

## ACIDI E BASI

Queste sostanze molto importanti sono state oggetto di numerosi studi allo scopo di valutarne le proprietà ed il comportamento chimico.

Possiamo riconoscere tre modelli principali che si sono succeduti nel tempo:

### *Teoria di Arrhenius*

Nel 1887 Svante Arrhenius fu il primo a dare una definizione di acido e di base.

**acido:** *composto neutro che sciolto in acqua ionizza per dare ioni  $H^+$  ed il corrispondente ione negativo.* In accordo alla sua teoria il cloruro di idrogeno HCl è una sostanza acida dal momento che in acqua si dissocia dando ioni  $H^+$  e  $Cl^-$ .



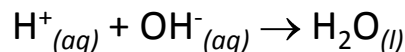
**base:** *composto neutro che sciolto in acqua ionizza per dare ioni  $OH^-$  ed il corrispondente ione positivo.*



**Un acido secondo Arrhenius è una sostanza che libera ioni idrogeno ( $H^+$ ) quando è sciolta in acqua.**

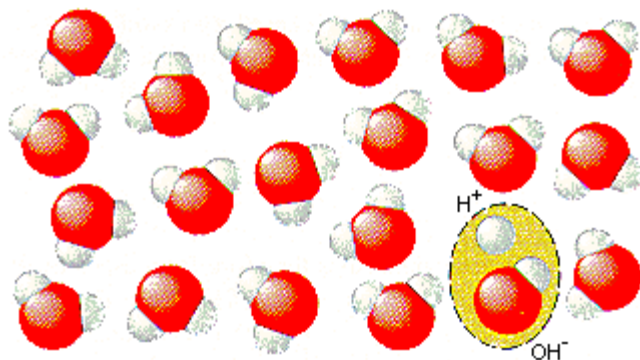
**una base secondo Arrhenius è una sostanza che libera ioni idrossido ( $OH^-$ ) quando è sciolta in acqua.**

**Questa teoria spiega perché gli acidi hanno proprietà simili: la loro caratteristica principale è quella di dare ioni  $H^+$  in acqua. E' anche in grado di spiegare perché acidi e basi si neutralizzano**



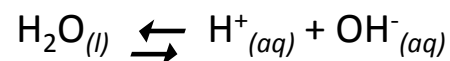
**La teoria di Arrhenius tuttavia presenta diversi limiti:**

- può essere applicata solo a reazioni acquose, dato che *definisce le sostanze acide e basiche solo in base al loro comportamento in acqua.***
- solo composti che contengono  $OH^-$  sono classificati come basi, ma perché composti come  $Na_2CO_3$  hanno comportamento basico pur non possedendo gruppi  $OH^-$  ?**



## L'acqua secondo la teoria di Arrhenius

L'acqua è una molecola polare che è in grado di dissociare per formare sia ioni idrogeno che ioni idrossido:



Questa reazione è di equilibrio, dato che è possibile anche la reazione inversa. La costante di equilibrio di questa reazione (meglio nota come *prodotto ionico dell'acqua*,  $K_w$ ) è estremamente bassa:  $1.0 \times 10^{-14}$ , cioè solo 2 molecole di acqua ogni miliardo sono dissociate a 25 °C.

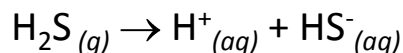
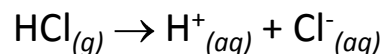
Sulla base di ciò, una definizione operativa più pratica di acido e base potrebbe essere la seguente:

*un acido è una sostanza che aumenta la concentrazione di  $\text{H}^+$  quando è sciolta in acqua.*

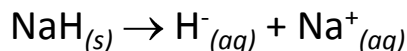
*una base è una sostanza che aumenta la concentrazione di  $\text{OH}^-$  quando è sciolta in acqua.*

## Principali Acidi e Basi

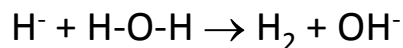
**Idruri** (composti binari contenenti idrogeno): i composti che contengono un idrogeno legato ad un non metallo si chiamano *idruri non metallici*. Dal momento che contengono idrogeno con numero di ossidazione +1 *sono sorgenti di ioni idrogeno in acqua*:



