

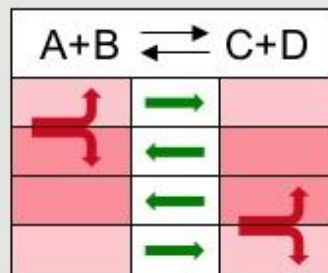
# **IONE A COMUNE** **ed altri equilibri di Acidi e Basi**

L'effetto ione a comune si ha quando in una stessa soluzione in cui si stabiliscono degli equilibri, ci sono composti che hanno lo stesso ione, che può essere un catione o un anione. Il fatto che ci siano ioni uguali provoca una minore dissociazione o una minore solubilità dei composti, secondo il Pr. Di Le Chatelier. L'effetto ione a comune vale per sali, acidi, basi purchè vi sia almeno 1 reazione di equilibrio

## Il principio dell'equilibrio mobile

Il principio dell'equilibrio mobile  
o principio di Le Chatelier afferma che:

*un sistema chimico all'equilibrio  
reagisce alle variazioni apportate ai suoi componenti  
in modo da ridurre gli effetti.*



L'aggiunta di un reagente sposta a destra l'equilibrio della reazione

La sottrazione di un reagente sposta a sinistra l'equilibrio della reazione

L'aggiunta di un prodotto sposta a sinistra l'equilibrio della reazione

La sottrazione di un prodotto sposta a destra l'equilibrio della reazione

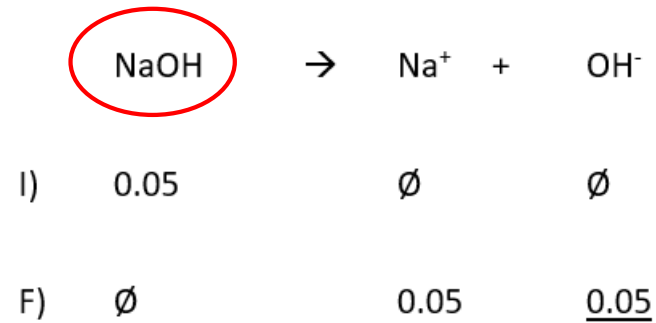
L'aggiunta di un prodotto  
sposta a sinistra l'equilibrio

## IONE A COMUNE

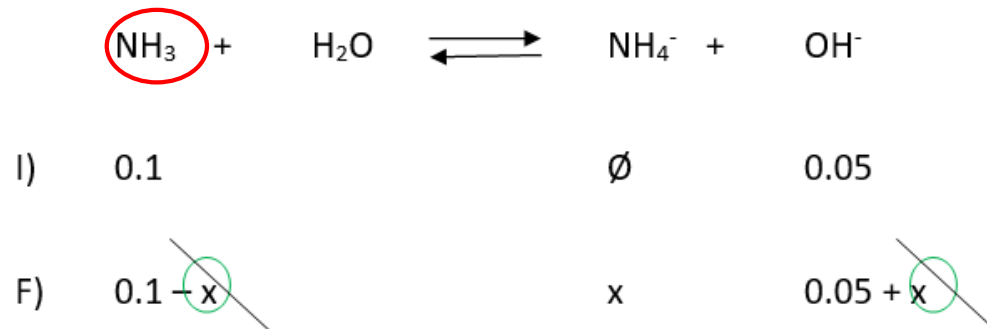
- AGGIUNGIAMO UN **ACIDO** (o BASE) **FORTE** AD UN **ACIDO** (o BASE) **DEBOLE**:

Esempio: Mescoliamo 0.1 M di  $\text{NH}_3$  con 0.05 M di  $\text{NaOH}$ :

La Base forte si dissocia COMPLETAMENTE (anche se è presente un'altra base):



La Base debole risente, nel suo equilibrio, della presenza di altro  $\text{OH}^-$  già in soluzione (quello della Base forte):



$$\rightarrow K_{\text{basica}} = \frac{x(0.05)}{0.1} \quad X = 3.6 \cdot 10^{-5}$$

La  $x$  che ne deriva, per il **Principio di Le Chatelier** è più piccola di quella che si avrebbe in assenza della concentrazione  $[\text{OH}^-] = 0.05 \text{ M}$  proveniente da  $\text{NOH}$   
 $\alpha$  diminuisce (cioè diminuisce la costante di dissociazione e la reazione si sposta verso i reagenti)

