

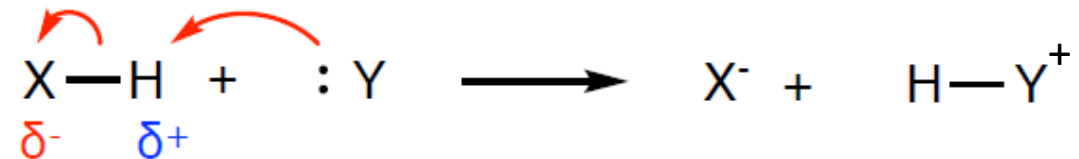
Acidi e basi

Acidi e basi

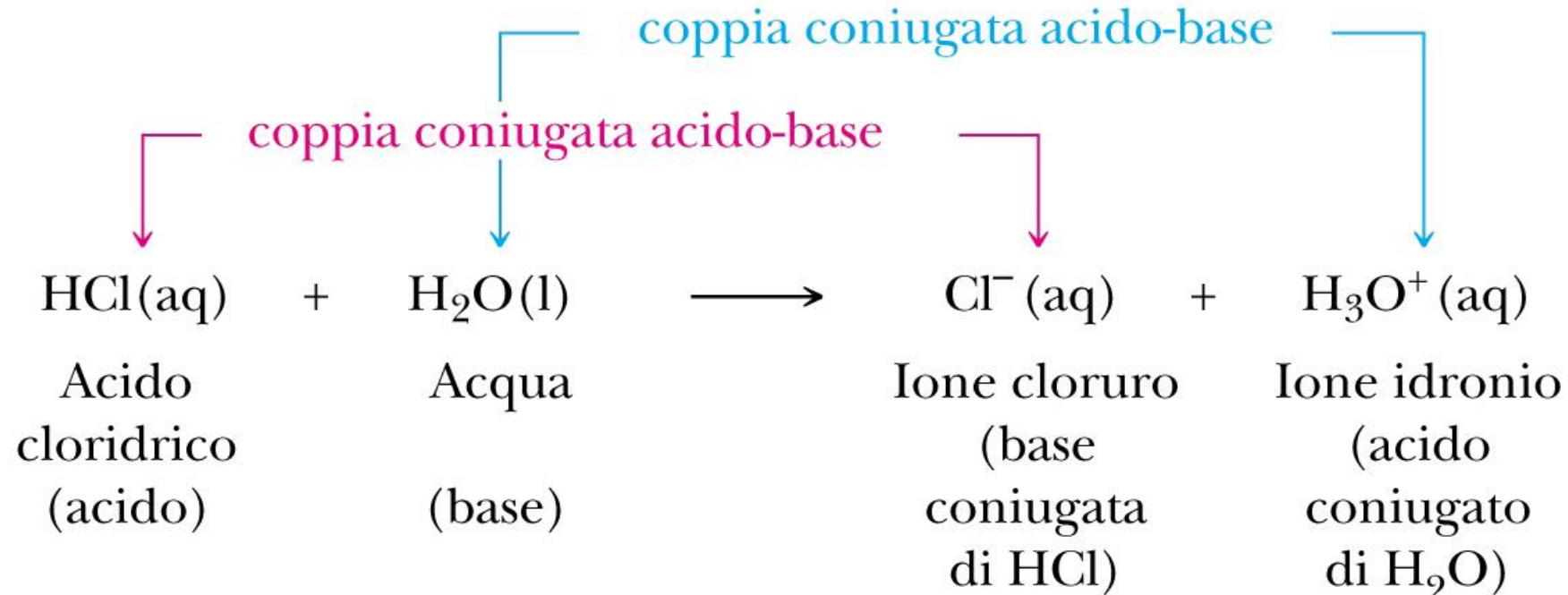
- Acidi e basi di Bronsted-Lowry (descrive gli acidi come donatori di protoni e le basi come accettori di protoni)
- Acidi e basi di Lewis (descrive gli acidi come accettori di una coppia di elettroni e le basi come donatori di una coppia di elettroni)

Acidi e basi di Bronsted-Lowry

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



Acidi e basi di Bronsted-Lowry

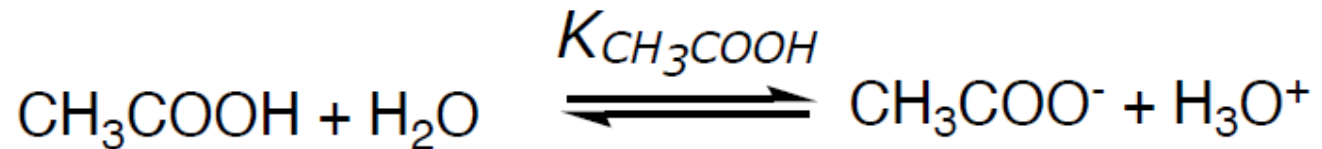


Acidi e basi di Bronsted-Lowry

- La forza di un acido di Bronsted-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 .

