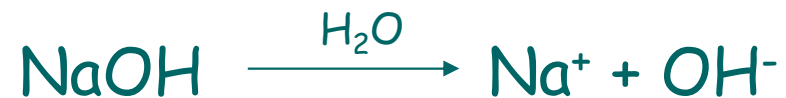


Acidi e Basi

Arrhenius

Un **acido** è una sostanza che contiene H ed è in grado di **cedere ioni H^+** e **base** è una sostanza che ha tendenza a **cedere ioni OH^- in acqua**

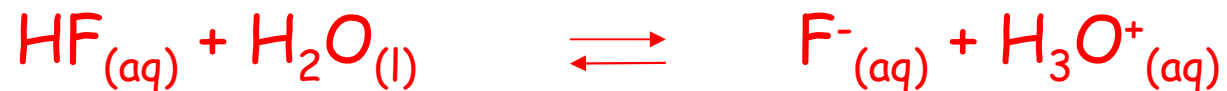


Reazione di neutralizzazione produce H_2O e sale (Na^+ e Cl^-)



Brönsted - Lowry

Un **acido** è una sostanza in grado di **cedere protoni (H⁺)**
e **base** è una sostanza che ha tendenza ad **accettare
protoni in soluzione acquosa**



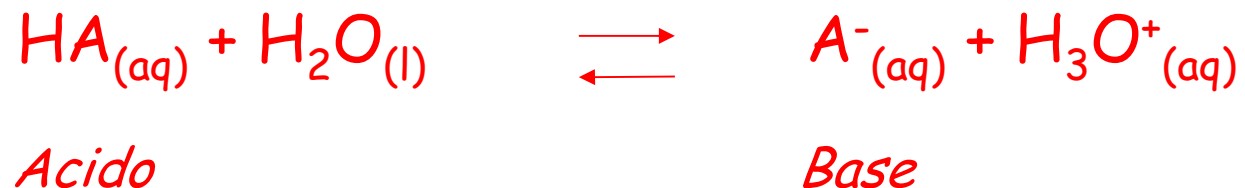
La *dissociazione* di HF è la donazione di un protone all'acqua
che accettando lo ione H⁺ si comporta da base



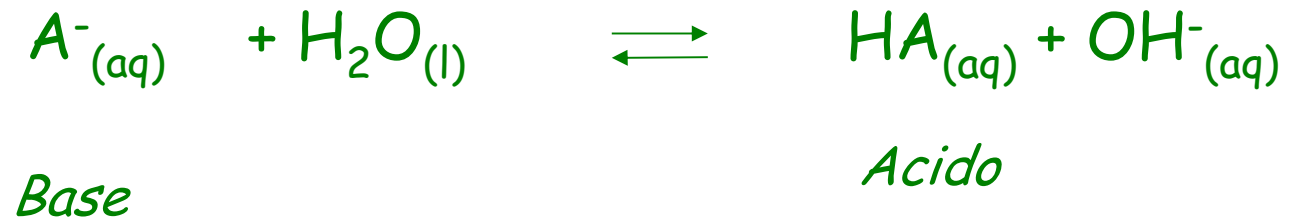
Ammoniaca si comporta da base

Lo ione H^+ è molto piccolo e possiede una forte carica positiva; è una specie molto reattiva che in soluzione si lega all'ossigeno (molto elettronegativo) di una molecola di acqua formando la specie H_3O^+

Se un acido (HA) dona il suo H^+ si trasforma in una specie (A^-) che è in grado di accettare H^+ e quindi può comportarsi da base



Una base accettando ioni H^+ si trasforma in un acido di Brönsted



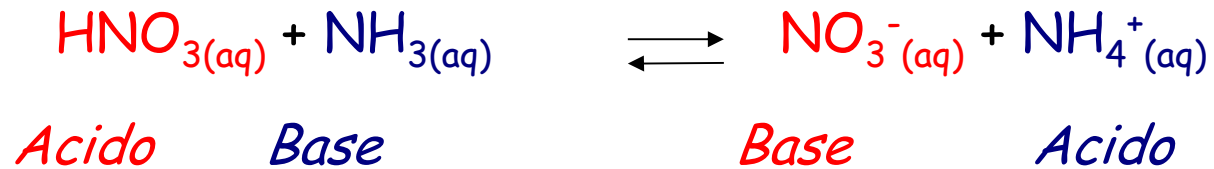
L'acqua può comportarsi sia da acido sia da base



