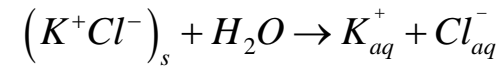


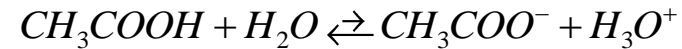
## Equilibri elettrolitici

Elettroliti: specie chimiche che in soluzione si dissociano totalmente o parzialmente in ioni (particelle cariche elettricamente)

- elettrolita forte : totalmente dissociato (sali, acidi e basi forti)



- elettrolita debole: parzialmente dissociato (acidi e basi deboli)



$\alpha$  = grado di dissociazione

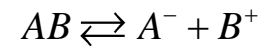
$$\alpha = \frac{n_{dissociate}}{n_{iniziali}}$$

$$\alpha = 1$$

(elettroliti forti)

$$0 < \alpha < 1$$

(elettroliti deboli)



$$K = \frac{[A^-][B^+]}{[AB]}$$

- $C_{iniz}$  la sua concentrazione iniziale
- $\alpha$  è il suo grado di dissociazione

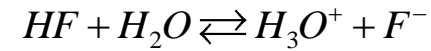
	iniziale	equilibrio
[AB]	$C_{iniz}$	$C_{iniz} - \alpha C_{iniz}$
[B+]	0	$\alpha C_{iniz}$
[A-]	0	$\alpha C_{iniz}$

$$k_{diss} = \frac{[A^-][B^+]}{[AB]} = \frac{(\alpha \cdot C_{iniz})^2}{C_{iniz} - \alpha \cdot C_{iniz}} = \frac{\alpha^2 C_{iniz}^2}{C_{iniz}(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C_{iniz}}{1-\alpha}$$

$$k_{diss} = \frac{\alpha^2 C_{iniz}}{1-\alpha}$$

**legge di diluizione di Ostwald (legge delle masse applicata agli equilibri ionici)**

La costante di equilibrio di dissociazione dell'acido fluoridrico HF in H<sub>2</sub>O è  $K_a = 6.7 \cdot 10^{-4}$ . Calcolare a quale concentrazione esso è dissociato per il 5.5 %.



	iniziale	equilibrio
[HF]	$C_{iniz}$	$C_{iniz} - \alpha C_{iniz}$
[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	0	$\alpha C_{iniz}$
[F <sup>-</sup> ]	0	$\alpha C_{iniz}$

Ogni molecola di HF che reagisce produce uno ione H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e uno ione F<sup>-</sup>

In questo caso 0.055 X moli dell'uno e dell'altro

0.055 = 5.5%

$$k_{diss} = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = \frac{(\alpha \cdot C_{iniz})^2}{C_{iniz} - \alpha \cdot C_{iniz}} = \frac{\alpha^2 C_{iniz}}{1 - \alpha}$$

$$k_{diss} = \frac{\alpha^2 C_{iniz}}{1 - \alpha}$$

$$6.7 \cdot 10^{-4} = \frac{(0.055)^2 \cdot x}{1 - 0.055} \quad x = 0.21$$

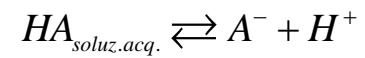
La soluzione iniziale di HF è 0.21 M

## Acidi e Basi

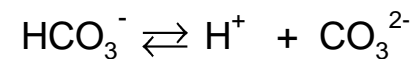
- Arrhenius

Si definisce ACIDO una specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia dando uno o più ioni idrogeno

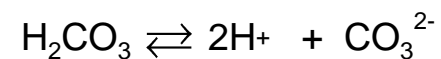
- monoprotico → un solo ione idrogeno



- poliprotico → più ioni idrogeno

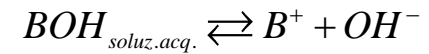


ovvero

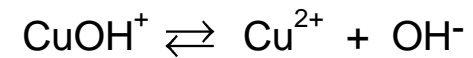


Si definisce BASE una specie chimica che in soluzione acquosa si dissocia dando uno o più ioni idrossido