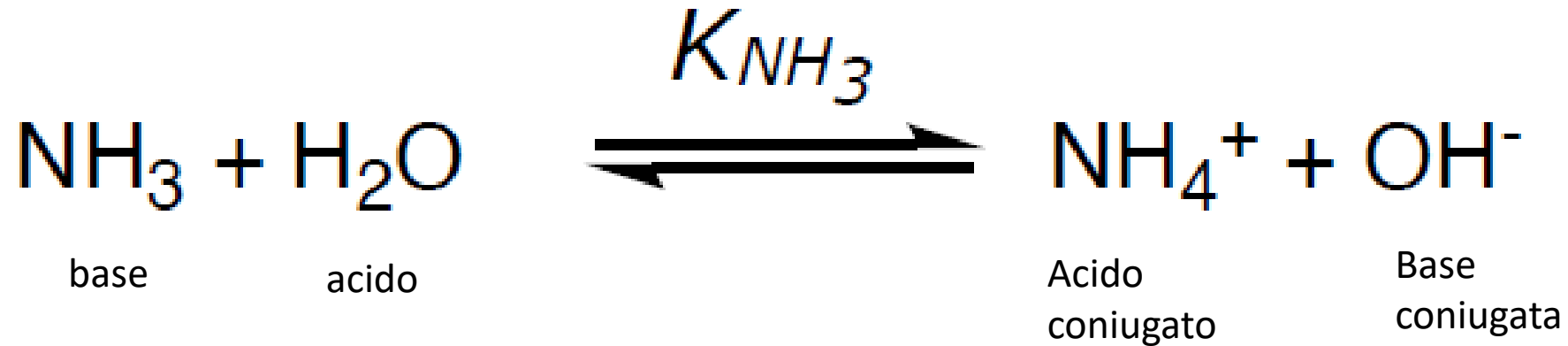


$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

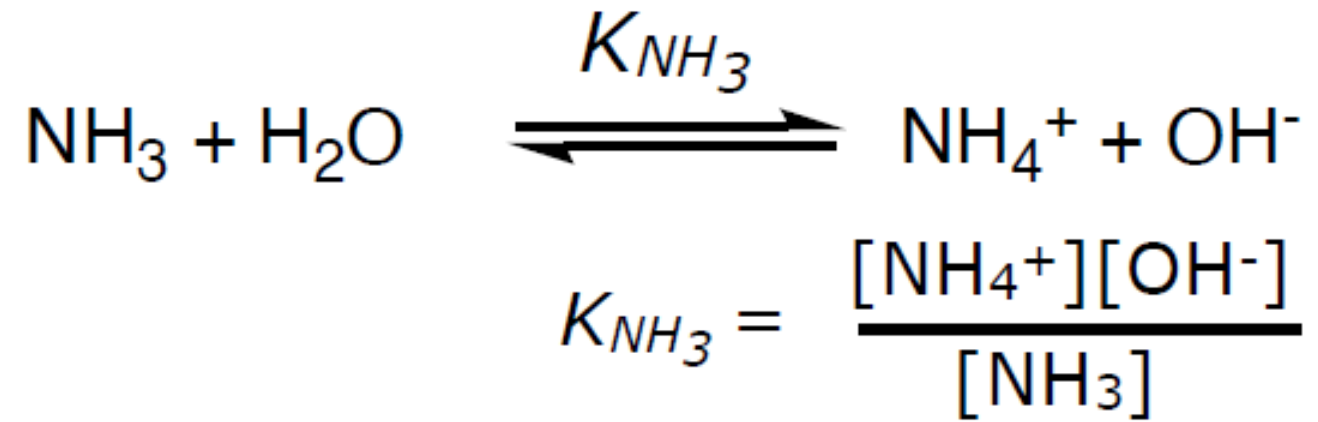
Acido debole, parzialmente dissociato in acqua, gli acidi organici hanno K_a tipicamente tra 10^{-5} e 10^{-50} .