Sostanza anfotera

Per Brönsted gli acidi e le basi esistono solo come
coppie coniugate acido-base

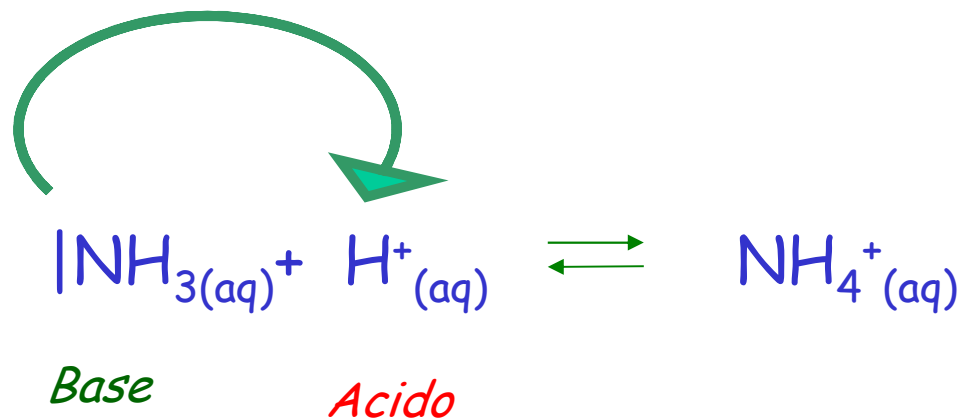
Quindi un acido reagisce sempre con una base per dare *base*
ed acido coniugati



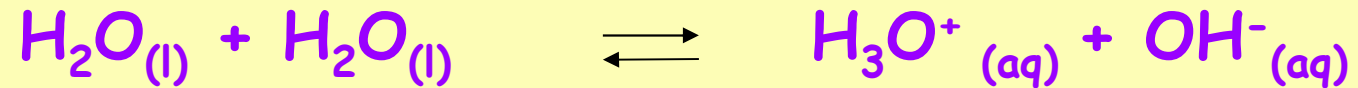
Un acido è tale solo in presenza di una base e viceversa

Lewis

Un **acido** è una sostanza in grado di **accettare una coppia solitaria di elettroni** per raggiungere una configurazione stabile; **base** è una sostanza che possiede ed è in grado di donare ad un altro atomo **una coppia solitaria di elettroni**



Autoionizzazione dell'acqua



Dato che questa è una reazione di equilibrio posso scrivere una costante K

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Ma l'equilibrio è molto spostato a sinistra e $[\text{H}_2\text{O}]^2$ è tanto elevata da considerarsi costante, possiamo scrivere

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

Prodotto ionico dell'acqua

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]\cdot[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad \text{a} \quad T = 298 \text{ K}$$

Nell'acqua pura $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Soluzioni che hanno $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ si dicono **neutre**

$$\text{Se } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7}$$

Soluzioni neutre a 298 K hanno $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

Se $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ \rightarrow la soluzione è acida

Se $[\text{OH}^-] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ \rightarrow la soluzione è basica



IL pH

MISURA DI pH

pH è il logaritmo negativo della concentrazione molare dello ione H^+ :

