

Costante di equilibrio (definizione IUPAC)

Una costante di equilibrio è una grandezza che caratterizza l'equilibrio di una reazione chimica definita da un'espressione del tipo:

$$K_Z = \prod_i Z_i^{\nu_i}$$

dove ν_i è il coefficiente stechiometrico di un reagente (negativo) o di un prodotto (positivo) della reazione e Z rappresenta una quantità che può essere il **valore di equilibrio di pressione, fugacità, concentrazione di quantità, frazione di quantità, molalità, attività** che definisce la **costante di equilibrio** basata rispettivamente sulla pressione, sulla fugacità, sulla concentrazione, sulla frazione di quantità, sulla molalità, sull'attività o **costante di equilibrio standard (indicata con K° o K)**.

Tipi di costanti di equilibrio

Costante di equilibrio basata sulla pressione

$$K_p = \prod_i P_i^{\nu_i}$$

Costante di equilibrio basata sulla fugacità

$$K_f = \prod_i f_i^{\nu_i}$$

Costante di equilibrio basata sulla concentrazione

$$K_c = \prod_i c_i^{\nu_i}$$

Costante di equilibrio basata sulla frazione molare

$$K_x = \prod_i x_i^{\nu_i}$$

Costante di equilibrio basata sulla molalità

$$K_b = \prod_i b_i^{\nu_i}$$

Costante di equilibrio standard $K^\circ = \prod_i a_i^{\nu_i}$

Dimensioni delle costanti di equilibrio



$$K^0 = \frac{(P_{NH_3}/P_0)^2}{(P_{N_2}/P_0)(P_{H_2}/P_0)^3}$$

$$\Delta\nu = \sum_k \nu_k = 2 - 3 - 1 = -2$$

$$K_p = K^0 P_0^{\sum_k \nu_k} = \prod_k P_k^{\nu_k} \quad \Rightarrow$$

$$K_p = \frac{K^0}{P_0^2} = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} P_{H_2}^3}$$

K^0 non è dimensionato

K_p è dimensionato, bar^{-2}

Se $P^0 = 1 \text{ bar}$ e le pressioni parziali sono in bar K^0 e K_p sono numericamente coincidenti.

Dimensioni delle costanti di equilibrio



$$K^o = \frac{(P_{\text{HI}}/P^o)^2}{(P_{\text{H}_2}/P^o)(P_{\text{I}_2}/P^o)}$$

$$\Delta\nu = \sum_k \nu_k = 2 - 1 - 1 = 0$$

$$K_p = K^o = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} P_{\text{I}_2}}$$

K^o: non è dimensionato

K_p non è dimensionato

Se la reazione gassosa avviene senza variazioni di moli, *K^o* e *K_p* coincidono numericamente e dimensionalmente.

Gas ideali – relazioni tra costanti di equilibrio

$$P_k = \frac{n_k RT}{V} = c_k RT \quad \frac{P_k}{p_0} = \frac{c_k RT}{p_0}$$

$$K^0 = \prod_k \left(\frac{P_k}{p_0} \right)^{\nu_k} = \left(\frac{RT}{p_0} \right)^{\sum_k \nu_k} \prod_k c_k^{\nu_k} = \left(\frac{RT}{p_0} \right)^{\sum_k \nu_k} K_c$$

$$K_c = \prod_k c_k^{\nu_k} = K^0 \left(\frac{p_0}{RT} \right)^{\sum_k \nu_k}$$

Gas ideali – relazioni tra costanti di equilibrio

$$K_P = \prod_k P_k^{\nu_k} = K^0 P^0 \sum_k \nu_k$$

$$K_c = \prod_k c_k^{\nu_k} = K^0 \left(\frac{P^0}{RT} \right)^{\sum_k \nu_k} = \frac{K_P}{(RT)^{\sum_k \nu_k}}$$

$$\Delta \nu = \sum_k \nu_k$$

$$K_P = K_c (RT)^{\Delta \nu}$$

Gas ideali – relazioni tra costanti di equilibrio

$$K_P = \prod_k P_k^{\nu_k} = K^0 P_0^{\Delta\nu}$$

$$K_C = \prod_k c_k^{\nu_k} = K^0 \left(\frac{P_0}{RT} \right)^{\Delta\nu}$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta\nu}$$

$$\Delta\nu = 0 \Rightarrow K^0 = K_P = K_C$$

Soluzione ideale (liquida, solvente non partecipa alla reazione)

$$a_k = \frac{c_k}{c_0}$$

c_k : concentrazione molare del componente k nella soluzione

c_0 : concentrazione totale molare della soluzione

$$K^0 = \prod_k \left(\frac{c_k}{c_0} \right)^{\nu_k} = \frac{\prod_k c_k^{\nu_k}}{c_0^{\sum_k \nu_k}}$$

$$K_c = \prod_k c_k^{\nu_k} = K^0 c_0^{\Delta \nu}$$

Equilibri eterogenei e solventi

Nel caso di fasi condensate di sostanze pure, l'attività è unitaria

$$\mu_k = \mu_k^0 + RT \ln a_k$$

liquido puro $a_k = x_k = 1$ $\mu_k = \mu_k^0 = \mu_k^{L*}$

solido puro $a_k = x_k = 1$ $\mu_k = \mu_k^0 = \mu_k^{S*}$

In soluzioni diluite, anche l'attività del solvente può essere ritenuta unitaria

solvente $a_k \cong x_k \cong 1$ $\mu_k = \mu_k^0 = \mu_k^{L*}$



$$a_{\text{Ca(OH)}_2} = 1 \quad K^0 = \frac{a_{\text{Ca}^{2+}}(a_{\text{OH}^{-}})^2}{a_{\text{Ca(OH)}_2}} = a_{\text{Ca}^{2+}}(a_{\text{OH}^{-}})^2$$

Assumendo un comportamento ideale della soluzione

$$K^0 = \frac{c_{\text{Ca}^{2+}}(c_{\text{OH}^{-}})^2}{c_0^3} \quad c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_c = K^0 c_0^3 = c_{\text{Ca}^{2+}}(c_{\text{OH}^{-}})^2 = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2$$

[A]: concentrazione molare di A, mol L⁻¹

$$K_c \text{ in mol}^3 \text{ L}^{-3}$$

Se una **reazione avviene in soluzione ionica tra composti completamente dissociati**, la **costante di equilibrio si basa sull'equazione scritta in forma ionica**.