Acidi e basi di Bronsted-Lowry

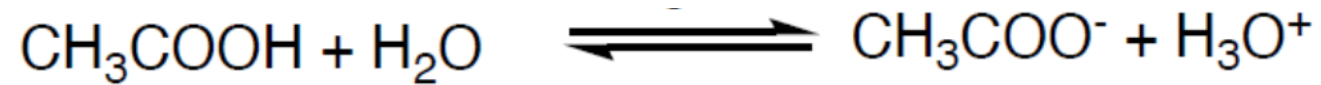
Base debole



Acidi e basi di Bronsted-Lowry



Acidi e basi di Bronsted-Lowry



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

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

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

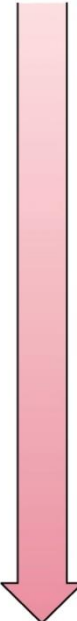

$$\text{p}K_a = -\log_{10} K_a$$

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

Valori di pK_a per acidi rappresentativi

Acido	Formula	pK_a
Etano	CH_3CH_3	51
Ammoniaca	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

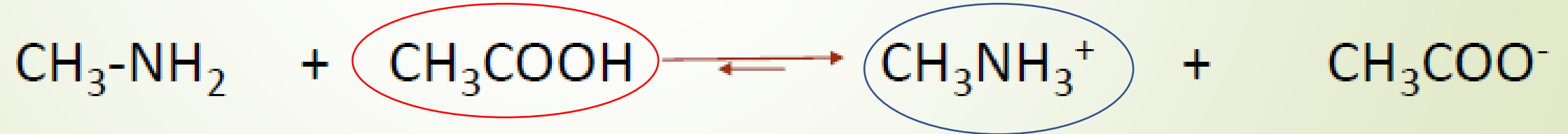
	Acido	Formula	pK_a	Base coniugata	
 <p>Acido più debole</p> <p>Acido più forte</p>	Etano	CH_3CH_3	51	$CH_3CH_2^-$	 <p>Base più forte</p> <p>Base più debole</p>
	Ammoniaca	NH_3	38	NH_2^-	
	Etanolo	CH_3CH_2OH	15.9	$CH_3CH_2O^-$	
	Acqua	H_2O	15.7	HO^-	
	Ione metilammonio	$CH_3NH_3^+$	10.64	CH_3NH_2	
	Ione 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

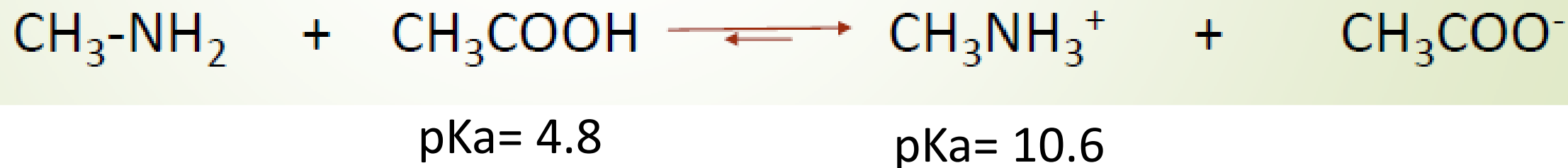
1) Individuare le due specie acide, una a sinistra e una a destra della freccia di equilibrio

Determinare la posizione di un equilibrio acido-base



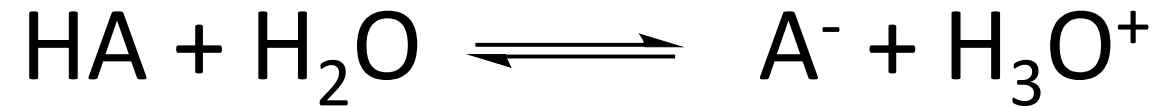
- 1) Individuare le due specie acide, una a destra e una a sinistra della freccia di equilibrio
- 2) Assegnare il corretto pKa ai due acidi

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?