$$pH = - \log [H^+]$$

pH < 7 Soluzione acida

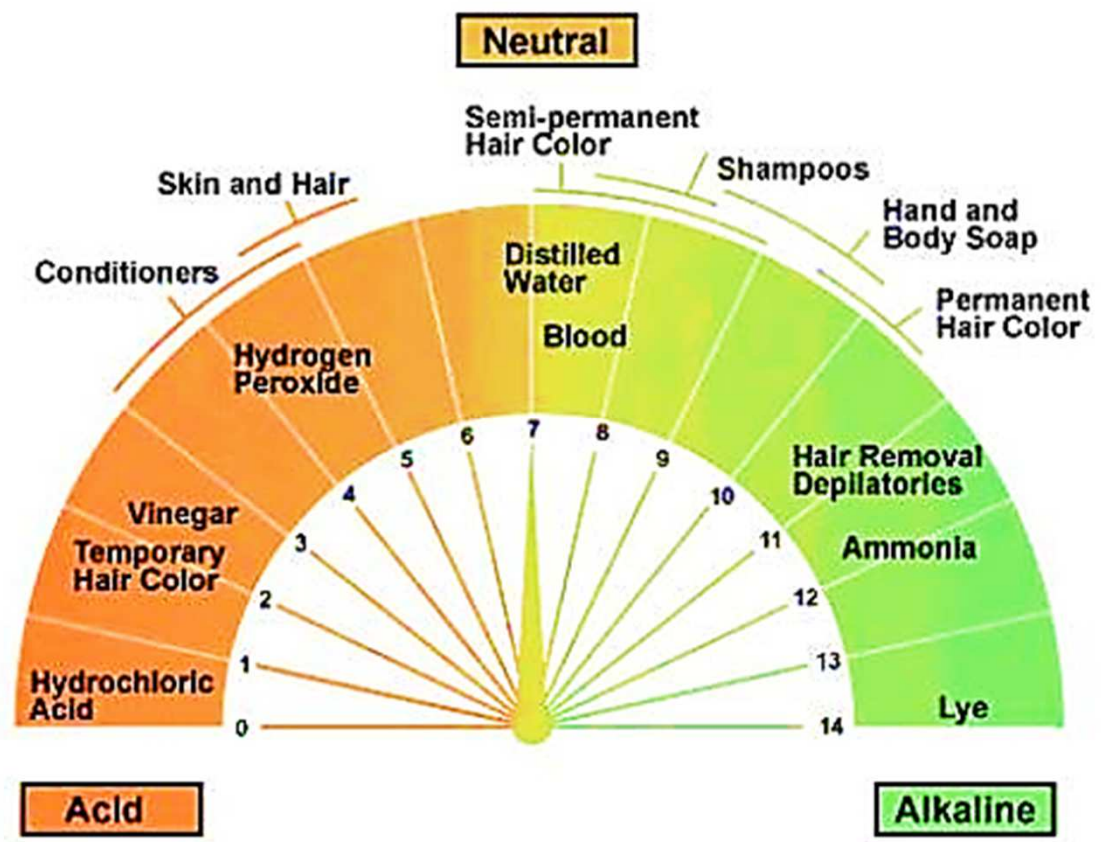
pH = 7 Soluzione neutra

pH > 7 Soluzione basica

A 298 K

Scala di pH

Soluzione	pH
Acido nelle batterie	0
Succo gastrico	1,4
Succo di limone	2,3
Aceto	3
Piogge acide (media)	3,4
Coca Cola	3,8
Succo di pomodoro	4,2
Caffè	4,5
Latte	6,5
Acqua minerale gassata	6,6
Acqua distillata	7
Sangue	7,4
Acqua di mare	8,5
Sapone neutro	10
Ammoniaca commerciale	11,8
Detergenti per superfici dure	13
Soda caustica	14



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

$$[\text{H}_3\text{O}^+]\cdot[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad \text{a} \quad T = 298 \text{ K}$$



$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{a} \quad T = 298 \text{ K}$$

Acidi e basi forti: calcolo del pH



Reazione di dissociazione completa → Acido forte

Es. Soluzione acquosa di HCl 0,1 M → pH ???

Si guardano i coefficienti stechiometrici; in questo caso

$$[\text{HCl}] = [\text{H}^+] = 0,1 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -(\log 0,1) = 1$$



Reazione di dissociazione completa → Base forte

Es. Soluzione acquosa di NaOH 0,1 M → pH ???

Si guardano i coefficienti stechiometrici; in questo caso [NaOH] =

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = -(\log 0,1) = 1 \rightarrow \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

Attenzione ai coefficienti stechiometrici



Es. Soluzione acquosa di H_2SO_4 0,1 M \rightarrow pH ???

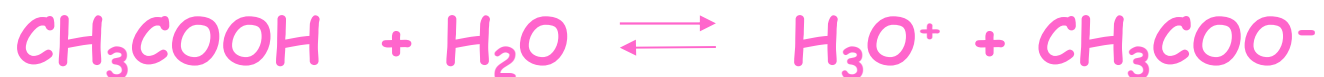
In questo caso $[\text{H}^+] = 2 \times [\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,2 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = -(\log 0,2) = 0,70$



Es. Soluzione acquosa di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,1 M \rightarrow pH ???