Equazione in forma ionica



$$K^o = \frac{a_{Ag_2O} a_{H_2O}}{(a_{Ag^+})^2 (a_{OH^-})^2}$$



$$K^o = \frac{1}{(a_{Ag^+})^2 (a_{OH^-})^2}$$

$$K_c = \frac{1}{[Ag^+]^2 [OH^-]^2}$$

Reazioni in fase gassosa a temperatura e volume costante

Moli di un componente k

$$n_k = n_{k,0} + \nu_k \zeta$$

Pressione parziale di un componente k

$$P_k = \frac{n_k RT}{V} = \frac{n_{k,0} RT}{V} + \nu_k \frac{\zeta RT}{V} = P_{k,0} + \nu_k x$$

Costante di equilibrio

$$K_P = \prod_{k=1}^c P_k^{\nu_k} = \prod_{k=1}^c (P_{k,0} + \nu_k x)^{\nu_k} = f(x) \Rightarrow x \text{ di equilibrio}$$

Tabella di equilibrio

k	1	2	...	C
iniziale	$P_{1,0}$	$P_{2,0}$...	$P_{C,0}$
variazione	v_1x	v_2x	...	v_Cx
finale	$P_{1,0} + v_1x$	$P_{2,0} + v_2x$...	$P_{C,0} + v_Cx$

$$K_P = \prod_{k=1}^C (P_{k,0} + v_k x)^{v_k} = f(x)$$

Reazioni in fase gassosa a temperatura e pressione costante

Moli di un componente k : $n_k = n_{k,0} + \nu_k \zeta$

Moli totali: $n = \sum_{k=1}^C n_k = \sum_{k=1}^C n_{k,0} + \left(\sum_{k=1}^C \nu_k \right) \zeta = n_0 + \Delta \nu \zeta$

Pressione parziale di un componente k

$$P_k = x_k P = \left(\frac{n_{k,0} + \nu_k \zeta}{n_0 + \Delta \nu \zeta} \right) P$$

Costante di equilibrio

$$K_P = \prod_{k=1}^C P_k^{\nu_k} = \prod_{k=1}^C \left(\frac{n_{k,0} + \nu_k \zeta}{n_0 + \Delta \nu \zeta} \right)^{\nu_k} P^{\sum \nu_k}$$

$$K_P = \left[\prod_{k=1}^C (n_{k,0} + \nu_k \zeta)^{\nu_k} \right] \left(\frac{P}{n_0 + \Delta \nu \zeta} \right)^{\Delta \nu} = f(\zeta) \Rightarrow \zeta \text{ di equilibrio}$$

Tabella di equilibrio

k	1	2	...	C	totali
iniziale	$n_{1,0}$	$n_{2,0}$...	$n_{C,0}$	n_0
variazione	$\nu_1 \zeta$	$\nu_2 \zeta$...	$\nu_C \zeta$	$\Delta \nu \zeta$
finale	$n_{1,0} + \nu_1 \zeta$	$n_{2,0} + \nu_2 \zeta$...	$n_{C,0} + \nu_C \zeta$	$n_0 + \Delta \nu \zeta$

$$K_P = \left[\prod_{k=1}^C (n_{k,0} + \nu_k \zeta)^{\nu_k} \right] \left(\frac{P}{n_0 + \Delta \nu \zeta} \right)^{\Delta \nu} = f(\zeta)$$

Se la reazione avviene **senza variazione del numero di moli totali**

$$\Delta\nu = \sum_{k=1}^C \nu_k = 0$$

Definendo

$$K_n = \prod_{k=1}^C n_k^{\nu_k}$$

$$K_p = \left[\prod_{k=1}^C n_k^{\nu_k} \right] \left(\frac{P}{n} \right)^{\Delta\nu} = \prod_{k=1}^C n_k^{\nu_k} = K_n$$

$$K_p = K_n = \prod_{k=1}^C (n_{k,0} + \nu_k \zeta)^{\nu_k} = f(\zeta) \Rightarrow \zeta \text{ di equilibrio}$$

Reazioni in soluzione (liquida) a volume costante

Moli di un componente k

$$n_k = n_{k,0} + \nu_k \zeta$$

Pressione parziale di un componente k

$$c_k = \frac{n_k}{V} = \frac{n_{k,0} + \nu_k \zeta}{V} = c_{k,0} + \nu_k x$$

Costante di equilibrio

$$K_c = \prod_{k=1}^c c_k^{\nu_k} = \prod_{k=1}^c (c_{k,0} + \nu_k x)^{\nu_k} = f(x) \Rightarrow x \text{ di equilibrio}$$

Acidi e basi di Arrhenius (1884)

Classifica gli acidi e basi in funzione del loro comportamento in **acqua**.

Un **acido** è un **composto** che **contiene idrogeno** e in **acqua** produce **ioni idrogeno**.