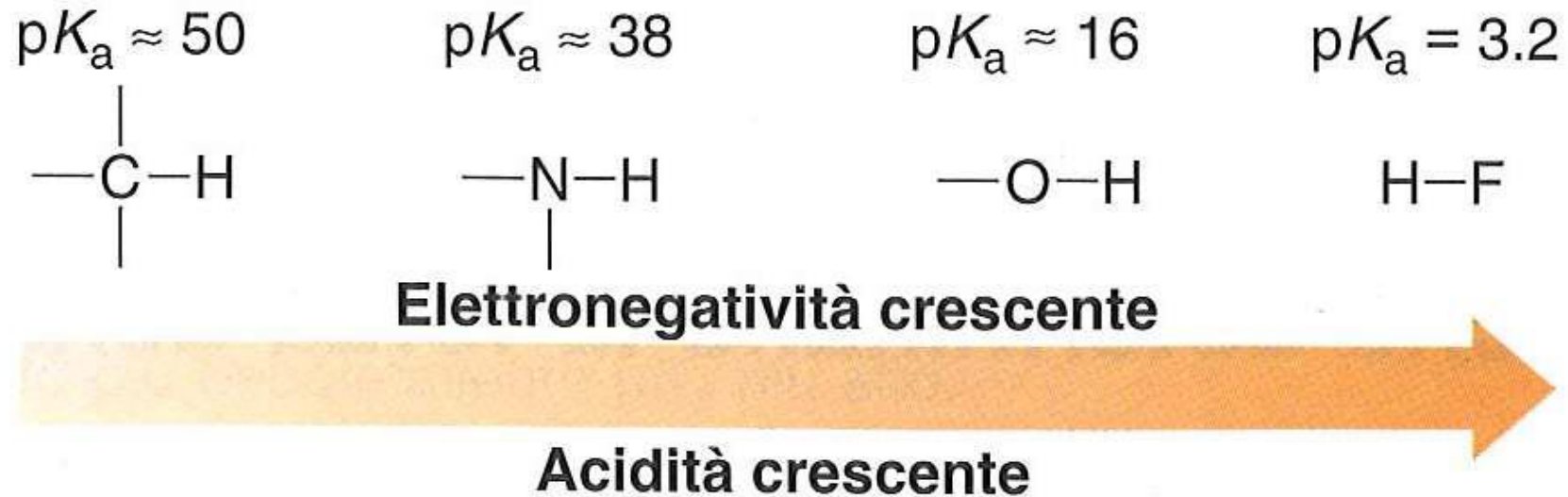
- Il legame H-A deve essere covalente polare
- La base coniugata A^- deve essere una specie stabile

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

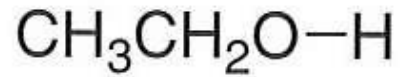
Nel caso degli acidi alogenidrici (HX), l'acidità è relazionata al raggio ionico di X^-

		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

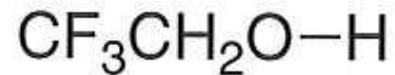
Effetto induttivo

- 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

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

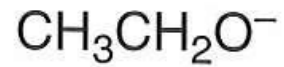


2,2,2-trifluoroetanolo

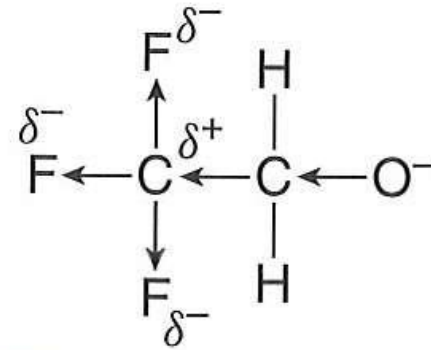
$$\text{p}K_{\text{a}} = 12.4$$

← **acido più forte**

Effetto induttivo

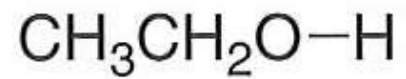


Nessun atomo elettronegativo aggiuntivo stabilizza la base coniugata



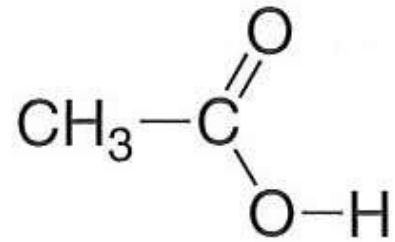
CF_3 attrae la densità elettronica, stabilizzando la base coniugata