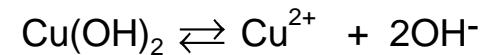
- monoacida → un solo ione idrossido



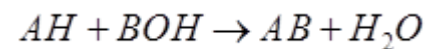
- poliacida → più ioni idrossido



ovvero

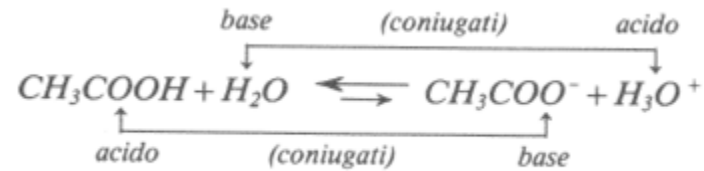
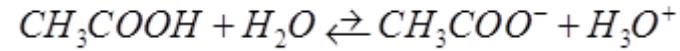


Acido e Base reagendo insieme formano un Sale e acqua

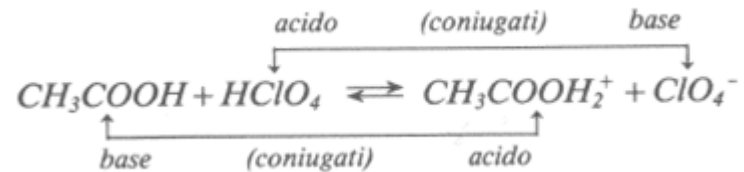
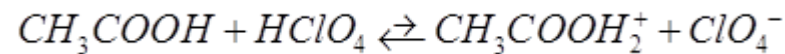


- Bronsted

Si definisce base una specie chimica in grado di aggiungere uno o più protoni ceduti da un acido, ed acido una specie chimica in grado di cedere uno o più protoni, accettati da una base

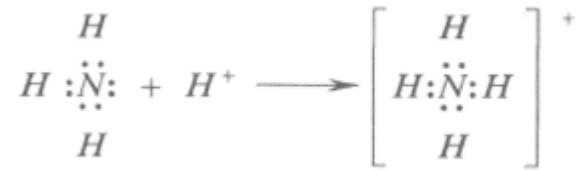
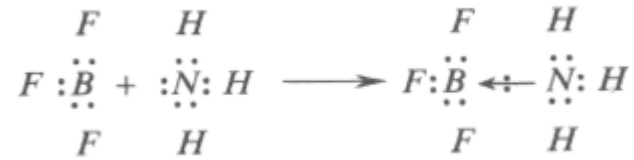


- sistema acido – base
- coppie coniugate (differiscono per un solo H<sup>+</sup>)
- a seconda del partner una specie si può comportare da acido o base

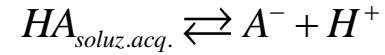


- Lewis

Si definisce ACIDO (di Lewis) una specie chimica in grado di accettare uno o più lone pairs; BASE (di Lewis) una specie in grado di fornire uno o più lone pairs



## Forza di un acido



$$k = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]}$$

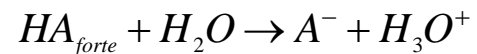
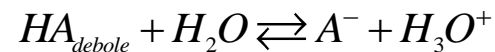
- un acido si dice forte quando in soluzione acquosa è completamente o quasi completamente dissociato in **anioni** e ioni **H<sup>+</sup>**
- si dice debole quando è poco dissociato

regola empirica (valida per gli acidi ossigenati)

un acido può ritenersi forte quando la differenza tra il numero di atomi di ossigeno ed il numero di atomi di idrogeno è uguale o maggiore di due, debole in caso contrario

HNO<sub>2</sub>                      (2 O – 1 H) = 1                      →                      acido debole    K<sub>a</sub> = 4.5 x 10<sup>-4</sup>

HNO<sub>3</sub>                      (3 O – 1 H) = 2                      →                      acido forte





## Forza di una base

- una base si dice forte quando in soluzione acquosa è completamente o quasi completamente dissociata in cationi e ioni  $\text{OH}^-$
- si dice debole quando è poco dissociata

regola empirica (valida per gli idrossidi)

un idrossido è forte quando il metallo che lo forma è un metallo alcalino o alcalino-terroso

CuOH

idrossido debole

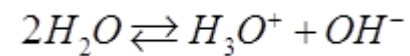
KOH

idrossido forte

Il prodotto ionico dell'acqua

(*equilibrio di autoprotolisi dell'acqua*)