*Gli Idruri metallici* (un idrogeno legato ad un metallo) contengono di norma idrogeno con numero di ossidazione -1 e *sono sorgenti di ioni idruro in acqua*:



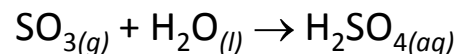
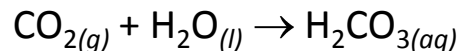
Lo ione idruro, con la sua coppia di elettroni, può strappare un  $\text{H}^+$  dall'acqua



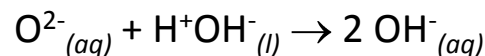
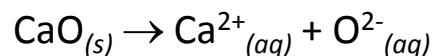
Quindi gli idruri metallici hanno un comportamento basico.

**Ossidi** (composti binari contenenti ossigeno)

***Ossidi non metallici si sciolgono in acqua per dare acidi:***

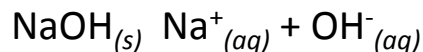


***Ossidi metallici si sciolgono in acqua per dare basi.*** Infatti essi contengono formalmente ioni  $\text{O}^{2-}$  in grado di reagire in acqua per dare ioni  $\text{OH}^-$ :

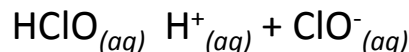


**Idrossidi** (composti che contengono il gruppo idrossido,  $\text{OH}^-$ )

***Idrossidi metallici***, come  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  e  $\text{Ca(OH)}_2$  sono basi:

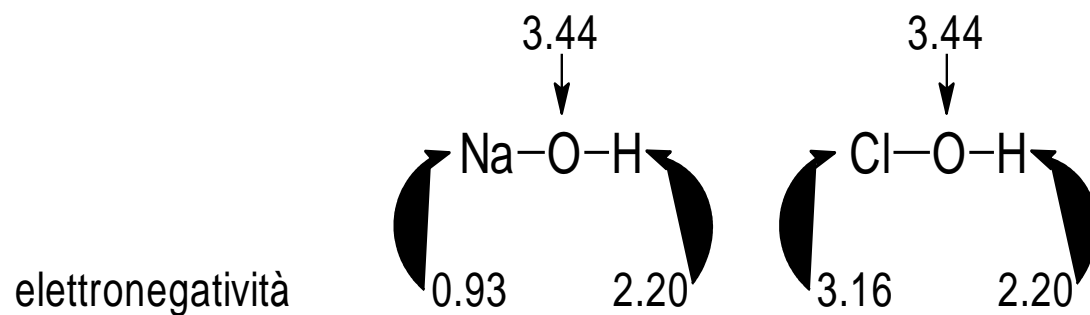


***Ossiacidi (Idrossidi non metallici)***, come l'acido ipocloroso ( $\text{HClO}$ ,  $\text{H-O-Cl}$ ) sono acidi:



Acidi	Basi
<i>Idruri non metallici</i>	<i>Idruri metallici</i>
HF, HCl, HBr, HCN, HSCN, H <sub>2</sub> S, HI	LiH, NaH, KH, MgH <sub>2</sub> , CaH <sub>2</sub>
<i>Ossidi non metallici</i>	<i>Ossidi metallici</i>
CO <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub> , NO <sub>2</sub> , P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	Li <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> O, K <sub>2</sub> O, MgO, CaO
<i>Idrossidi non metallici (Ossiacidi)</i>	<i>Idrossidi metallici</i>
HClO, HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub>

La differenza di elettronegatività tra O e Na ( $\Delta\chi = 2.51$ ) fa sì che il legame sia fortemente polarizzato, addirittura ionico. Cl ed O invece hanno più o meno la stessa elettronegatività ( $\Delta\chi = 0.28$ ) quindi la polarizzazione maggiore si ha sul legame O-H.



**acidi monoprotici:**  $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$

**acidi bi/poliprotici:**  $\text{H}_n\text{A} \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_{n-1}\text{A}^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_{n-2}\text{A}^{2-} \dots$

**Esempi di acidi poliprotici:**  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,...

Tra i due estremi (composti metallici con caratteristiche basiche e composti non metallici con caratteristiche acide) abbiamo alcuni elementi con caratteristiche intermedie.

Composti come  $\text{Al}_2\text{O}_3$  o  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , sono chiamati **anfoteri** perché si comportano sia da acidi che da basi.

