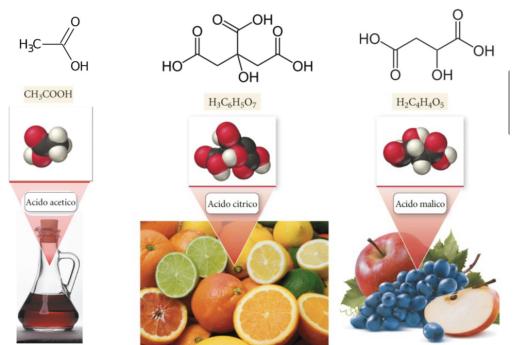


Abbiamo anche acidi organici di origine comune:



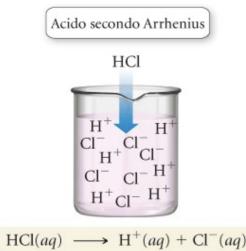
## BASI DI ORIGINE COMUNE



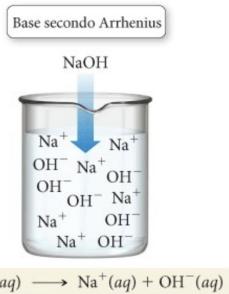
Nome	Uso
Idrossido di sodio (NaOH)	Processi di produzione del petrolio; industria del sapone e della plastica
Idrossido di potassio (KOH)	Processi di produzione del cotone; galvanoplastica; produzione di saponi, batterie
Idrogenocarbonato di sodio (NaHCO <sub>3</sub> )	Antiacido; ingrediente della polvere lievitante ( <i>baking soda</i> ); fonte di CO <sub>2</sub>
Carbonato di sodio (Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	Industria del vetro e del sapone; detersivo; addolcitore dell'acqua
Ammoniaca (NH <sub>3</sub> )	Detergente, industria di fertilizzanti ed esplosivi; produzione di fibre sintetiche

## LA TEORIA ACIDO-BASE DI ARRHENIUS

Acido: Un acido è una sostanza che quando disciolta in acqua aumenta la concentrazione di ioni H<sup>+</sup> rispetto all'acqua pura.



Base: Una base è una sostanza che quando disciolta aumenta la concentrazione di ioni idrossido (OH<sup>-</sup>) rispetto all'acqua pura



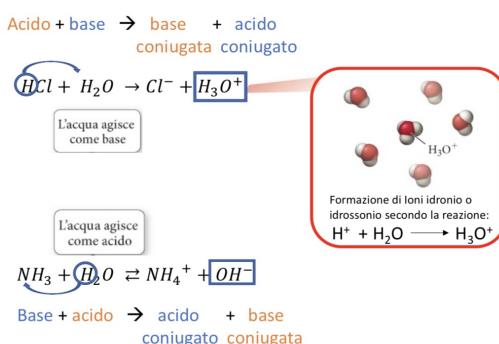
Ma con questa semplice definizione non riusciamo a stabilire se tante altre molecole possono essere considerate acidi o basi, quindi abbiamo anche la definizione secondo Bronsted -Lowry.

## LA TEORIA ACIDO-BASE DI BRONSTED LOWRY

In una reazione acido-base, uno ione idrogeno (protone) viene trasferito dall'acido alla base. Acidi e basi si presentano come coppie acido base coniugate, messe in relazione dal trasferimento di un protone.

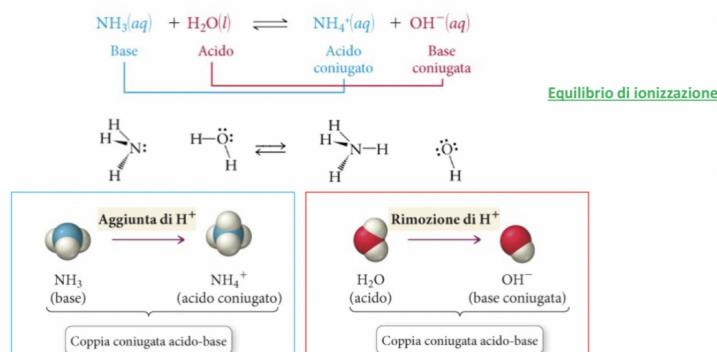
Acido: sostanza capace di donare H<sup>+</sup>

Base: sostanza di accettare H<sup>+</sup>

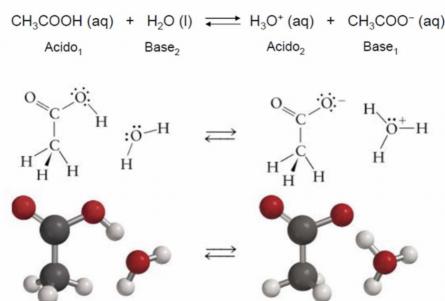


Ad esempio, l'ammoniaca accetta uno ione H<sup>+</sup> dall'acqua che ha un comportamento definito anfotero, quindi si comporta da acido o da base a seconda che sia a contatto con una base (si comporta da acido) o con un acido (si comporta da base).

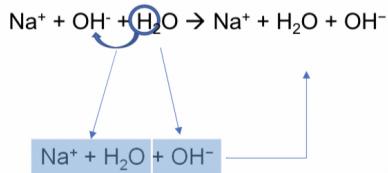
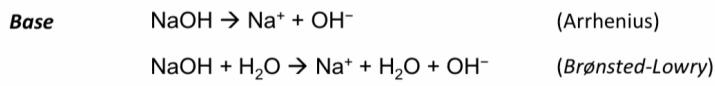
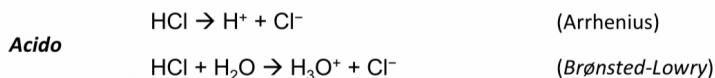
Donatore e accettore di protoni per la teoria di Bronsted Lowry si trovano contemporaneamente nella reazione. Essi reagiscono portando alla formazione della base coniugata dell'acido e all'acido coniugato della base.



In questa reazione, l'acido reagisce con l'acqua che si comporta da base, formando un acido e una base coniugata. L'acido carbossile perde l'idrogeno legato all'ossigeno sotto forma di protone che viene acquistato dall'acqua, legandosi all'ossigeno.



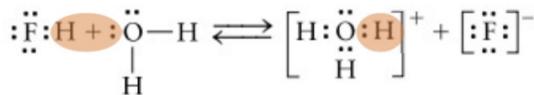
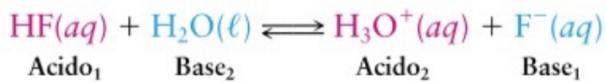
Acidi e basi di Arrhenius sono acidi e basi di Bronsted-Lowry, ma non possiamo dire che tutti gli acidi e basi di bronsted e Lowry sono acidi e base di Arrhenius.