Una **base** è un **composto** che in **acqua** produce **ioni ossidrilie**.

Quando un acido reagisce con una base si ha una reazione di neutralizzazione:



Esempi di acidi e basi di Arrhenius



Il **metano** (CH_4) **non è un acido**, contiene atomi di idrogeno ma **non produce H^+ in acqua**.

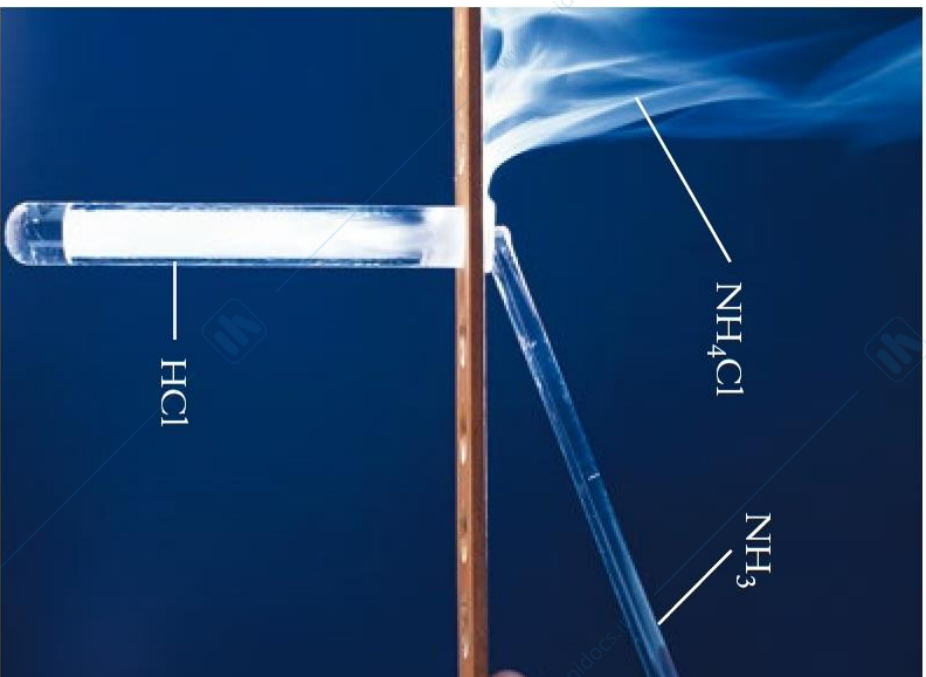


L'**ammoniaca** non ha OH ma **è una base**.



Il **sodio non è una base**, produce OH^- in acqua ma **è un elemento**, non un composto.





Reazione in fase gassosa che produce un sale solido.

Non è interpretabile con le definizioni di acido e base di Arrhenius.

Acidi e basi di Brønsted-Lowry (1923)

La definizione di Arrhenius è limitata all'acqua come solvente. Alcune sostanze manifestano un comportamento analogo in solventi non acquosi, necessaria una generalizzazione.

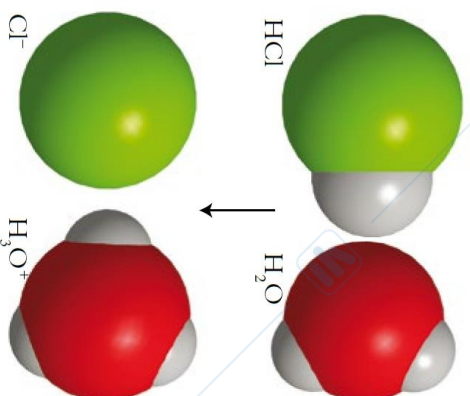
Johannes Brønsted (Danimarca) e Thomas Lowry (Inghilterra) proposero, in modo indipendente, di definire le **proprietà acido-base** riferendosi al **trasferimento protonico**.

L'acido dona un protone (H^+) che è accettato da una base.

Reazione acido-base - reazione di trasferimento protonico

In acqua una molecola di acido **cede uno ione idrogeno** (H^+), il quale reagisce con una delle molecole d'acqua dando luogo a uno **ione idronio** (H_3O^+).

acido *base*



La definizione di acido e base di Brønsted-Lowry

Un acido è un **donatore di protoni**, qualsiasi **specie** che dona uno **ione H^+** .

Un acido deve contenere **H acido** nella sua formula.

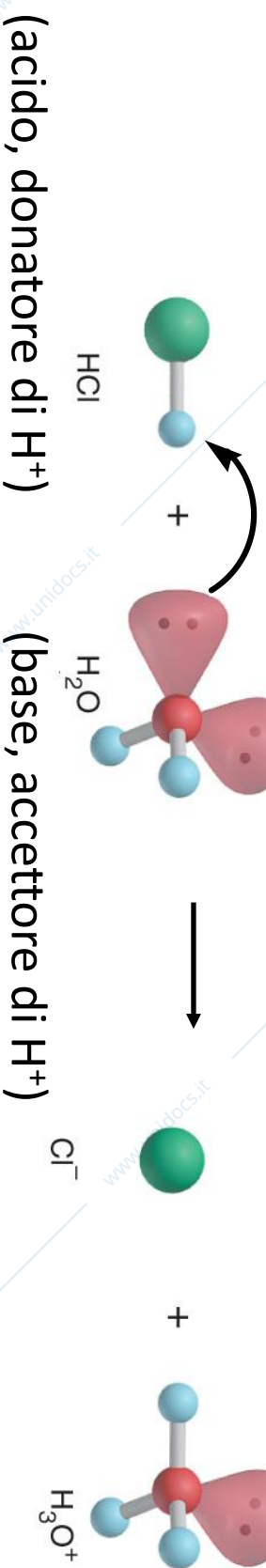
Una base è un **accettore di protoni**, qualsiasi **specie** che accetta uno ione **H^+** .