**Comportamento acido:**  $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_4^-_{(aq)}$

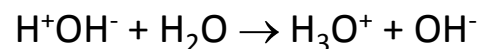
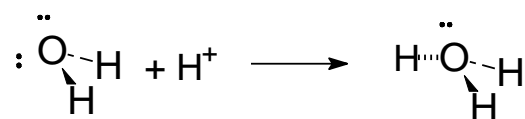
**Comportamento basico:**  $\text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + 3 \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$



## Teoria di Brønsted-Lowry (1923)

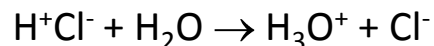
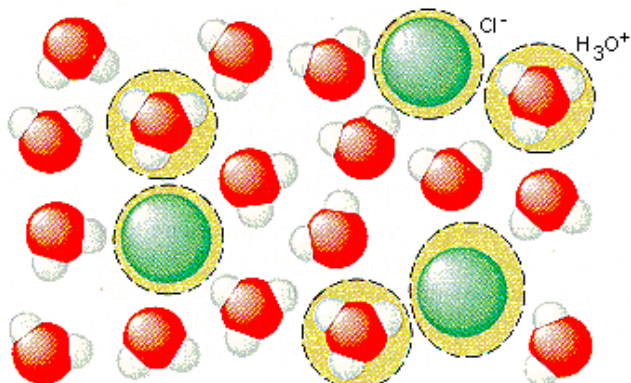
***Gli acidi sono sostanze in grado di donare ioni  $H^+$  ad altri ioni o molecole che funzionano quindi da basi.***

**La dissociazione dell'acqua, per esempio, coinvolge il trasferimento di uno ione  $H^+$  da una molecola di acqua ad un'altra per formare gli ioni  $H_3O^+$  ed  $OH^-$ .**



ione idronio

**Secondo questo modello quindi HCl non si dissocia in acqua per dare  $H^+$  ed  $Cl^-$ , ma trasferisce uno ione  $H^+$  ad una molecola d'acqua.**

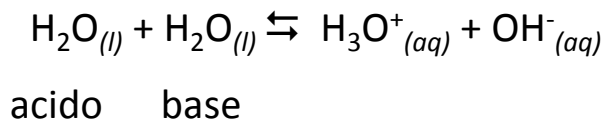


**Il modello di Brønsted-Lowry è più ragionevole di quello di Arrhenius dal momento che assume l'esistenza della specie  $H_3O^+$ , molto più credibile di  $H^+$ .**

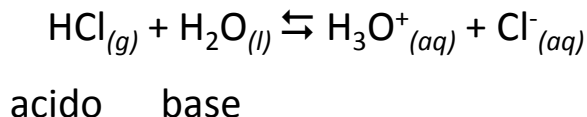
***Sostanze che sono in grado di donare ioni  $H^+$  ad altri ioni o molecole sono **acidi** (donatori di ioni idrogeno)***

***Sostanze che sono in grado di accettare ioni  $H^+$  da altri ioni o molecole sono **basi** (accettori di ioni idrogeno)***

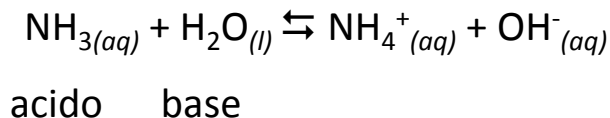
**La teoria di Brønsted-Lowry descrive meglio il ruolo dell'acqua nelle reazioni acido-base: l'acqua si dissocia per formare ioni trasferendo  $H^+$  da una molecola che agisce da acido ad un'altra che agisce da base**



**gli acidi reagiscono con l'acqua donandole un  $H^+$  per formare uno ione  $H_3O^+$ .**



**le basi reagiscono con l'acqua accettando un  $H^+$  per formare uno ione  $OH^-$ .**



## ***pH e la misura della concentrazione degli ioni $H_3O^+$***

L'acqua si comporta sia da acido debole che da base debole. Da sola l'acqua forma una piccola quantità di ioni  $H_3O^+$  e  $OH^-$



A 25 °C le concentrazioni di  $H_3O^+$  ed  $OH^-$  in acqua pura sono uguali a  $1.0 \times 10^{-7} M$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M \text{ (a } 25 \text{ °C)}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \quad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

Quando aggiungiamo un acido all'acqua la *concentrazione di  $H_3O^+$  aumenta*, mentre la *concentrazione di  $OH^-$  diminuisce* perché questi reagiscono con gli  $H_3O^+$  aggiunti.