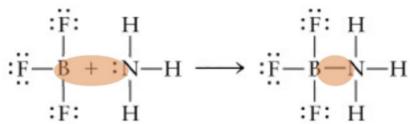
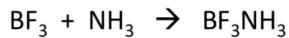
### La teoria acido-base di Lewis

Un acido di Lewis è una sostanza che accetta coppie elettroniche solitarie  
Una base di Lewis è una sostanza che dona coppie elettroniche solitarie

-> abbiamo quindi un'accettazione e donazione di coppie elettroniche solitarie  
Una reazione tra un acido e una base di Lewis genera un legame covalente dativo



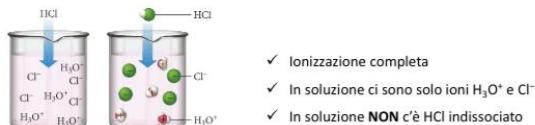
Acidi e basi di Arrhenius e Bronsted-Lowry sono casi particolari di acidi di Lewis  
BF<sub>3</sub> si comporta da acido nella formazione di un legame covalente dativo acquistando il doppietto elettronico che NH<sub>3</sub> (base) rende disponibile



Addotto acido-base di Lewis

## Forza degli acidi e delle basi e costanti di ionizzazione

**ACIDO FORTE** (es.: acido cloridrico) Un **acido forte** è un acido che ionizza completamente in soluzione acquosa.

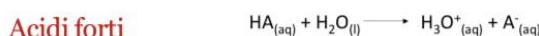


Un **acido forte** porta alla formazione di una reazione che va a completamento quindi una reazione che possiamo descrivere con un'unica freccia che va dai reagenti ai prodotti.

l'acido cloridrico è un acido forte (quindi in soluzione aquosa ionizza completamente).

Quando inserisco HCl nella soluzione (acqua pura) quello che avviene è una reazione acido base:  
- l'acqua si comporta da base e porta ad una formazione di ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  (l'acido coniugato della base)  
-  $\text{Cl}^-$  è la base coniugata di HCl

Quando abbiamo un acido forte scriviamo una reazione acido base con una sola freccia che va dai reagenti ai prodotti perché la reazione va a completamento.



**Acidi forti ionizzano completamente**

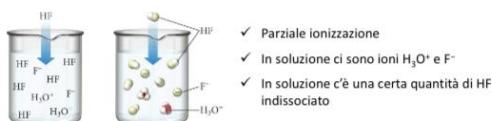
HCl	acido cloridrico
HBr	acido bromidrico
HI	acido iodidrico
$\text{HNO}_3$	acido nitrico
$\text{HClO}_4$	acido perclorico
$\text{H}_2\text{SO}_4$	acido solforico ***

\*\*\* Solo prima ionizzazione:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$\text{HSO}_4^-$  (base coniugata di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) può ancora cedere il suo ione  $\text{H}^+$  ma questa ionizzazione è più debole.

## ACIDI DEBOLI

**ACIDO DEBOLE** (es.: acido fluoridrico) **Acidi deboli** ionizzano solo parzialmente

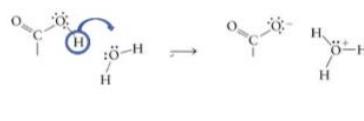


Gli acidi deboli sono quegli acidi che portano alla formazione di un equilibrio di ionizzazione questo perché non ionizzano completamente, quindi abbiamo una ionizzazione parziale.  
nella soluzione all'equilibrio troviamo ancora dell'acido indissociato (HF) all'interno della soluzione.

HF è un acido debole e reagisce in H<sub>2</sub>O (che si comporterà come base) nella formazione di ioni H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e F<sup>-</sup> ma questa reazione non andrà a completamento.

Esempi:

- Acidi inorganici deboli
  - Acido solfidrico (H<sub>2</sub>S) e acido fluoridrico (HF)
  - Altri ossidacidi
    - acido solforoso (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>),
    - acido nitroso (HNO<sub>2</sub>),
    - Acido ipocloroso (HClO),
    - Acido carbonico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>),
    - Acido fosforico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>),
    - etc.
- Acidi organici
  - Acido acetico (CH<sub>3</sub>COOH)
  - Acido formico (HCOOH)
  - Acido propionico (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>COOH)
  - Acido benzoico (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH)



Tutti gli acidi organici hanno un gruppo carbossilico COOH e tutti si comportano da acido: cedono uno ione H<sup>+</sup> all'acqua e si trasformano in COO<sup>-</sup> e l'H<sup>+</sup> viene invece acquistato dall'acqua nella formazione dello ione idronio H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

### COSTANTE DI IONIZZAZIONE ACIDA

Essendo degli equilibri in soluzione acquose per queste reazioni di acidi deboli possiamo scrivere una costante di equilibrio.

La costante di ionizzazione acida è data dal rapporto tra il prodotto delle concentrazioni molari all'equilibrio dei prodotti, ciascuno elevato per il coefficiente stechiometrico della reazione correttamente bilanciata, diviso il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti, ciascuno elevato al coefficiente stechiometrico della reazione correttamente bilanciata.

#### *Equilibrio di ionizzazione di un acido*



#### *Costante di ionizzazione acida*

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

La costante di ionizzazione ci dà informazioni importanti sulla forza dell'acido.

L'acido forte ha una K<sub>a</sub> molto grande quindi, la concentrazione dei reagenti è molto piccola rispetto alla concentrazione dei prodotti.

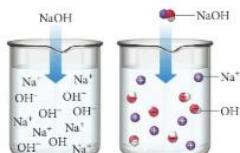
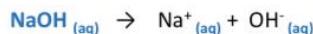
L'acido debole ha una K<sub>a</sub> molto piccola quindi, la concentrazione dei reagenti è più grande della concentrazione dei prodotti.