Una base deve contenere una **coppia solitaria di elettroni** per legare H^+ .

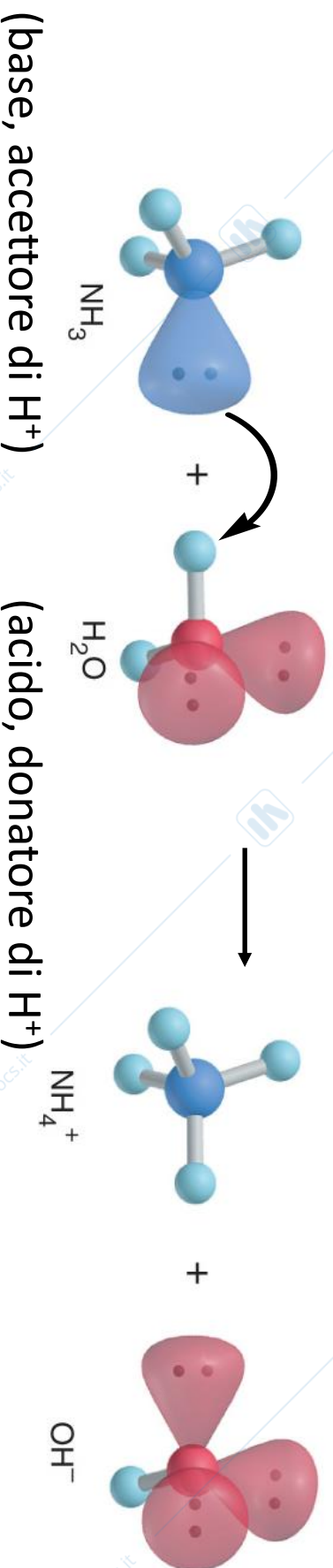
Una reazione acido-base è un processo di trasferimento protonico.

Dissoluzione di un acido o di una base in acqua: reazione acido-base di Brønsted-Lowry

La coppia solitaria lega H^+



La coppia solitaria lega H^+



Un **acido di Brønsted** contiene **un atomo di idrogeno acido**, cioè **cedibile come protone**.

Gli **acidi monoprotici** sono in grado di cedere **un solo protone**:



Negli acidi organici, l'idrogeno acido è scritto alla fine



Gli **acidi poliprotici** sono in grado di cedere **più protoni**:



La definizione di Arrhenius è applicabile solo per i composti.

La definizione di Brønsted è applicabile anche agli ioni.

Ad esempio, lo ione idrogenocarbonato può agire da debole protonatore dell'acqua



Gli acidi sono classificati in forti o deboli a seconda del loro grado di deprotonazione.

La forza di un acido dipende dal solvente.

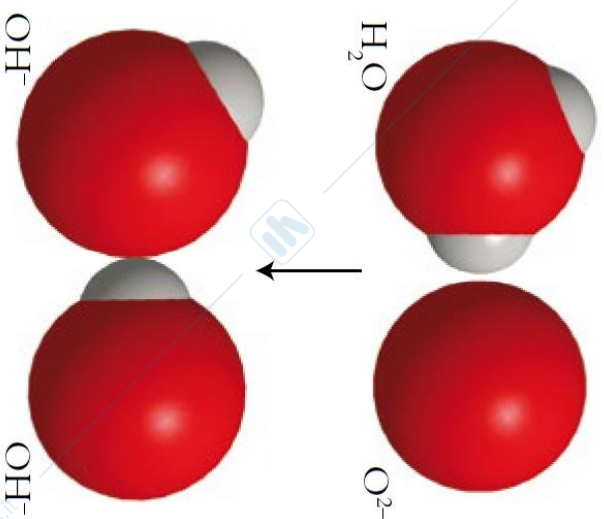
Acido forte - ***in soluzione*** quasi tutte le molecole o ioni sono deprotonati.

Acido debole - ***in soluzione*** è deprotonata solo una piccola frazione di molecole o ioni.

Basi di Brønsted

Una base di Brønsted è un accettore di protoni. Di solito possiede una coppia solitaria di elettroni in grado di legarsi a un protone.

Lo ione ossido esercita in acqua un'attrazione molto forte sul nucleo di un atomo di idrogeno di una molecola di acqua.



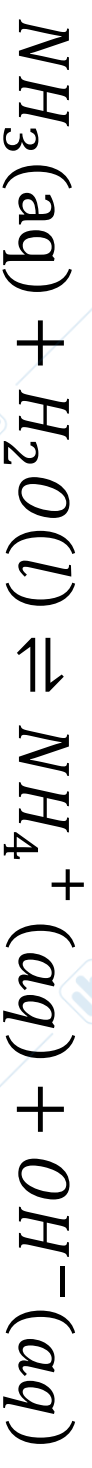
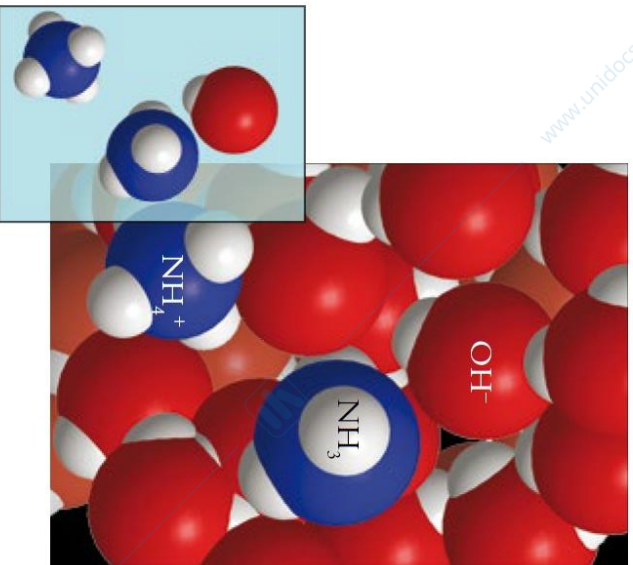
Lo ione ossido è una base forte.