Il prodotto delle concentrazioni di  $H_3O^+$  e  $OH^-$  è una costante:

$$[H_3O^+] [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} = K_w = \text{prodotto ionico dell'acqua}$$

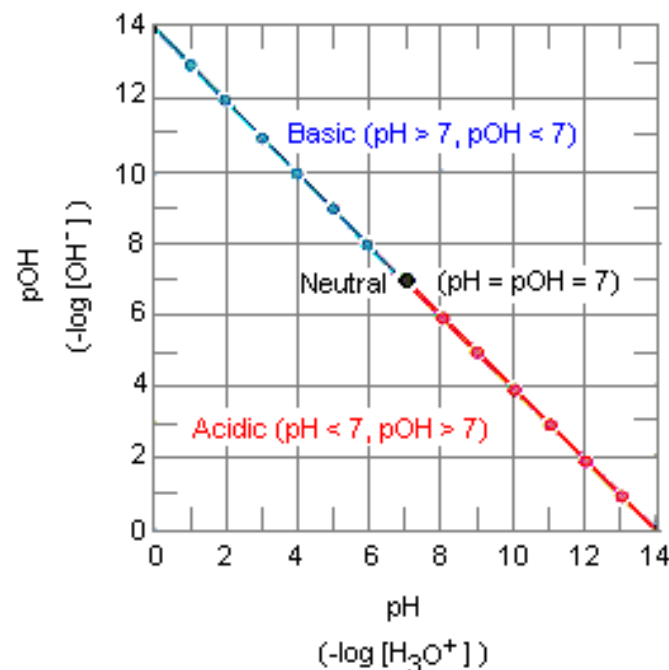
Nel 1909 il biochimico danese Sorenson suggerì di riportare la concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  in una scala logaritmica, che chiamò scala del pH. Dal momento che tale concentrazione è quasi sempre inferiore ad uno, per evitare numeri negativi Sorenson definì il pH come il *log aritmo della concentrazione di  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  cambiata di segno*.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Analogamente, si può definire il pOH come:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

In acqua vale sempre la relazione  $\Rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$



Se  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  in acqua pura a 25 °C è  $1.0 \times 10^{-7}$  ( $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ ), il pH dell'acqua pura è:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1.0 \times 10^{-7}) = 7.00 = \text{pOH}$$

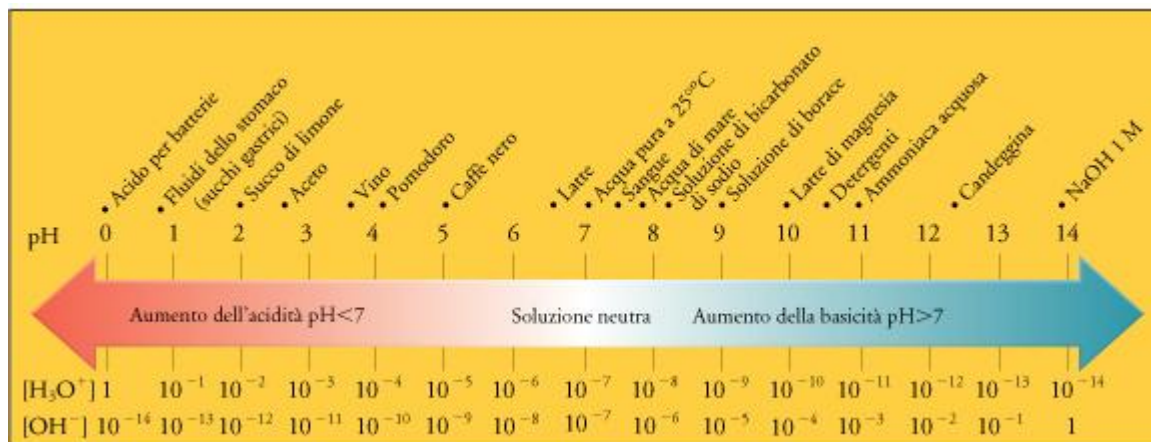
$$0 \leq \text{pH} \leq 14$$

soluzione acida:  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \quad \text{pH} < 7 \quad \text{pOH} > 7$$

soluzione basica  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1.0 \times 10^{-7} \quad \text{pH} > 7 \quad \text{pOH} < 7$$