Nome dell'acido	Acido	K <sub>a</sub>	Nome dell'acido	Acido	K <sub>a</sub>
Acido perchlorico	HClO <sub>4</sub>	grande	Acido solfidrico	H <sub>2</sub> S	$1 \times 10^{-7}$
Acido solforico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	grande	Ione diidrogeno fosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$6.2 \times 10^{-8}$
Acido cloridrico	HCl	grande	Ione idrogeno solfito	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$6.2 \times 10^{-8}$
Acido nitrico	HNO <sub>3</sub>	grande	Acido ipocloroso	HClO	$3.5 \times 10^{-8}$
Ione idromio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	1,0	Ione piombo esaidrato (II)	[Pb(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$1.5 \times 10^{-8}$
Acido solforoso	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1.2 \times 10^{-2}$	Ione cobalto esaidrato (II)	[Co(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$1.3 \times 10^{-9}$
Ione idrogeno sulfato	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$1.2 \times 10^{-2}$	Acido bорico	B(OH) <sub>3</sub> (H <sub>2</sub> O)	$7.3 \times 10^{-10}$
Acido fosforico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7.5 \times 10^{-3}$	Ione ammonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$5.6 \times 10^{-10}$
Ione ferro esaidrato (III)	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	$6.3 \times 10^{-3}$	Acido cloridrico	HCl	$4.0 \times 10^{-10}$
Acido fluoridrico	HF	$7.2 \times 10^{-4}$	Ione ferro esaidrato (II)	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$3.2 \times 10^{-10}$
Acido nitroso	HNO <sub>2</sub>	$4.5 \times 10^{-4}$	Ione idrogeno carbonato	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$4.8 \times 10^{-11}$
Acido formico	HCO <sub>2</sub> H	$1.8 \times 10^{-4}$	Ione nichel esaidrato (II)	[Ni(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	$2.5 \times 10^{-11}$
Acido benzoico	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CO <sub>2</sub> H	$6.3 \times 10^{-5}$	Ione idrogeno fosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$3.6 \times 10^{-13}$
Acido acetico	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	$1.8 \times 10^{-5}$	Acqua	H <sub>2</sub> O	$1.0 \times 10^{-14}$
Acido propanoico	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> H	$1.3 \times 10^{-5}$	Ione idrogeno solfito*	HS <sup>-</sup>	$1 \times 10^{-19}$
Ione esaidrato alluminio	[Al(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	$7.9 \times 10^{-6}$	Etilolo	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	molto piccola
Acido carbonico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4.2 \times 10^{-7}$	Ammonica	NH <sub>3</sub>	molto piccola
			Iodrogeno	H <sub>2</sub>	molto piccola

## BASI FORTI

**BASE FORTE** (es.: idrossido di sodio)

Una **base forte** è una base che, in acqua, reagisce interamente per dare ioni OH<sup>-</sup>.



- ✓ Ionizzazione completa
- ✓ In soluzione ci sono solo ioni Na<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup>
- ✓ In soluzione **NON** c'è NaOH indissociato

Una **base forte** è una sostanza che in acqua reagisce completamente (ionizzazione completa). L' NaOH in soluzione reagisce con l'acqua e nella reazione che va a completamento avrà solo sostanze nella forma ionica. Quindi, nella soluzione avremmo solo ioni Na<sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> .

Esempi:

LiOH	idrossido di litio
NaOH	idrossido di sodio
KOH	idrossido di potassio
RbOH	idrossido di rubidio
CsOH	idrossido di cesio
Ca(OH) <sub>2</sub>	idrossido di calcio ***
Sr(OH) <sub>2</sub>	idrossido di stronzio ***
Ba(OH) <sub>2</sub>	idrossido di bario ***

\*\*\* Forte per entrambe le ionizzazioni. Esempio: Ca(OH)<sub>2</sub> → Ca<sup>2+</sup> + 2 OH<sup>-</sup>

Alcalino terrosi sono basi forti, possono avere due ioni OH<sup>-</sup> in soluzione, quindi abbiamo due ionizzazione possibili, sono basi forti per entrambe le ionizzazioni.

## BASI DEBOLI

le basi deboli non ionizzano completamente in soluzione. La reazione quindi risulterà all'equilibrio. Un esempio di base debole è l' NH<sub>3</sub>.

Quando mettiamo NH<sub>3</sub> in soluzione raggiunto l'equilibrio avremmo una certa quantità di NH<sub>3</sub> nella sua forma molecolare non dissociata e anche la co-presenza delle forme ioniche NH<sub>4</sub><sup>+</sup> e OH<sup>-</sup> derivanti appunto dalla reazione tra la base e l'acqua, quindi è una parziale ionizzazione.

Esempi:

- Altri idrossidi (Mg(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, etc.) \*\*\*

- Basi inorganiche deboli

- Ammoniaca (NH<sub>3</sub>)
- Fosfina (PH<sub>3</sub>)

- Basi organiche

- Piridina (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>N)
- Anilina (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub>)
- Metilammina (CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>), dimetilammina ((CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>NH), trimetilammina ((CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>N)

La debolezza degli idrossidi è data dalla ridotta solubilità si sciolgono poco e rimane del precipitato la soluzione satura.



\*\*\* Ionizzazione non completa è dovuta a ridotta solubilità in ambiente acquoso

## COSTANTE DI IONIZZAZIONE BASICA

Base	$K_b$	Nome della base		
$\text{ClO}_4^-$	molto piccola	ione perclorato	$\text{HS}^-$	$1 \times 10^{-7}$
$\text{HSO}_4^-$	molto piccola	ione idrogeno sulfato	$\text{HPO}_4^{2-}$	$1.6 \times 10^{-7}$
$\text{Cl}^-$	molto piccola	ione cloruro	$\text{SO}_3^{2-}$	$1.6 \times 10^{-7}$
$\text{NO}_3^-$	molto piccola	ione nitrato	$\text{ClO}^-$	$2.9 \times 10^{-7}$
$\text{H}_2\text{O}$	$1.0 \times 10^{-14}$	acqua	$[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_6\text{OH}]^{2+}$	$6.7 \times 10^{-7}$
$\text{HSO}_3^-$	$8.3 \times 10^{-13}$	ione idrogeno sulfito	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6\text{OH}]^+$	$7.7 \times 10^{-6}$
$\text{SO}_3^{2-}$	$8.3 \times 10^{-13}$	ione sulfato	$\text{B}(\text{OH})_4^-$	$1.4 \times 10^{-5}$
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$1.3 \times 10^{-12}$	ione diidrogeno fosfato	$\text{NH}_3$	$1.8 \times 10^{-5}$
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6\text{OH}]^{2+}$	$1.6 \times 10^{-12}$	ione idrossio ferro(III) pentaaidrato	$\text{CN}^-$	$2.5 \times 10^{-5}$
$\text{F}^-$	$1.4 \times 10^{-11}$	ione fluoruro	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6\text{OH}]^+$	$3.1 \times 10^{-5}$
$\text{NO}_2^-$	$2.2 \times 10^{-11}$	ione nitrito	$\text{CO}_3^{2-}$	$2.1 \times 10^{-4}$
$\text{HCO}_3^-$	$5.6 \times 10^{-11}$	ione formiato	$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6\text{OH}]^+$	$4.0 \times 10^{-4}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$	$1.6 \times 10^{-10}$	ione benzoato	$\text{PO}_4^{3-}$	$2.8 \times 10^{-2}$
$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	$5.6 \times 10^{-10}$	ione acetato	$\text{OH}^-$	1,0
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2^-$	$7.7 \times 10^{-10}$	ione propanato	$\text{S}^{2-}$	$1 \times 10^5$
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6\text{OH}]^{2+}$	$1.3 \times 10^{-9}$	ione idrossio alluminio pentaaidrato	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}^-$	grande
$\text{HCO}_3^-$	$2.4 \times 10^{-8}$	ione idrogeno carbonato	$\text{NH}_2^-$	grande
			$\text{H}^-$	grande