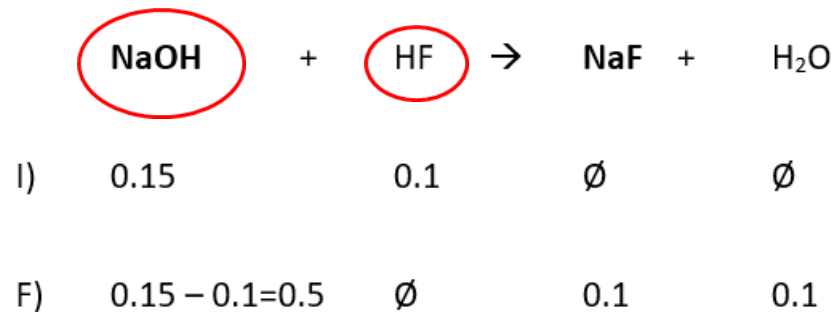


$$\text{pH} = -\text{Log}(0.05 + 3.6 \cdot 10^{-5}) \approx -\text{Log} 0.05$$

Si parla di ione a comune per gli equilibri Acido-Base quando abbiamo 2 acidi (o basi) di cui uno è forte e l'altro è debole ed entrambi cedono un  $\text{H}^+$  (oppure  $\text{OH}^-$ ) detto appunto ione a comune, ma con forza diversa. La base (acido) forte rilascia tale ione in modo quantitativo, cosicchè esso entra nell'equilibrio del debole, il cui grado di dissociazione diminuisce.

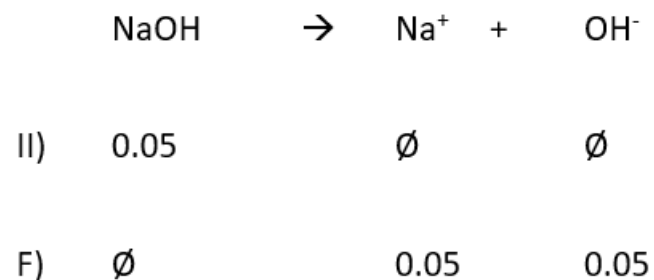
- AGGIUNGIAMO UN **ACIDO** (O BASE) FORTE IN ECCESSO SU **BASE** (O ACIDO) DEBOLE:  
DI NUOVO SI CREA UN SISTEMA IONE A COMUNE!

Esempio: Mescoliamo 0.1 M di HF con 0.15 M di NaOH:



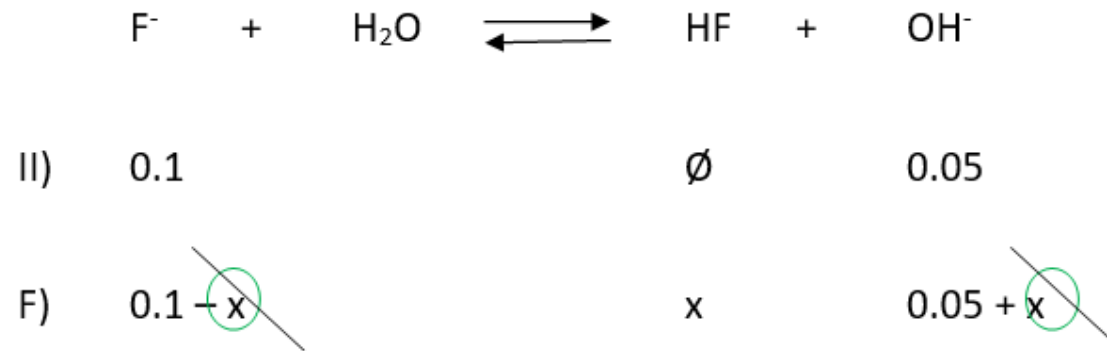
Restano in soluzione parte della Base Forte (**NaOH**) e parte Base Debole (**F<sup>-</sup>**), col che entrambe generano ioni OH<sup>-</sup>

La Base forte si dissocia **COMPLETAMENTE** (anche se è presente un'altra base):



IDEM COME IL  
PRECEDENTE!

La Base debole risente, nel suo equilibrio, della presenza di altro OH<sup>-</sup> già in soluzione (quello della Base forte):



$$\rightarrow K_{\text{idrolisi basica}} = \frac{K_w}{K_{\text{HF}}} = \frac{x(0.05)}{0.1}$$

$$\text{pOH} \approx -\text{Log}0.05$$

La x che ne deriva, per il **Principio di Le Chatelier** (è già presente del prodotto) è più piccola di quella che si avrebbe in assenza di [OH<sup>-</sup>] = 0.05 M proveniente da NOH

→ α diminuisce (cioè F<sup>-</sup> diminuisce la propria idrolisi)

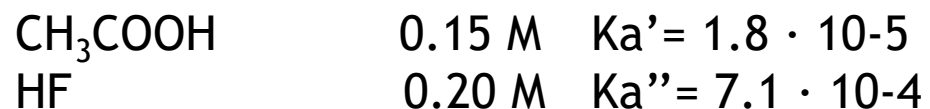
## EQUILIBRI SIMULTANEI TRA 2 ACIDI (O BASI) DEBOLI