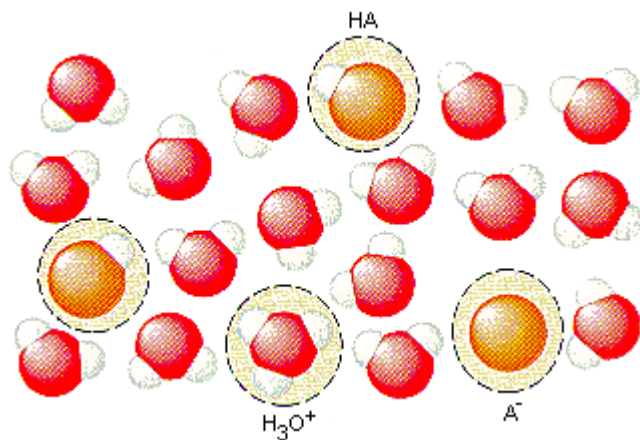
## Forza di un acido e di una base

Il comportamento di un acido o di una base è correlato con la loro “forza”.

La forza di un acido è una misura dell'entità del trasferimento dei suoi protoni all'acqua.

In una soluzione 6 M di HCl il 99.996% delle molecole di acido reagiscono in acqua per formare ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{Cl}^-$ . In una soluzione 1M di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  meno dello 0.4% delle molecole sono dissociate per formare  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

La forza degli acidi è descritta dal valore della loro costante di dissociazione acida  $K_a$ .



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

Per un acido forte  $[\text{HA}] \approx 0$

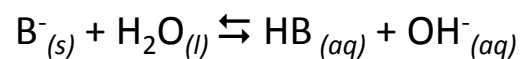
→  $K_a \gg 1$  (ad esempio per HCl  $K_a \approx 1 \times 10^7$ )

Per un acido debole  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-] \ll [\text{HA}]$

→  $K_a < 1$

(ad esempio per  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $K_a \approx 1.8 \times 10^{-5}$ )

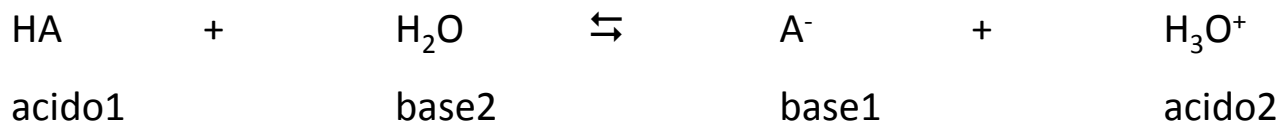
**Analogamente la forza di una base è una misura della sua capacità di accettare protoni dall'acqua e viene descritta dalla costante di dissociazione basica,  $K_b$ :**



$$K_b = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]}$$

## Acidi e basi coniugati

Secondo Brønsted-Lowry le reazioni *acido-base* coinvolgono coppie acido-base coniugate:



*La base  $\text{A}^-$  è la base coniugata dell'acido  $\text{HA}$*

*L'acido  $\text{H}_3\text{O}^+$  è l'acido coniugato della base  $\text{H}_2\text{O}$ .*

Acido	Base
$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$
$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$
$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$
$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$
$\text{NH}_3$	$\text{NH}_2^-$

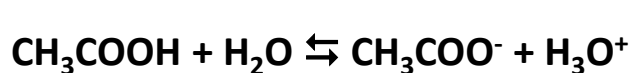


**Esiste un'importante relazione tra la forza di un acido e di una base facenti parte di una coppia acido-base:**

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

**Es:**

**Coppia  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$**



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



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

**da cui =>**

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

**La relazione:  $K_a \cdot K_b = K_w$  è molto importante perché sancisce che all'interno di una coppia acido-base coniugata la forza dell'acido è inversamente proporzionale alla forza della sua base coniugata.**