Come visto per gli acidi, anche le basi hanno una costante di ionizzazione basica.

Si calcola facendo il rapporto tra il prodotto delle concentrazioni dei prodotti, elevati al loro coefficiente stechiometrico, e il prodotto delle concentrazioni dei reagenti, elevati al loro coefficiente stechiometrico.

La base forte ha una  $K_b$  molto grande, per cui la concentrazione dei reagenti è più piccola di quella dei prodotti

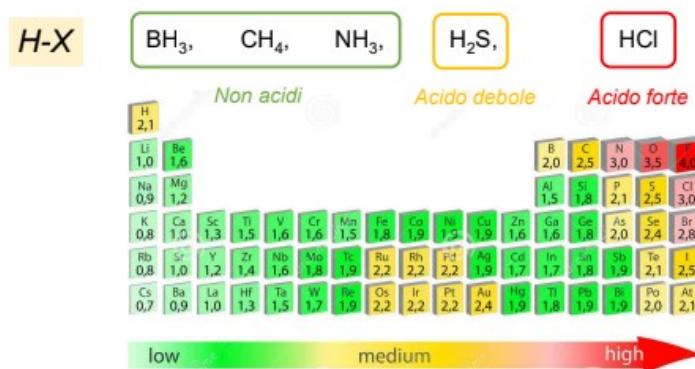
La base forte ha una  $K_b$  molto piccola, per cui la concentrazione dei reagenti è più grande di quella dei prodotti.

### CORRELAZIONE TRA FORZA E STRUTTURA DI UN ACIDO

La forza di un acido è determinata dalla sua tendenza a perdere un protone. più stabile è l'anione che si forma (base coniugata) più favorito è l'equilibrio di ionizzazione e quindi grande la costante di ionizzazione  $K_a$ .

Prendendo in considerazione gli acidi binari  $\text{H-X}$ , dove X è un non metallo o un etero-atomo:

- **Effetto dell'elettronegatività dell'atomo X:** maggiore è l'elettronegatività, maggiore è l'acidità.



- Effetto della forza del legame H-X: maggiore è la forza del legame H-X, minore è l'acidità

Aumento dell'elettronegatività  
Aumento dell'acidità

		H-X		
		Acido	Energia di legame (kJ/mol)	Tipo di acido
H—F		565		Debole
H—Cl		431		Forte
H—Br		364		Forte

- OSSIACIDI: la forza dell'acido aumenta con l'elettronegatività dell'atomo X

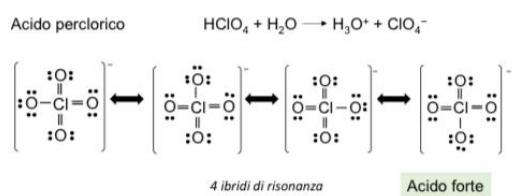
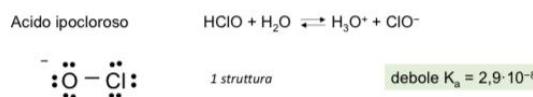
Aumento dell'elettronegatività  
Aumento dell'acidità

		H-X		
		Acido	Energia di legame (kJ/mol)	Tipo di acido
H—F		565		Debole
H—Cl		431		Forte
H—Br		364		Forte

- OSSIACIDI: la forza dell'acido aumenta con il numero di atomi di ossigeno legati ad X

	Acido	Struttura	$K_a$
acido perclorico	$\text{HClO}_4$	$\text{H}—\text{O}=\text{Cl}= \text{O}$	Forte
acido clorico	$\text{HClO}_3$	$\text{H}—\text{O}=\text{Cl}= \text{O}$	1
acido cloroso	$\text{HClO}_2$	$\text{H}—\text{O}=\text{Cl}= \text{O}$	$1.1 \times 10^{-2}$
acido ipocloroso	$\text{HClO}$	$\text{H}—\text{O}=\text{Cl}$	$2.9 \times 10^{-8}$

Man mano che riduco il numero di ossigeni legati ad X si riduce anche l'acidità, questo perché l'aumento del numero di atomi di ossigeno fa sì che siano possibili più formule più ibridi di risonanza nella struttura di Lewis dell'acido.



## RIPASSO DELLA LEZIONE PRECEDENTE

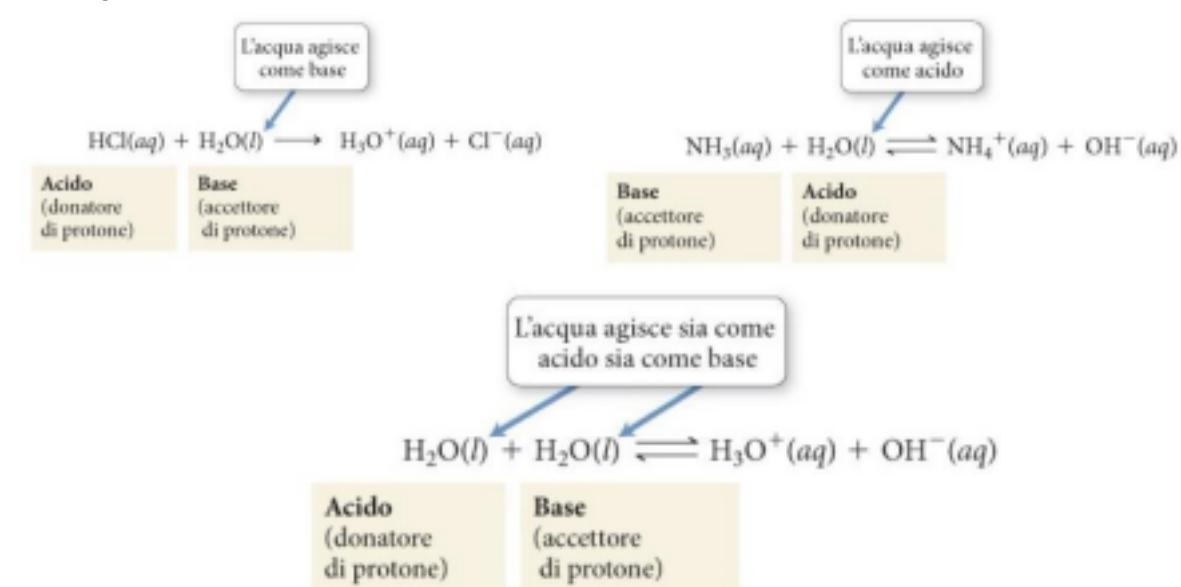
Possiamo avere degli acidi forti e delle basi forti, dove per acido forte e base forte abbiamo una reazione che va a completamento, quindi tutti i reagenti si consumano nella formazione dei prodotti.