Basi deboli

La coppia solitaria dell'atomo di azoto si lega a un nucleo di atomo d'idrogeno preso da una molecola d'acqua.

Essendo l'ammoniaca **elettricamente neutra**, l'attrazione nei confronti del protone non è molto elevata.



Le basi sono distinte in forti o deboli a seconda del loro grado di protonazione.

La forza di una base dipende dal solvente.

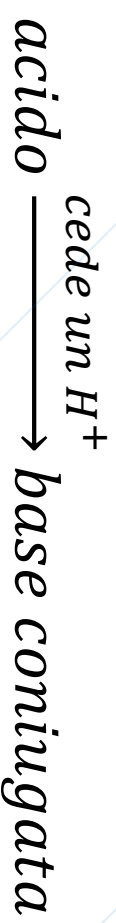
Base forte - ***in soluzione*** quasi tutte le molecole o ioni sono protonati.

Base debole - ***in soluzione*** è protonata solo una piccola frazione delle molecole o ioni.

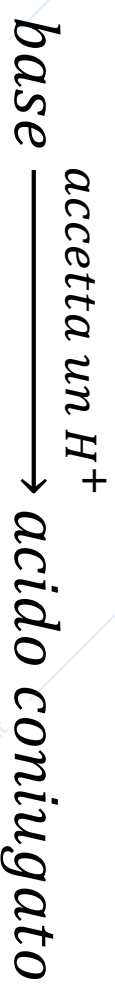
Acidi e basi coniugate

I **prodotti del trasferimento protonico** in soluzione acquosa possono reagire donando o acquisendo un protone, sono quindi classificabili anch'essi come acidi o basi.

La base coniugata è la specie che rimane quando un acido cede un protone.



L'acido coniugato è la specie che si forma quando una base accetta un protone.



Acidi e basi coniugate

Acido

base

base coniugata

acido coniugato



base

acido

acido coniugato

base coniugata



In soluzioni acquose

L'acido cloridrico è forte



L'acido cianidrico è debole



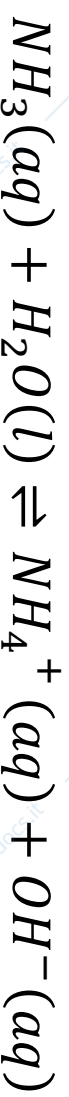
Lo ione idrogenocarbonato può agire da acido debole



Lo ione ossido è una base forte



L'ammoniaca è una base debole



Le definizioni di acido e di base di Brønsted valgono anche in **solventi non acquosi** e per **reazioni in fase gassosa**.

Reazione in ammoniaca liquida come solvente



Reazione in fase gassosa



Ossidi e idrossidi

Gli *ossidi* e gli *idrossidi dei metalli alcalini e alcalini terrosi* sono spesso indicati come *basi di Brønsted*.

Le *reali basi di Bronsted* sono però gli *ioni ossido* (O^{2-}) e *idrossido* (OH^{-}), i cationi non partecipano alla reazione acido-base.

Acidi e basi di Lewis

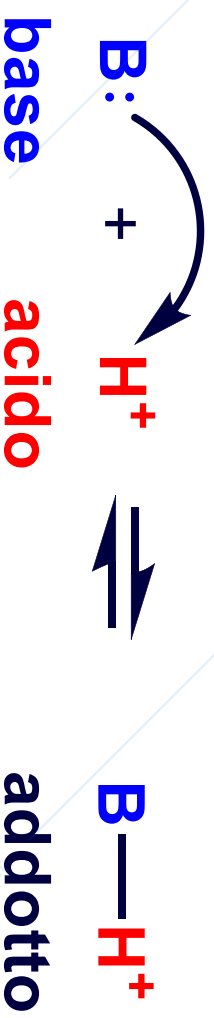
La teoria di Lewis è più generale della teoria di Brønsted-Lowry.

Una base di Lewis è un **donatore di coppie elettroniche**.

Un acido di Lewis è un **accettore di coppie elettroniche**.

Reazione acido-base di Lewis

Si ha una reazione acido-base quando una base di Lewis condivide una coppia di elettroni con un acido di Lewis formando un **legame covalente coordinato** (entrambi gli elettroni di legame provengono da una solo atomo).



Base di Lewis

La caratteristica essenziale di una base **di Lewis** è la disponibilità di una coppia elettronica per formare un legame covalente coordinato.

Una **base di Brønsted** è un tipo particolare di base di Lewis. Una specie chimica che può usare una coppia elettronica per formare con un protone un legame covalente coordinato.

Tutte le **basi di Brønsted-Lowry sono anche basi di Lewis**.

Acido di Lewis

La caratteristica essenziale di un **acido di Lewis** ha un **orbitale vuoto** (o la capacità di riorganizzare i suoi legami per formarne uno) **per accettare una coppia elettronica** e formare un nuovo legame.

Il protone (H^+) è un accettore di elettroni, si tratta quindi di un **caso particolare di acido di Lewis** in quanto può condividere una coppia di elettroni fornita da una base di Lewis.