Effetto della risonanza



etanolo

$$\text{p}K_a = 16$$

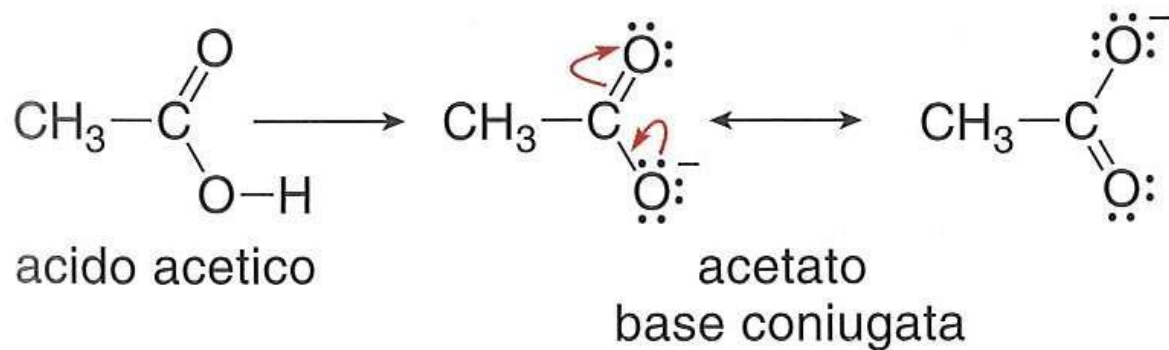


acido acetico

$$\text{p}K_a = 4.8$$

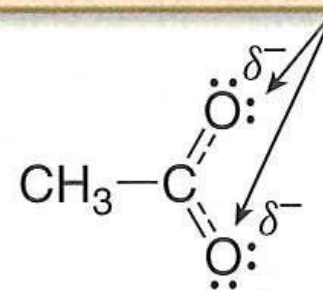
← **acido più forte**

Effetto della risonanza



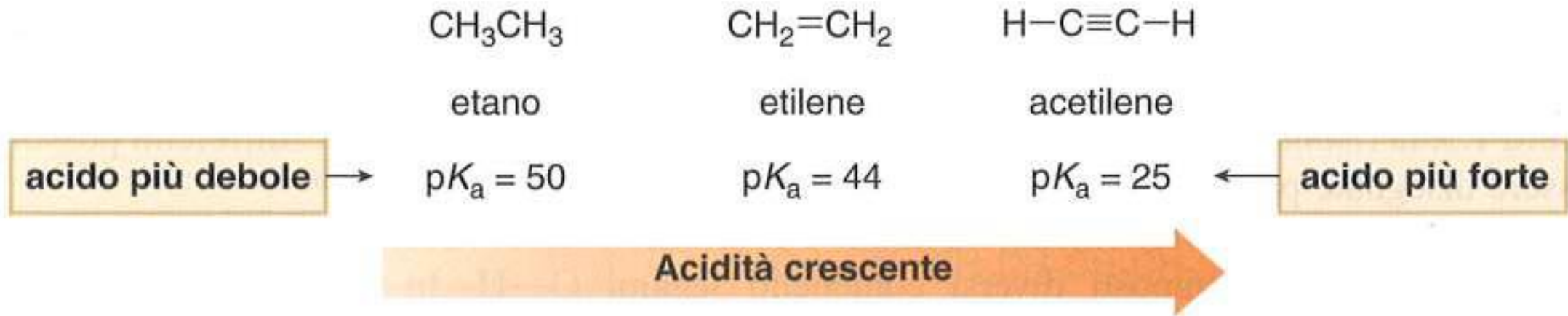
due strutture di risonanza

La carica negativa è delocalizzata su due atomi di ossigeno