Abbiamo visto che per un acido e una base di Bronsted-Lowry, un acido cede uno ione  $H^+$  e una base è una specie che accetta ioni  $H^+$ . Sono sempre in contemporanea un acido e una base (vanno in coppia) e la reazione acido base che avviene porta a una base coniugata dell'acido e un acido coniugato della base. Acido forti hanno reazioni che vanno a completamento, quando invece troviamo una doppia freccia siamo di fronte a equilibri di ionizzazione e siamo davanti a acidi deboli dove reazione diretta e reazione inversa avvengono direttamente. Tutto ciò vale anche per le basi.

Abbiamo visto anche la costante di dissociazione acida e basica che descrivono la forza di un acido e di una base (come dissociano in acqua). Più alta è la costante di dissociazione più forte sarà l'acido o la base, vuol dire che l'acido/base si dissociano completamente in acqua.

## AUTOIONIZZAZIONE DELL'ACQUA

L'acqua ( $H_2O$ ) ha un comportamento ANFOTERO, cioè può essere un acido o una base in funzione degli altri reagenti presenti nella soluzione.



Anche in una

reazione dove nella soluzione è presente solo acqua, non ci si trova in una condizione statica, poiché l'acqua può reagire da acido e anche da base in una reazione acido-base che avviene all'interno dell'acqua pura. Quindi si può pensare che si trovi in un sistema dinamico, visto il comportamento intrinsecamente anfotero.

L' $H_2O$  che agisce come acido da origine a una base coniugata,  $OH^-$ .

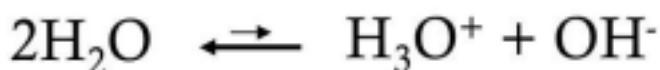
L' $H_2O$  che agisce come base da origine al suo acido coniugato,  $H_3O^+$ .

## EQUILIBRI DI DISSOCIAZIONE

### IL PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA

L'acqua pura presenta una piccolissima percentuale di molecole dissociate in ioni  $H_3O^+$  e ioni  $OH^-$  secondo

il seguente equilibrio:



Le frecce di reazione indicano che questo è un equilibrio fortemente spostato verso sinistra, verso la formazione delle due molecole d'acqua indissociate, le quali non intervengono nella costante di equilibrio essendo un liquido puro.

Se si va a calcolare e misurare la costante d'equilibrio, del suo equilibrio di ionizzazione: prodotto ionico dell'acqua

$$K_{\text{eq}} = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

w= water

L'equilibrio di ionizzazione varia in funzione della temperatura. L' **1x10^-14** è un valore molto minore di 1, per questo la reazione è fortemente sbilanciata verso i reagenti. Per il valore tanto piccolo, questo equilibrio dinamico esiste ma è quasi trascurabile, per questo si considera H<sub>2</sub>O un solvente puro statico. Si ritiene trascurabile quella frazione di molecole di H<sub>2</sub>O che dissociano, rispetto alla quantità di molecole che rimangono dissociate all'interno del campione di acqua pura.

Si possono fare dei ragionamenti su K<sub>w</sub>(o costante di dissociazione dell'acqua). Nell'acqua pura le uniche molecole che si dissociano sono quelle dell'acqua e ognuna produce uno ione H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ed uno ione OH<sup>-</sup>, le due specie ioniche nell'acqua dovranno possedere la stessa concentrazione.

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{OH}^-] \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{OH}^-] = x \\ K_w &= [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C} \\ K_w &= x^2 = 10^{-14} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= [\text{OH}^-] = x = 10^{-7} \text{ mol/litro} \end{aligned}$$

Le soluzioni in cui  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  sono dette soluzioni NEUTRE. In acqua pura

(campione neutro):  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

In soluzione acida: se la concentrazione degli ioni [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] aumenta, quella degli ioni [OH<sup>-</sup>] diminuisce, poiché il loro prodotto è costante ed è K<sub>w</sub>

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &> [\text{OH}^-] \\ K_w &= [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C} \end{aligned}$$

In soluzione basica: se la concentrazione degli ioni [OH<sup>-</sup>] aumenta, quella degli ioni [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] diminuisce, poiché il loro prodotto è costante ed è K<sub>w</sub>

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &> [\text{H}_3\text{O}^+] \\ K_w &= [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C} \end{aligned}$$

## DEFINIZIONE DI pH

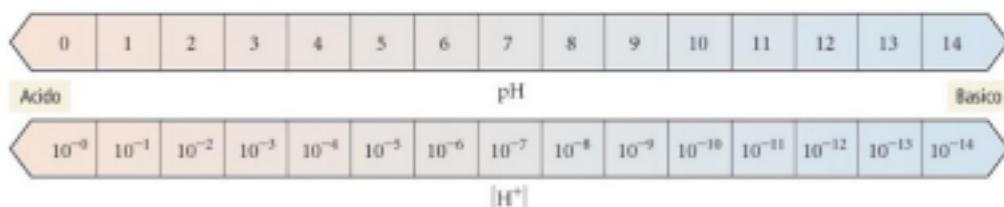
Essendo [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] e [OH<sup>-</sup>] espresse da valori molto piccoli risulta più comodo usare, per misurarle, una notazione logaritmica. Quindi si passa da un valore esponenziale a un valore intero, grazie alla

conversione dell' esponenziale al logaritmo. Si esprime la concentrazione degli ioni  $[H_3O^+]$  in termini di pH:  
 $pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