L'acido di Brønsted è una specie chimica che **fornisce una particolare acido di Lewis** (il protone).

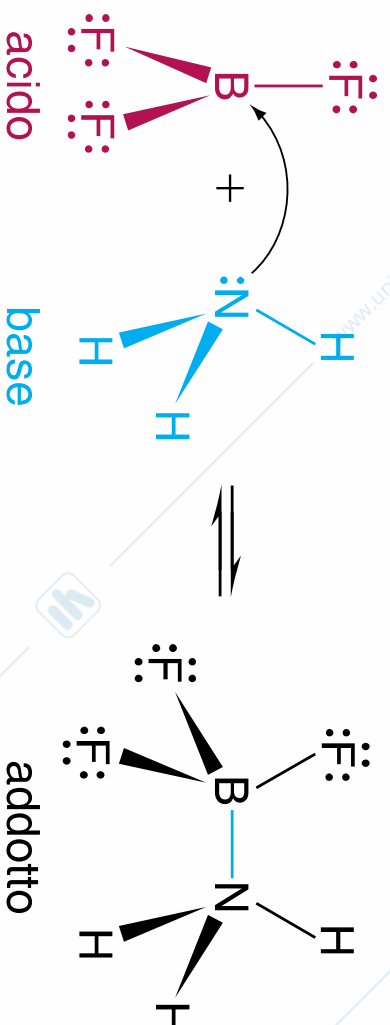
La definizione di Lewis espande la classe degli acidi.

Esempio. Gli atomi e gli ioni metallici, pur non essendo acidi di Brønsted, possono agire come acidi di Lewis.

$Ni(CO)_4$ atomo di nichel (acido di Lewis) monossido di carbonio (base di Lewis)

Molecole elettrone-deficienti come acidi di Lewis

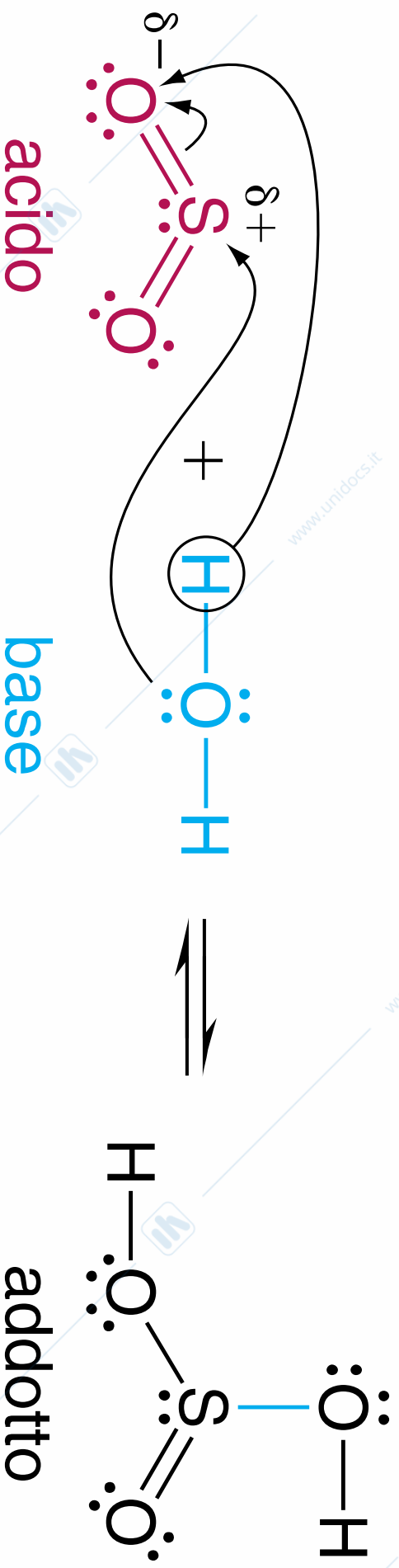
B e Al formano spesso molecole elettrone-deficienti, in cui un orbitale p non occupato può accettare una coppia di elettroni:



BF_3 accetta una coppia di elettroni dall'ammoniaca per formare un legame covalente.

Acidi di Lewis con legami multipli polari

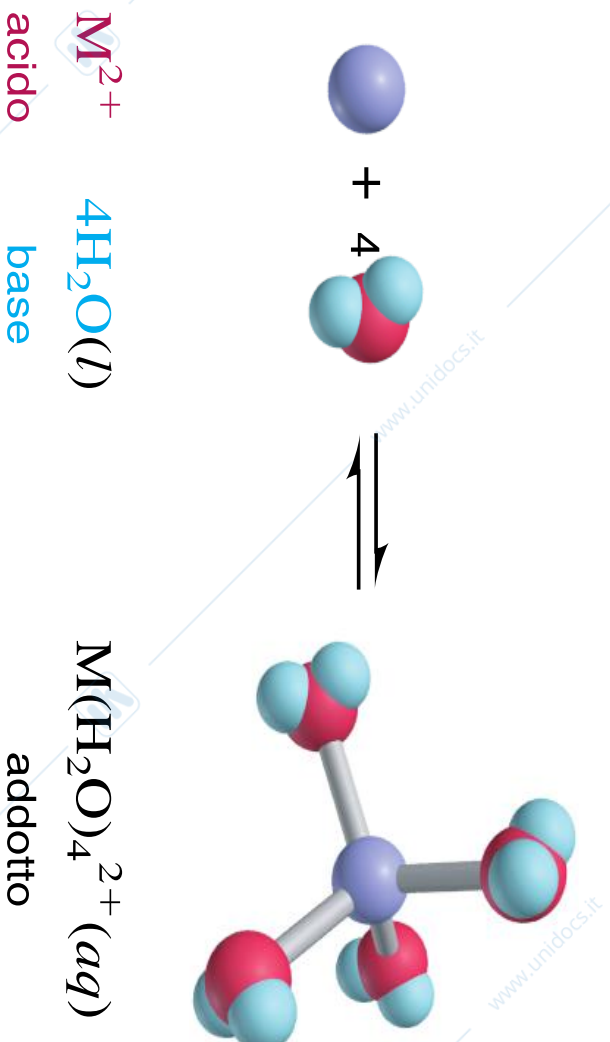
Le molecole che contengono legami multipli polari si comportano spesso come acidi di Lewis:



L'atomo di O di una molecola di H₂O dona una coppia di elettroni allo S di SO₂, formando un nuovo legame σ S-O e rompendo uno dei legami π S-O.

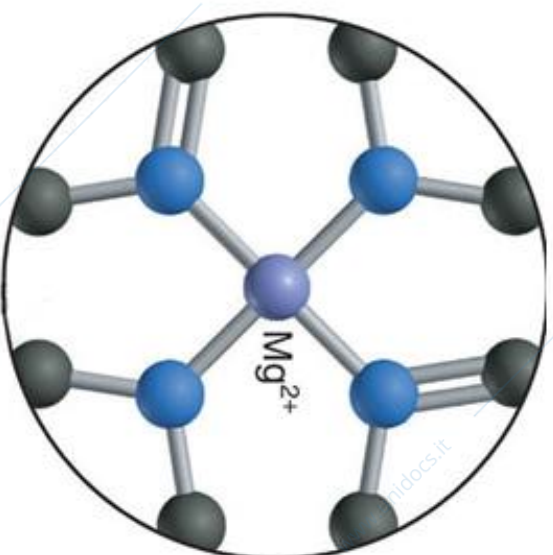
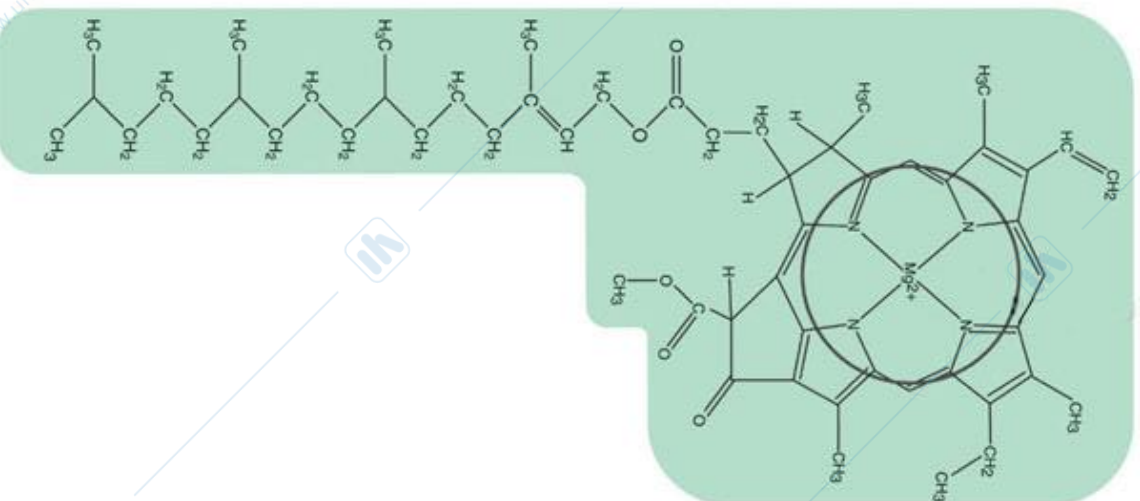
Cationi metallici come acidi di Lewis