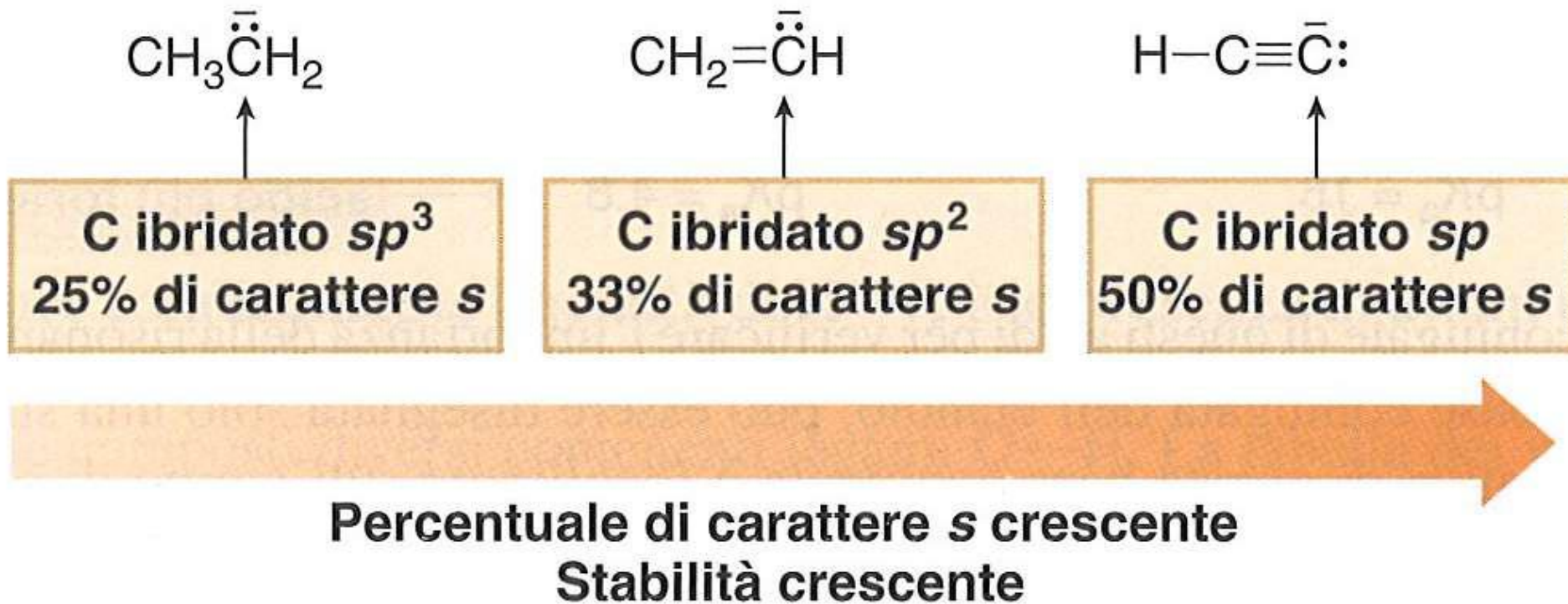


base coniugata
stabilizzata per risonanza

Effetto dell'ibridazione

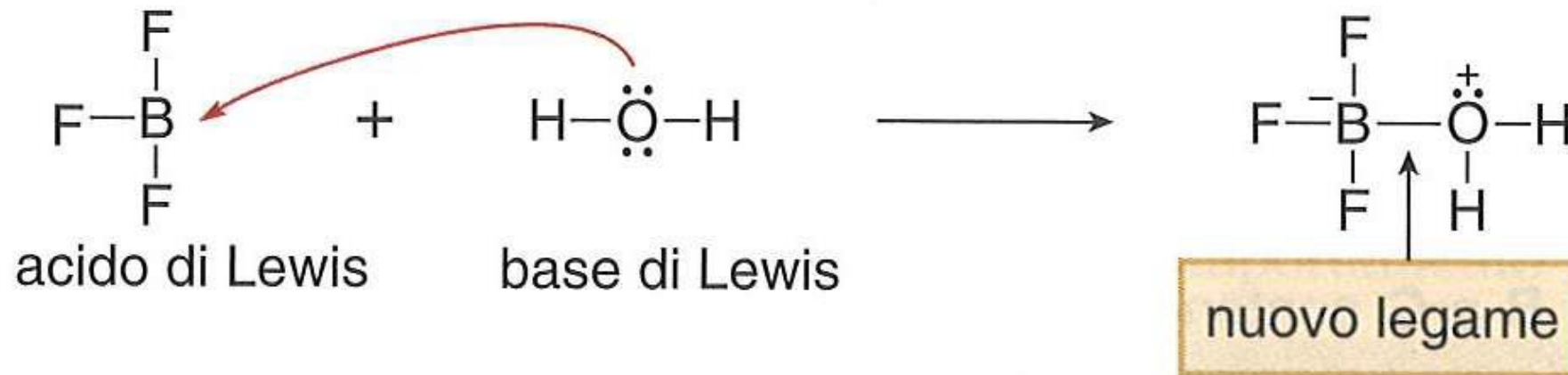


Effetto dell'ibridazione



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 Bronsted-Lowry, gli equilibri acido base sono governati da *fattori termodinamici*
- Le reazioni nucleofilo-elettrofilo sono governate da *fattori cinetici*