Per acqua pura (soluzione neutra):

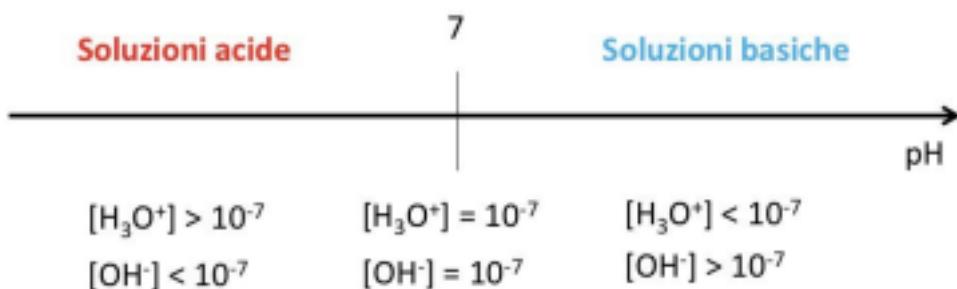
$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M} \quad \longrightarrow pH = -\log(10^{-7}) = 7$$

La scala del pH si costruisce in funzione delle concentrazioni di ioni  $[H_3O^+]$  in soluzione, la quale consente di specificare l'acidità di una soluzione.



Per concentrazioni ragionevoli ( $< 1M$ , cioè  $10^0$ ) il pH assume valori positivi compresi tra 0-14.

$pH < 7$	Soluzione acida	$[H_3O^+] \gg [OH^-]$
$pH = 7$	Soluzione neutra	$[H_3O^+] = [OH^-]$
$pH > 7$	Soluzione basica	$[H_3O^+] \ll [OH^-]$



Quando il pH è acido, la concentrazione di ioni  $[H_3O^+]$  aumenta al diminuire del valore di pH. Quando è basico, la concentrazione di ioni  $[H_3O^+]$  diminuisce all'aumentare del valore del pH.

Dato che  $K_w$  è costante se aumenta  $[H_3O^+]$ , la  $[OH^-]$  deve diminuire e viceversa, questa è una simmetria tra i due ioni.

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= 10^{-2} & [H_3O^+] &= 10^{-9} \\ [OH^-] &= K_w / [H_3O^+] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} & [OH^-] &= K_w / [H_3O^+] = 10^{-14} / 10^{-9} = 10^{-5} \end{aligned}$$

## DEFINIZIONE DI pOH

In modo del tutto simmetrico possiamo definire la grandezza pOH:

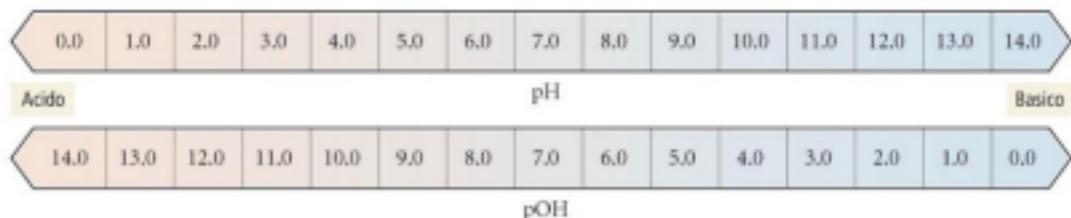
$$pOH = -\log[OH^-]$$

Per acqua pura (soluzione neutra):

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] \rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} M \rightarrow pOH = -\log(10^{-7}) = 7$$

$pOH < 7$	<i>Soluzione basica</i>	$[H_3O^+] \ll [OH^-]$
$pOH = 7$	<i>Soluzione neutra</i>	$[H_3O^+] = [OH^-]$
$pOH > 7$	<i>Soluzione acida</i>	$[H_3O^+] \gg [OH^-]$

### LE SCALE DI pH E DI pOH



Ciò che

spiega il range 0-14 è per esempio:

$$\begin{aligned} pH &= -\log(10^{-0}) = 0 & pOH &= -\log(10^{-14}) = 14 \rightarrow 0+14=14 \\ pH &= -\log(10^{-2}) = 2 & pOH &= -\log(10^{-12}) = 12 \rightarrow 2+12=14 \end{aligned}$$

#### Il pH:

- diminuisce all'aumentare della concentrazione degli ioni  $[H_3O^+]$ , perché aumenta il valore dell'argomento  $[H_3O^+] \gg [OH^-]$
- aumenta al diminuire della concentrazione degli ioni  $[H_3O^+]$   $[H_3O^+] \ll [OH^-]$

#### Il pOH:

- se diminuisce la concentrazione degli ioni  $[OH^-]$ , quindi in una soluzione acida, dove l'argomento sarà sempre più piccolo, il logaritmo di quest'ultimo è maggiore  $[H_3O^+] \gg [OH^-]$
- se aumenta, la concentrazione degli ioni  $[OH^-]$  diminuisce  $[H_3O^+] \ll [OH^-]$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Faccio il  $-\log$  a entrambi i membri

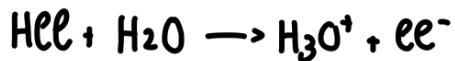
$$-\log K_w = -\log ([H_3O^+] [OH^-]) = -\log[H_3O^+] - \log [OH^-] = -\log(10^{-14})$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

## Acidi forti

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad \text{Nb.}$$

reaz. a completamento



$$10^{-7}$$

$$I \quad C_a$$

$$F \quad \cancel{C_a} + 10^{-7} \quad C_a$$

$$[H_3O^+] = C_a + 10^{-7} \left( \begin{matrix} \text{trascurabile} \\ \text{se} \\ C_a \gg 10^{-7} \end{matrix} \right) = C_a$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log C_a$$

$$(C_a = 0,1 \text{ M} \rightarrow [H_3O^+] = 0,1 \text{ M})$$

$$pH = -\log 0,1 = 1$$

Abbiamo un'unica freccia perchè è una reazione che va a completamento, ciò vuol dire che una volta terminata la reazione non abbiamo più reagenti ma troviamo solo prodotti nella soluzione finale. (Il reagente si dissocia completamente)

In questo caso abbiamo un momento iniziale dove abbiamo una certa concentrazione di acido che reagisce con l'acqua; ed un momento finale in cui abbiamo consumato tutto il nostro acido per la formazione di prodotti.

**Attenzione:** in realtà l'acqua ha un equilibrio dinamico che porta alla produzione di una certa quantità di ioni  $H_3O^+$  pari a  $10^{-7}$  (acqua pura).