*Si guardano i coefficienti stechiometrici; in questo caso =
 $[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,2 \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = -(\log 0,2) = 0,70$
 $\rightarrow \text{pH} = 14 - 0,70 = 13,3$*

Acidi e basi deboli: K di dissociazione

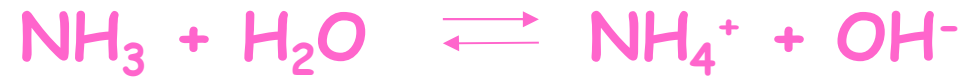


Reazione di dissociazione all'equilibrio (non completa) →
Acido debole

Posso scrivere una costante di equilibrio, K_a

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

Più è piccolo il valore di K_a più debole risulta l'acido



Reazione di dissociazione all'equilibrio (non completa) →
Base debole

Posso scrivere una costante di equilibrio, K_b

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

Più è piccolo il valore di K_b più debole risulta la base

Forza	Acido	Ka
Acidi forti	HClO ₄	>>>
	HBr	>>>
	H ₂ SO ₄	>>>
	HCl	>>>
	HNO ₃	24
Media forza	H ₃ PO ₃	1.6 · 10 ⁻²
	H ₂ SO ₃	1.2 · 10 ⁻²
	HClO ₂	1.1 · 10 ⁻²
	HF	6.7 · 10 ⁻⁴
	HNO ₂	4.4 · 10 ⁻⁴
Acidi deboli	CH ₃ COOH	1.8 · 10 ⁻⁵
	H ₂ CO ₃	4.5 · 10 ⁻⁷
	H ₂ S	1.1 · 10 ⁻⁷
	HClO	3.2 · 10 ⁻⁸
	H ₃ BO ₃	6.3 · 10 ⁻¹⁰
	HIO	4.8 · 10 ⁻¹³

Forza	Base	Kb
Forti	NaOH	>>>
	KOH	>>>
	OH ⁻	1
Medie	Mn(OH) ₂	1.9 · 10 ⁻³
	Mg(OH) ₂	1.4 · 10 ⁻³
Deboli	AgOH	1 · 10 ⁻⁴
	NH ₃	1.8 · 10 ⁻⁵

Per calcolare il pH devo conoscere la concentrazione di H_3O^+ cioè di x

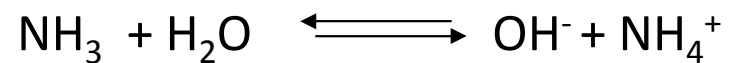
$$[\text{x}]^2 = K_a \cdot 0,03$$

$$[\text{x}] = \sqrt{K_a \cdot 0,03}$$

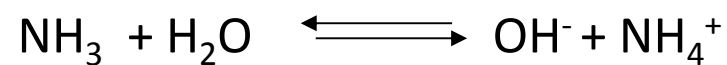
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a}$$

Il pH è 3,13

Calcolare il pH di una soluzione 0,01 M di ammoniaca. $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$



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



All'inizio:	0,01 M	0 M	0 M
All'equilibrio:	0,01 - x	x	x

$$K_b = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,01 - x]} = \frac{[x] \cdot [x]}{[0,01]}$$

Se x è molto piccolo possiamo dire che $[0,01 - x] = [0,01]$

Per calcolare il pH devo conoscere la concentrazione di OH⁻ cioè di x

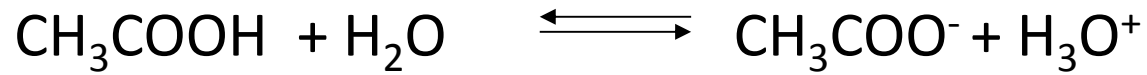
$$[x]^2 = K_b \cdot 0,01$$

$$[x] = \sqrt{K_b \cdot 0,01}$$

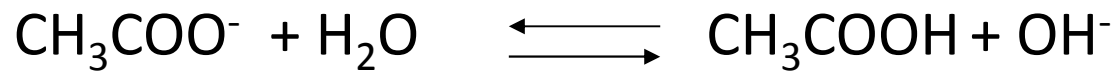
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b}$$

Il pH è 10,63

Relazione tra K_a e K_b per una coppia coniugata



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$



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

$$K_b = 5,56 \times 10^{-10}$$

$$K_a \times K_b = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

$$K_w = K_a \times K_b$$