- AGGIUNGIAMO UN ACIDO (o BASE) DEBOLE AD UN ALTRO ACIDO (o BASE) DEBOLE



*Ciascun Acido (o Base) si dissocia secondo la propria  $K_{eq}$ , e ciascuno ione  $H^+$  (oppure  $OH^-$ ) dissociato dall'uno entra anche nell'equilibrio dell'altro → LA SOLUZIONE PREVEDE UN SISTEMA DI 2 EQUAZIONI IN 2 INCOGNITE*

Esempio: trovare il pH di una soluzione contenente:



Scriviamo entrambe le reazioni di equilibrio **SIMULTANEO!**





I) 0.15

F) 0.15 - x                      x                      x + y



I) 0.20

F) 0.20 - y                      y                      y + x

$$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} K_a' = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x(x+y)}{0.15-x} \\ K_a'' = \frac{[\text{F}^-][\text{H}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{y(y+x)}{0.20-y} \end{array} \right.$$

**X e Y si ottengono dalla risoluzione  
del SISTEMA**

**Il pH è legato alla somma dei  
contributi**

$$\text{pH} = -\text{Log}(x+y)$$

N.B. Se uno dei 2 è molto più debole dell'altro, si può semplificare il sistema approssimando la sua  $x \simeq 0$

In generale, però  $\longrightarrow$   $\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}^+]_{\text{TOT}} = -\text{Log} (x + y)$

Si possono avere anche sali che danno idrolisi sia ad opera del catione che dell'anione



*EQUILIBRI SIMULTANEI COMPLESSI DA RISOLVERE E SEMPRE CON  
UN SISTEMA MATEMATICO*

Esempio: trovare il pH di una soluzione 0.34M di acetato di ammonio  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$

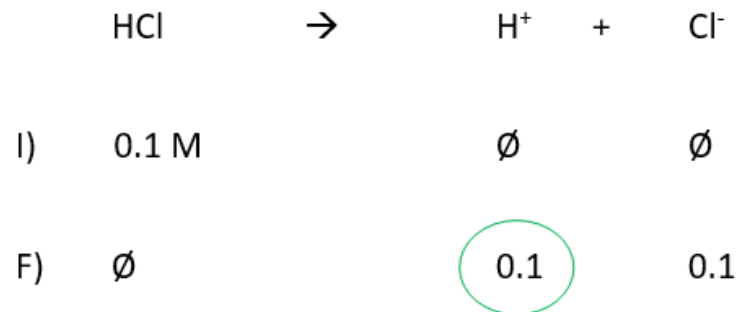
acido

base

- **AGGIUNTA DI ACIDI (o BASI) FORTI AD ALTRI ACIDI (o BASI) FORTI**

In tal caso le concentrazioni di ioni  $H^+$  (oppure  $OH^-$ ) si sommano perché ciascun Ac/B, essendo FORTE, si dissocia indipendentemente dall'altro:

Esempio: mescoliamo acido cloridrico con acido solforico:



Considerato il solforico forte ad entrambe le dissociazioni



Più acidi Forti



Acido F

Base F

$$pH = -\text{Log} [H^+]_{TOT} = -\text{Log} 0.7$$

**NOTA BENE:** Quando cerchiamo il pH di una soluzione di un Acido o di una Base forte trascuriamo il numero di ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  provenienti dall' $\text{H}_2\text{O}$ :



Poiché la  $K_w = 10^{-14}$  per questo equilibrio ed è bassa, la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  proveniente da  $\text{H}_2\text{O}$  è trascurabile

Esempio:

$[\text{HNO}_3]=0.15 \text{ M}$

pH?



Ac. F. 0.15 M



0.15 ~~+x~~ x

$$[\text{OH}^-] [\text{H}^+] = 10^{-14}$$

$$x \cdot 0.15 = 10^{-14}$$

$$X=6.7 \cdot 10^{-14}$$

Il contributo al pH dell'acqua da sola è minimo!

**MA SE LA CONCENTRAZIONE dell'Ac./B. Forte è dell'ordine di grandezza della concentrazione dello stesso ione prodotta dall'H<sub>2</sub>O, in tal caso questa non è trascurabile.**

Esempio : [HNO<sub>3</sub>] = 10<sup>-7</sup> M      pH ?



I) 10<sup>-7</sup>

F) ∅



I)



F)



$$X \cdot (10^{-7} + X) = K_w = 10^{-14}$$

↓  
**NON E' TRASCURABILE!**

**RISOLVENDO:**

$X = 6.2 \cdot 10^{-8} \text{ M}$   
 $[\text{H}^+]_{\text{TOT}} = 6.2 \cdot 10^{-8} + 10^{-7}$   
 $\text{pH} = 6.78$

Anche acidi o basi forti, in concentrazioni molto basse, rientrano in un effetto ione a comune