Dunque alla fine avremo tra i prodotti una concentrazione di  $H_3O^+$  pari alla concentrazione dell'acido ma avremo anche un  $10^{-7}$  che è il contributo derivante dall'autoionizzazione dell'acqua.

Tuttavia in certi casi questo contributo, essendo molto piccolo, è trascurabile.

- Se  $C(a) > 10^{-7}$  allora è trascurabile
- Se  $C(a) < 10^{-7}$  allora NON trascurabile

Come si calcola il pH?

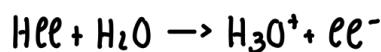
$$-\log(H_3O^+) = -\log C_a$$

**Esercizio:**

Calcolare il pH di una soluzione sciogliendo 0,001 moli di HCl in 0,5L di soluzione acquosa

0,001 nuclei di HCl in 0,5L sce aq

$$\rho_A = \frac{\text{nuclei}}{V[\text{L}]} = \frac{0,001}{0,5} = 0,002$$



I	0,002
F	— 0,002 0,002

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,002 = 2,7 \quad \text{pH} < 7$$

Nb. si tratta sempre di una reazione a completamento.

La concentrazione è data dal numero di moli diviso il volume espresso in litri.  
Essendo la concentrazione dell'acido maggiore di 10 alla - 7 possiamo trascurarlo.

PH<7= acido

### Esercizio:

Calcolare il PH di una soluzione di acido bromidrico(HBr) allo 0,2% m/m e una densità pari allo 0,01g/ml.

HBr 0,2% m/m ( $d=0,01 \text{ g/ml}$ ) 100g soluzione 0,2g HBr  $\Rightarrow$  nuclei  $= \frac{0,2}{30,9} = 0,00247 \text{ mol}$

$$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$$
$$V = \frac{\text{m}}{d} = \frac{100}{1,01} = 99 \text{ ml}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,025 = 1,6$$

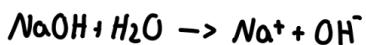
$$\rho_A = \frac{\text{nuclei}}{V[\text{L}]} = \frac{0,00247}{0,099} = 0,025 \text{ nuclei/L}$$

Ogni 100 grammi di soluzione abbiamo 0,2g di HBr da questa informazione possiamo ricavare il numero di moli(m/MM).

Per ricavare il volume basta dividere la massa per la densità. Il risultato in questo caso viene in millimetri ma bisogna assolutamente convertirlo in litri poiché C(a)=n.moli/Volume espresso in litri.

PH<7= acido

## Basi forti



$C_B > 10^{-7}$  Trascurabile

I  $C_B$

F  $C_B - C_B + 10^{-7}$

$$[\text{OH}^-] = C_B + 10^{-7} = C_B$$

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

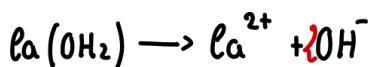
$$\text{PH} = 14 - \text{POH}$$

Un esempio di base forte è l'NaOH che in soluzione dissocia in  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ .  
 $(\text{OH}^-) = C(b) + 10^{-7} = C(b)$  (i coefficienti stechiometrici devono avere rapporto 1:1).

$$\text{POH} = -\log(\text{OH}^-) = -\log C_B$$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH} \quad \text{Poiché } \text{PH} + \text{POH} = 14 (\text{PKW})$$

Esercizio:



$$[\text{OH}^-] = 2C_B$$

$$\text{POH} = -\log 2C_B$$

I  $C_B$

F  $\cancel{/}$   $C_B - 2 \cdot C_B$

$$\text{PH} = 14 - \text{POH}$$

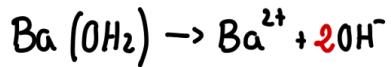
Abbiamo l'idrossido di calcio(base forte) che reagisce a formare  $(\text{Ca}^{2+}) + (\text{OH}^-)$ . Dunque prima di andare a calcolare il POH bisogna bilanciare la reazione, e questo comporta anche la variazione del rapporto stechiometrico che sarà 1:2 dunque  $(\text{OH}^-) = 2(C(b))$ .

Esercizio:

Calcolare il Ph di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,2 grammi di idrossido di bario in 0,5L di soluzione acquosa.

0,2g Ba(OH<sub>2</sub>) in 0,5L H<sub>2</sub>O

$$C_B = \frac{n \cdot \text{mole}}{V} = \frac{0,0012}{0,5L} = 0,0024 \text{ M}$$



$$I \quad 0,0024$$

$$F \quad \cancel{0,0024} \quad 2 \times 0,0024$$

$$n \cdot \text{mole} = \frac{0,2}{171,39 \text{ g/mole}} = 0,0012 \text{ mole}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,0024 = 0,0048$$

$$\text{pOH} = -\log 0,0048 = 2,32$$

$$\text{pH} = 14 - 2,32 = 11,68 \quad \text{pH} > 7$$

## Audi deboli



I CA

C -x +x +x

E (A-x) x x

$$Ka = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{CA-x} = \frac{x^2}{CA-x}$$

$\rightarrow Ka < 10^{-4}$

se  $x < 5\%$  di CA

$\rightarrow Ca > 0,01 M$

l' x al denominatore posso trascurare

$$\approx \frac{x^2}{CA}; x^2 = CA \cdot Ka; x = \sqrt{CA \cdot Ka}$$

$$PH = -\log [H_3O^+] = -\log x = -\log \sqrt{CA \cdot Ka}$$

$$= -\frac{1}{2}(\log CA + \log Ka) = -\frac{1}{2}(\log CA + \log Ka) = -\frac{1}{2} \log Ka - \frac{1}{2} \log CA$$

$$= \frac{1}{2} pKa - \frac{1}{2} \log CA$$

**Nb.** Qui troviamo una doppia freccia in quanto è una reazione di equilibrio, dunque dobbiamo creare una tabella: inizio, cambiamento, equilibrio.

All'inizio abbiamo una certa quantità di acido (Ca).

Durante il cambiamento avviene il consumo parziale del nostro reagente di una certa quantità che non conosciamo (-X). Per ogni -X abbiamo la formazione di un +X di  $H_3O^+$  e di un +X di  $A^-$ .

Quindi all'equilibrio si ottiene un (Ca - X) tra i reagenti ed X, X come concentrazioni molari. A questo punto di questa reazione possiamo scrivere la costante di concentrazione acida (Ka) data dal rapporto tra prodotti e reagenti (acqua esclusa). Se sostituiamo le concentrazioni all'equilibrio identificate nella riga E alla formula otteniamo un'equazione di secondo grado con incognita x.

