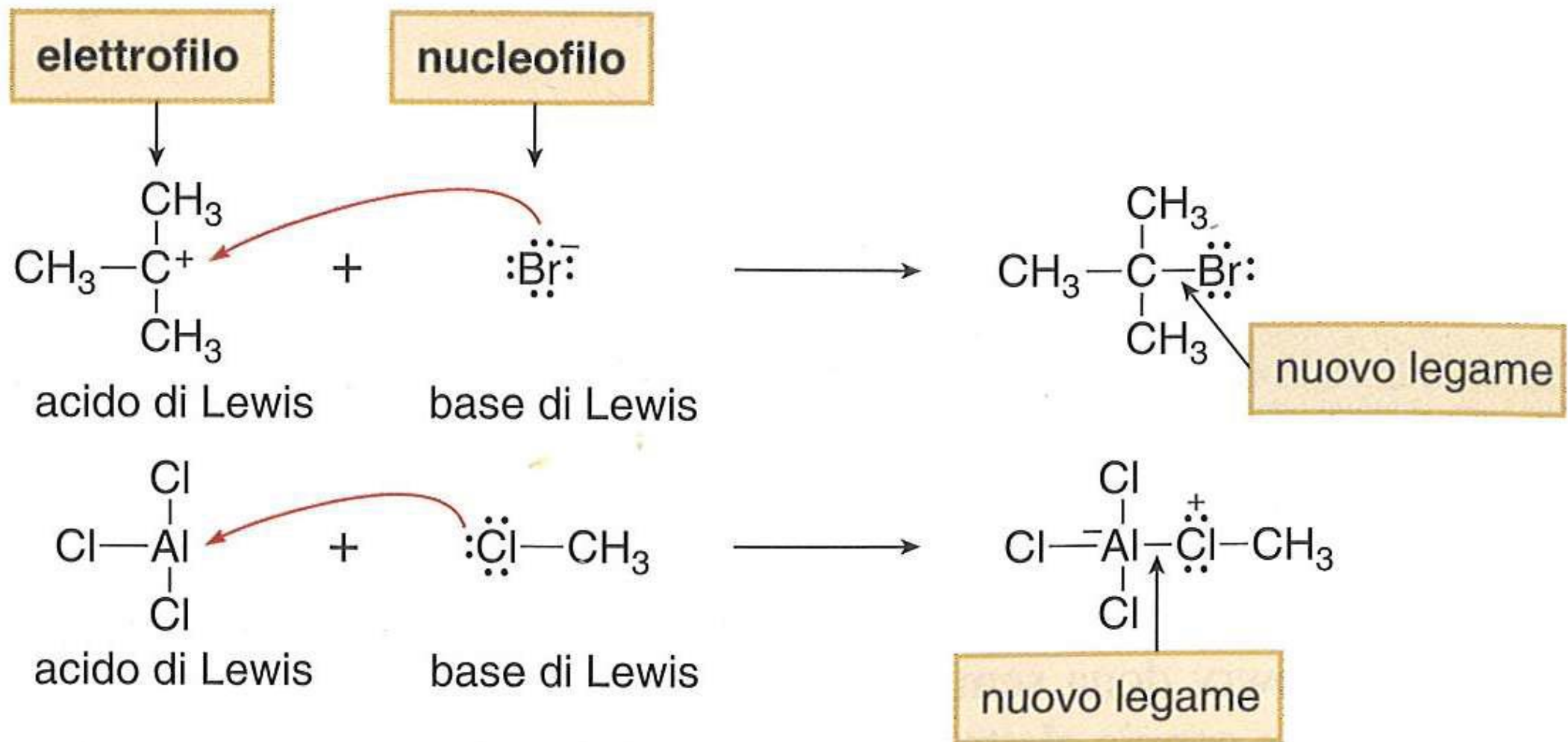


elettrofilo

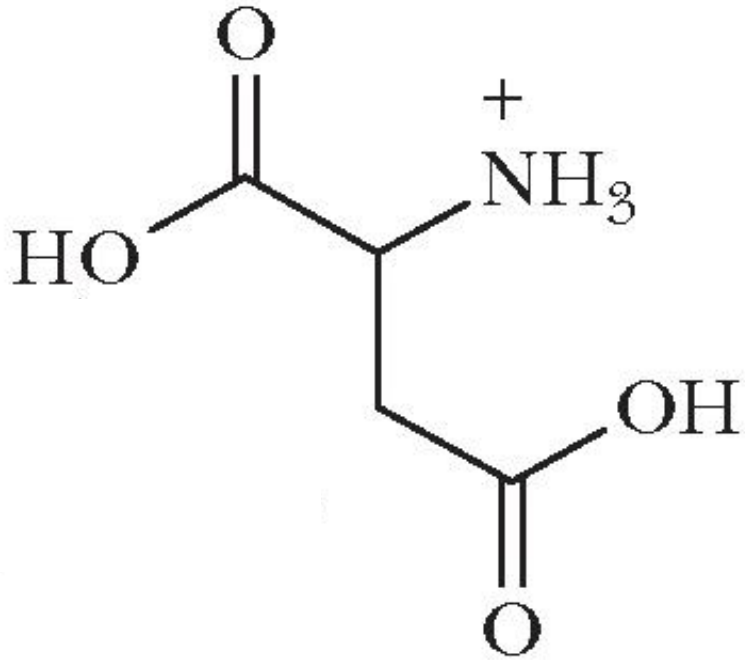


nucleofilo

- Se l'elettrofilo è il protone si parla di **acidi e basi** di Brønsted-Lowry, gli equilibri acido base sono governati da *fattori termodinamici*
- Le reazioni nucleofilo-elettrofilo sono governate da *fattori cinetici*



# Acido aspartico



Quanti gruppi acidi ci sono?  
Che pKa hanno?

# Acido aspartico