ACIDO FORTE		BASE DEBOLISSIMA	
ACIDO IODIDRICO	HI	IONE IODURO	I <sup>-</sup>
ACIDO PERCLORICO	HClO <sub>4</sub>	IONE PERCLORATO	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
ACIDO BROMIDRICO	HBr	IONE BROMURO	Br <sup>-</sup>
ACIDO CLORIDRICO	HCl	IONE CLORURO	Cl <sup>-</sup>
ACIDO SOLFORICO	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	IONE IDROGENOSOLFATO	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
ACIDO CLORICO	HClO <sub>3</sub>	IONE CLORATO	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
ACIDO NITRICO	HNO <sub>3</sub>	IONE NITRATO	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>

ACIDO DEBOLE		BASE DEBOLE	
IONE IDRONIO	$\text{H}_3\text{O}^+$	ACQUA	$\text{H}_2\text{O}$
IONE BISOLFATO	$\text{HSO}_4^-$	IONE SOLFATO	$\text{SO}_4^{2-}$
ACIDO FLUORIDRICO	$\text{HF}$	IONE FLUORURO	$\text{F}^-$
ACIDO NITROSO	$\text{HNO}_2$	IONE NITRITO	$\text{NO}_2^-$
ACIDO ACETICO	$\text{CH}_3\text{COOH}$	IONE ACETATO	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
ACIDO CARBONICO	$\text{H}_2\text{CO}_3$	IONE IDROGENOCARBONATO	$\text{HCO}_3^-$
ACIDO SOLFIDRICO	$\text{H}_2\text{S}$	IONE IDROGENOSOLFURO	$\text{HS}^-$
IONE AMMONIO	$\text{NH}_4^+$	AMMONIACA	$\text{NH}_3$
ACIDO CIANIDRICO	$\text{HCN}$	IONE CIANURO	$\text{CN}^-$
IONE BICARBONATO	$\text{HCO}_3^-$	IONE CARBONATO	$\text{CO}_3^{2-}$
ACQUA	$\text{H}_2\text{O}$	IONE IDROSSIDO	$\text{OH}^-$
ACIDO DEBOLISSIMO		BASE FORTE	
AMMONIACA	$\text{NH}_3$	IONE AMMIDE	$\text{NH}_2^-$
IDROGENO	$\text{H}_2$	IONE IDRURO	$\text{H}^-$
IONE OSSIDRILE	$\text{OH}^-$	IONE OSSIDO	$\text{O}^{2-}$

**Tutti le basi più deboli dell'acqua hanno acidi coniugati completamenete dissociati (acidi forti)**

**Tutti gli acidi più deboli dell'acqua hanno basi coniugate completamente dissociate (basi forti)**

**In pratica in acqua l'acido più forte che può esistere è  $\text{H}_3\text{O}^+$ , mentre la base più forte è  $\text{OH}^-$  (Effetto livellante dell'acqua).**

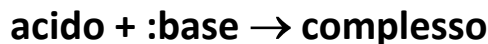
**Per discriminare la forza degli acidi che in acqua sono completamente dissociati bisogna utilizzare un solvente meno basico dell'acqua (Es:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).**

**Per discriminare la forza delle basi che in acqua sono completamente dissociate bisogna utilizzare un solvente meno acido dell'acqua (Es:  $\text{NH}_3$ ).**

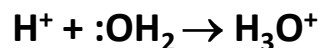
## Acidi e basi secondo Lewis

Nel 1923 G.N. Lewis suggerì un altro modo di considerare la reazione acido-base tra ioni  $\text{H}^+$  e ioni  $\text{OH}^-$ .

Secondo Lewis le reazioni acido-base coinvolgono la formazione di un legame covalente dativo tra una specie avente un doppietto elettronico disponibile (base di Lewis) ed una specie avente un orbitale vuoto disponibile per formare il legame (acido di Lewis)

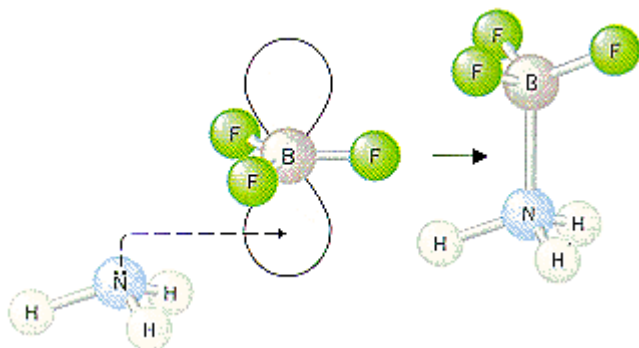


Un acido (o una base) secondo Bronsted-lowry è anche un acido (o una base) secondo Lewis:

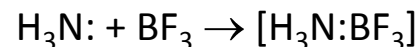


*$\text{H}^+$  è acido di Lewis perché accetta una coppia di elettroni.*

*$\text{H}_2\text{O}$  è una base di Lewis perché dona una coppia di elettroni.*



PER ES: NELLA REAZIONE TRA AMMONIACA E TRIFLUORURO DI BORO:



L'AMMONIACA FUNGE DA BASE DI LEWIS ED IL TRIFLUORURO DI BORO DA ACIDO DI LEWIS.

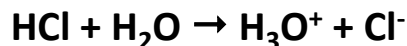
## ***CALCOLO DEL pH DI UNA SOLUZIONE***

Il calcolo del pH di una soluzione è strettamente dipendente dalla composizione chimica della soluzione e rifletterà le proprietà acido-base dei soluti presenti.

### **ACIDI E BASI FORTI**

Calcolare la concentrazione di tutte le specie presenti nonché il pH ed il pOH delle seguenti soluzioni:

**(a) HCl 0.50M**



$$[\text{HCl}] = 0$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.50\text{M}$$

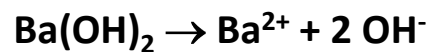
$$[\text{Cl}^-] = 0.50\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} / 0.5 = 2.0 \times 10^{-14}\text{M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0.50 = 0.30$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2.0 \times 10^{-14} = 13.70$$

**(b) Ba(OH)<sub>2</sub> 0.128M**



$$[\text{Ba(OH)}_2] = 0$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 0.128\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = 0.128 \times 2 = 0.256\text{M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} / 0.256 = 3.91 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.256 = 0.592$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3.91 \times 10^{-14} = 13.408$$

## ACIDI E BASI DEBOLI MONOPROTICI

Calcolare il pH e le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio in una soluzione 0.150M di  $\text{NH}_3$ , sapendo che  $K_b = 1.80 \times 10^{-5}$ .

	$\text{NH}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+$	+	$\text{OH}^-$
in	0.150				0		0
$\Delta$	-x				+x		+x
eq	0.150-x				x		x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(x)(x)}{(0.150 - x)}$$

da cui  $x = 1.63 \times 10^{-3}$ .

Quindi:

$$[\text{NH}_3] = 0.150 - x = 0.150 - 1.63 \times 10^{-3} = 0.148$$

$$[\text{NH}_4^+] = x = 1.63 \times 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = x = 1.63 \times 10^{-3} \rightarrow \text{pH} = 14 + \log 1.63 \times 10^{-3} = 11.512$$



## IDROLISI

Con il termine di idrolisi ci si riferisce al comportamento acido-base che si osserva a seguito della dissoluzione in acqua di un solido ionico.

Per valutare il comportamento acido-base di una sale è necessario determinare se il catione, l'anione o entrambi gli ioni che derivano dal sale si comportano da acidi o da basi.

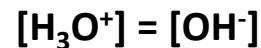


$\text{Na}^+$  acido coniugato debolissimo della base forte NaOH

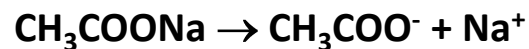


$\text{Cl}^-$  base coniugata debolissima dell'acido forte HCl

Quindi:



*pH = 7, sale neutro*



$\text{Na}^+$  acido coniugato debolissimo della base forte NaOH



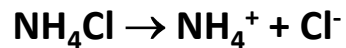
$\text{CH}_3\text{COO}^-$  base coniugata dell'acido debole  $\text{CH}_3\text{COOH}$

La K di questo equilibrio è la  $K_b$  dello ione acetato cioè

$$K_w/K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1 \cdot 10^{-14} / 1.8 \cdot 10^{-5} = 5.5 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$

**pH > 7, sale basico**



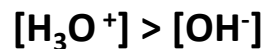
$\text{Cl}^-$  base coniugata debolissima dell'acido forte HCl