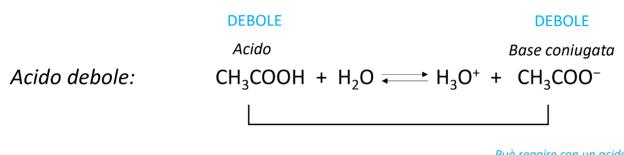
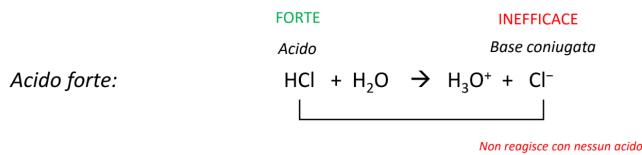
**Attenzione:** se ci troviamo in condizioni per cui  $x < 5\%$  di Ca allora il -X al denominatore lo si può trascurare.

### Esercizio:

Calcolare il PH di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,005 moli di acido acetico ( $CH_3COOH$ ) in 0,25 L di soluzione acquosa.



## COPPIE ACIDO-BASE CONIUGATI



REMINDER: Teoria di Bronsted-Lowry → ad ogni acido o base è associata una base coniugata e un acido coniugato

Nella reazione dell'acido cloridrico con l'acqua, dove l'acqua si comporta da base, abbiamo la formazione di:  $\text{H}_3\text{O}^+$  che è l'acido coniugato di  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{Cl}^-$  che è la base coniugata di  $\text{HCl}$ .

### ACIDO FORTE

Per un acido forte abbiamo una reazione che va in un'unica direzione, dai reagenti ai prodotti, non c'è equilibrio di ionizzazione, ma la reazione va a completamento.

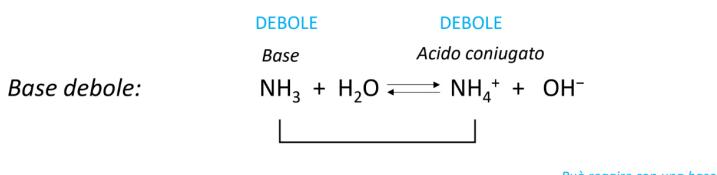
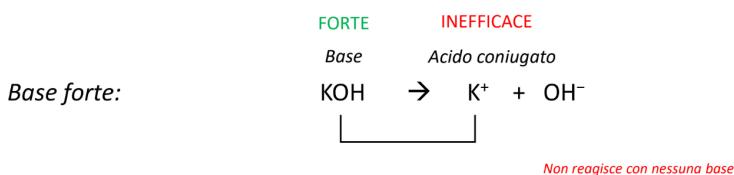
Questo perché l'acido cloridrico, nella reazione acido-base che ha con l'acqua, porta alla formazione di una base coniugata  $\text{Cl}^-$  che è inefficace, quindi che non è in grado di reagire con l'altro prodotto per tornare alla forma iniziale.  $\text{Cl}^-$  è stabile in questa sua configurazione anionica, per cui non ha la tendenza ad acquistare un protone, per riportarsi all'originale  $\text{HCl}$ .

### ACIDO DEBOLE

L'acido acetico è un acido debole che reagisce con acqua (che si comporta anche questa volta da base) cedendo, appunto all'acqua un protone  $\text{H}^+$  per formare  $\text{CH}_3\text{CHO}^-$  (che è la base coniugata dell'acido debole  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) e  $\text{H}_3\text{O}^+$  (che è l'acido coniugato della base  $\text{H}_2\text{O}$ ). In questo caso la base coniugata che si viene a formare  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , è una base a sua volta debole, quindi la base coniugata di un acido debole risulta essere una base debole. Questo vuol dire che essa può reagire con un acido (come l'acqua in soluzione acquosa) per riformare  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , acquistando appunto dall'acido un  $\text{H}^+$  e quindi tornando a formare l'acido originale.

**Quindi un acido forte dà origine a basi coniugate inefficaci**, che non reagiscono con nessun acido, e infatti qui abbiamo una **reazione che va a completamento (reazione monodirezionale)**.

**Mentre un acido debole reagisce con una base per portare alla formazione di una base coniugata debole, che è in grado di reagire con un acido per riportare alla formazione dell'acido originario in un equilibrio di ionizzazione** (quindi questa **reazione può venire in entrambi i versi**).



### BASE FORTE

Allo stesso modo una base forte, come KOH, è in grado di reagire e di formare gli ioni  $K^+$  e  $OH^-$  in soluzione, dove  $K^+$  è l'acido coniugato della base forte KOH.

Tuttavia, essendo l'acido coniugato di una base forte, risulta essere inefficace. Esso quindi non è in grado di reagire con nessuna base, per riformare la base forte originale. Dunque anche in questo caso abbiamo una reazione unidirezionale, che va a completamento.

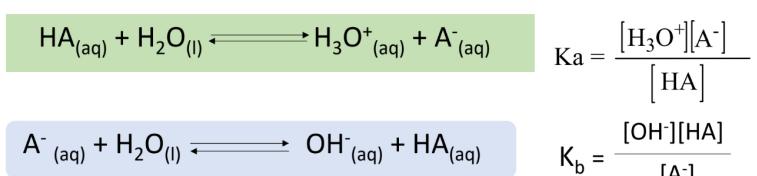
### BASE DEBOLE

Una base debole come l'ammoniaca ( $NH_3$ ) reagisce con l'acqua (che si comporta da acido) nella formazione dell'acido coniugato dell'ammoniaca, che è  $NH_4^+$  (ione ammonio) il quale, essendo l'acido coniugato di una base debole, è a sua volta un acido debole. Quindi acidi coniugati di basi deboli hanno un comportamento acido debole. Per questo l'acido coniugato di una base debole può reagire con una base per spostare la reazione nel verso della formazione dei reagenti e quindi nella formazione della sua base debole originale, da cui ha avuto origine.

**Quindi da basi forti hanno origine acidi coniugati inefficaci, che non reagiscono con nessuna base per riformare la base originale. Le reazioni di basi forti sono infatti unidirezionali.**

**Mentre le basi deboli originano acidi coniugati deboli, che possono reagire con altre basi, per formare la base originale (reazione di equilibrio).**

Dimostriamo questa relazione tra base e acido coniugati (reazioni generiche):



$$K_a K_b = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \times \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]} = [H_3O^+] [OH^-] = K_w$$

$$K_a K_b = K_w$$