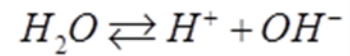
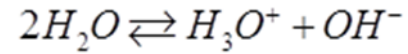
L'acqua presenta una piccolissima percentuale di molecole dissociate in ioni  $\text{H}^+$  e ioni  $\text{OH}^-$  secondo il seguente equilibrio



$$K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 1.00 \cdot 10^{-14}$$

$$K_w = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} = 1.00 \cdot 10^{-14}$$

l'equilibrio è fortemente spostato verso sinistra

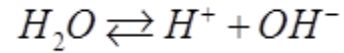


$$K_w = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1.00 \cdot 10^{-14}$$

	concentrazioni iniziali	concentrazioni all'equilibrio
H <sub>2</sub> O	[H <sub>2</sub> O]	[H <sub>2</sub> O] - x
I <sub>2</sub>	0	x
HI	0	x

possiamo trascurare la frazione x di molecole d'acqua che si dissociano rispetto all'acqua indissociata

$$K_w = \frac{[H^+]_{eq}[OH^-]_{eq}}{[H_2O]_{eq}} = \frac{x^2}{([H_2O]_{iniz} - x)} \approx \frac{x^2}{[H_2O]_{iniz}}$$



- per ogni molecola d'acqua che si dissocia produce uno ione  $H^+$  ed uno ione  $OH^-$
- le due specie ioniche dovranno trovarsi nell'acqua in numero uguale  $\rightarrow$  la stessa concentrazione

$$x = [H^+] = [OH^-] = \sqrt{k_w} = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

- quanto detto vale per  $H_2O$  pura; sciogliendo una specie in soluzione acquosa:

Le soluzioni in cui  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$  sono dette **neutre**

Le soluzioni in cui  $[H^+] > [OH^-]$  sono dette **acide**

Le soluzioni in cui  $[H^+] < [OH^-]$  sono dette **basiche**

pH e pOH

$[H^+]$  e  $[OH^-]$  sono espresse da valori molto piccoli  $\rightarrow$  più comodo usare notazione logaritmica

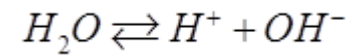
la concentrazione degli ioni  $H^+$  viene espressa in termini di pH

$$pH = -\log_{10}[H^+] = \log_{10} \frac{1}{[H^+]}$$

la concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  in una soluzione è espressa tramite il pOH

$$pOH = -\log_{10}[\text{OH}^-] = \log_{10} \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

esiste una relazione tra pH e pOH



$$K_w = \frac{[\text{H}^+]_{eq} [\text{OH}^-]_{eq}}{[\text{H}_2\text{O}]_{eq}} = \frac{x^2}{([\text{H}_2\text{O}]_{iniz} - x)} \approx \frac{x^2}{[\text{H}_2\text{O}]_{iniz}}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-14} \quad -\log_{10}([\text{H}^+][\text{OH}^-]) = -\log_{10}(10^{-14}) \quad -\log_{10}[\text{H}^+] - \log_{10}[\text{OH}^-] = pH + pOH = 14$$

la somma del pH e del pOH è sempre uguale a 14

nelle soluzioni neutre

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

allora anche  $\text{pH} = \text{pOH} = 7$

[H+]	pH	[OH-]	pOH
$10^{-14}$	14	$10^0$	0
$10^{-13}$	13	$10^{-1}$	1
$10^{-12}$	12	$10^{-2}$	2
$10^{-11}$	11	$10^{-3}$	3
$10^{-10}$	10	$10^{-4}$	4
$10^{-9}$	9	$10^{-5}$	5
$10^{-8}$	8	$10^{-6}$	6
$10^{-7}$	7	$10^{-7}$	7
$10^{-6}$	6	$10^{-8}$	8
$10^{-5}$	5	$10^{-9}$	9
$10^{-4}$	4	$10^{-10}$	10
$10^{-3}$	3	$10^{-11}$	11
$10^{-2}$	2	$10^{-12}$	12
$10^{-1}$	1	$10^{-13}$	13
$10^0$	0	$10^{-14}$	14

la scala del pH è una **scala logaritmica** → ogni grado di pH corrisponde ad una variazione nella concentrazione degli ioni  $H^+$  pari a 10 volte

una soluzione a pH 2 presenta una concentrazione degli ioni  $H^+$  1000 volte maggiore di una soluzione a pH 5