$\text{NH}_4^+$  acido coniugato della base debole  $\text{NH}_3$

La K di questo equilibrio è la  $K_a$  dello ione ammonio

$$\text{cioè } K_w/K_{b(\text{NH}_3)} = 1 \cdot 10^{-14} / 1.8 \cdot 10^{-5} = 5.5 \cdot 10^{-10}$$



**pH < 7, sale acido**

La soluzione semplificata considera che tutti gli ioni  $\text{OH}^-$  provengano dall'idrolisi dello ione acetato, ovvero trascuriamo quelli provenienti dalla dissociazione dell'acqua. Ciò è sicuramente vero per  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  non basse.

	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	+	$\text{OH}^-$
I	0.2				0		0
$\Delta$	-x				+x		+x
E	0.2-x				0+x		+x

$$k_h = k_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{k_w}{k_a} = 5.68 \times 10^{-10}$$

$$k_b = \frac{(x)(x)}{(0.2 - x)} = \frac{k_w}{k_a}$$

$$5.68 \times 10^{-10} = \frac{(x)(x)}{(0.2 - x)}$$

da cui  $x = [\text{OH}^-] = 1.07 \times 10^{-5} \Rightarrow \text{pH} = 9.03$

## ***SOLUZIONI TAMPONE***

**Sono soluzioni contenenti quantità comparabili ed, in assoluto, non piccole (le concentrazioni devono essere maggiori di  $K_a$  e  $K_b$ ) di un acido debole e della sua base coniugata.**

**Le soluzioni tampone hanno la proprietà di mantenere il proprio pH pressochè costante a seguito di piccole aggiunte di un acido o di una base, anche forti.**

**Le soluzioni tampone sono estremamente importanti per il mantenimento del pH negli organismi viventi.**

Il pH di una soluzione tampone può essere facilmente calcolato note le concentrazioni all'equilibrio della coppia acido-base coniugata.

Calcolare il pH di un litro di soluzione 0.05 M di  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e 0.1 M di  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . (per  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ).

Applichiamo il solito procedimento per calcolare il pH di una soluzione di un acido debole, tenendo conto che qui siamo anche in presenza di un suo sale:

	$\text{CH}_3\text{COOH}$ +	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$ +	$\text{H}_3\text{O}^+$
I	0.05			0.1	0
$\Delta$	-x			+x	+x
E	0.05-x			0.1+x	+x

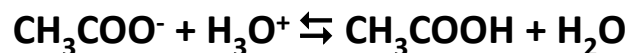
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.1 + x)x}{(0.05 - x)}$$

$$\text{da cui } x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9.0 \times 10^{-6} \rightarrow \text{pH} = 5.04$$

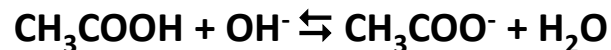
In una soluzione tampone l'aggiunta dell'acido viene tamponata dalla presenza della base, mentre l'aggiunta di una base viene tamponata dalla presenza dell'acido.

- aggiunta  $\text{H}_3\text{O}^+$



La cui  $K_{\text{eq}}$  vale  $1/K_{\text{a}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 5.5 \cdot 10^4$

- aggiunta  $\text{OH}^-$



La cui  $K_{\text{eq}}$  vale  $1/K_{\text{b}}(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 1.8 \cdot 10^9$

**Il pH di una soluzione tampone non varia al variare delle concentrazioni assolute dei componenti, ma solo al variare del rapporto tra le concentrazioni delle due componenti acida e basica. Allora perché preparare tamponi a concentrazioni diverse ?**

**Un tampone a più alta concentrazione è in grado di "tamponare" più efficacemente aggiunte di acidi e basi. Infatti, dato che l'efficacia di un tampone permane fino alla scomparsa di uno dei due componenti, un tampone a più alta concentrazione è in grado di "tamponare" maggiori quantità di acidi e basi.**

**Inoltre l'efficacia tamponante è massima quando le concentrazioni dell'acido e della base coniugata sono uguali.**

**Una soluzione tampone può essere anche preparata aggiungendo ad un acido debole una base forte in difetto (es:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ ) oppure aggiungendo ad una base debole un acido forte in difetto (es:  $\text{NH}_3 + \text{HCl}$ ).**