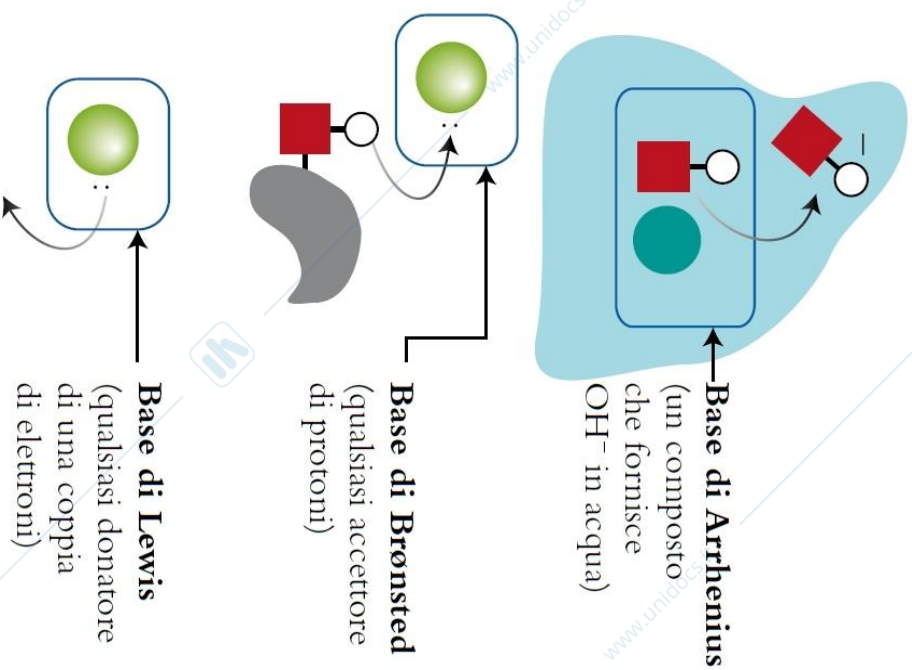
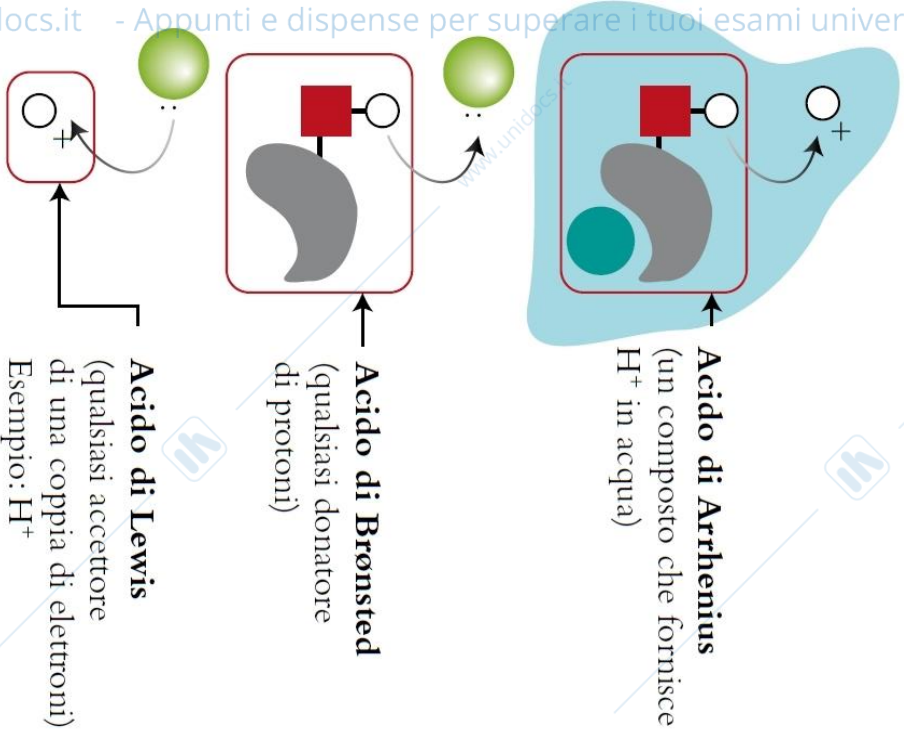
Il processo di idratazione di un catione metallico in acqua è una reazione acido-base di Lewis:



L'atomo di O di una molecola di H_2O dona una coppia di elettroni a un orbitale disponibile del catione metallico.

Lo ione Mg^{2+} come acido di Lewis nella clorofilla





- Idrogeno o un qualsiasi accettore di elettroni
- Ossigeno
- Donatore di coppia di elettroni
- Acqua (sfondo azzurro)
- Controione
- Altri atomi

Ossidi acidi

Un **ossido acido** è un **ossido che reagisce con l'acqua** formando un **acido di Bronsted**.



Gli **ossidi acidi sono composti molecolari** che si comportano da **acidi di Lewis**.



Ossidi basici

Un **ossido basico** è un ossido **che reagisce con l'acqua** formando **ioni di idrossido**.



Gli **ossidi basici sono composti ionici** che reagiscono con acidi per formare sale e acqua.



La **base ione ossido** (O^{2-}) accetta due protoni dagli ioni idronio (H_3O^+) nella soluzione di acido cloridrico.

I **metalli** danno di norma origine a **ossidi basici**.

I **non metalli** danno generalmente origine a **ossidi acidi**.

Le sostanze che tendono a **reagire sia come acidi sia come basi** sono dette **anfotere**.

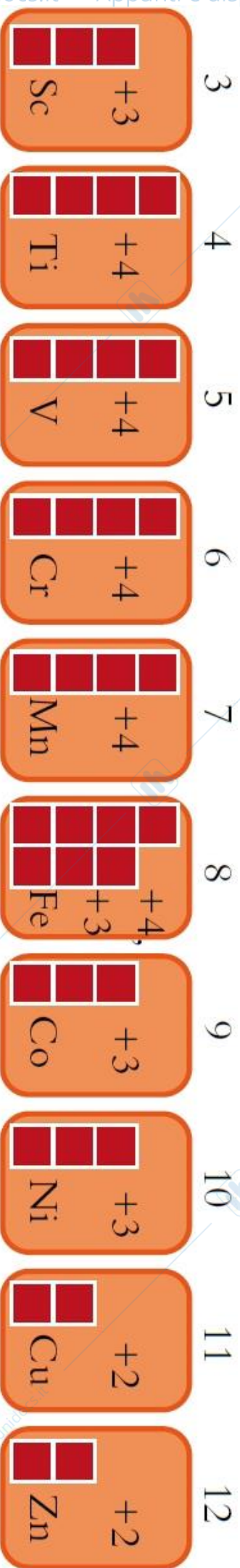


	2	13	14	15	16
2	BeO				
13		B			
14		Al_2O_3	Si		
15		Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_3	
16		In_2O_3	SnO SnO_2	Sb_2O_3	Te
			PbO PbO_2	Bi_2O_3	Po

Elementi situati sulla diagonale dei metalloidi o nelle vicinanze che formano di norma ossidi anfoteri (indicati in rosso).

Alcuni elementi del **blocco d** danno origine a **ossidi anfoteri**, particolarmente negli **stati di ossidazione intermedi del loro intervallo tipico** (come mostrato qui per alcuni elementi del quarto periodo).

Ciascuna pila di quadratini rappresenta uno stato di ossidazione.



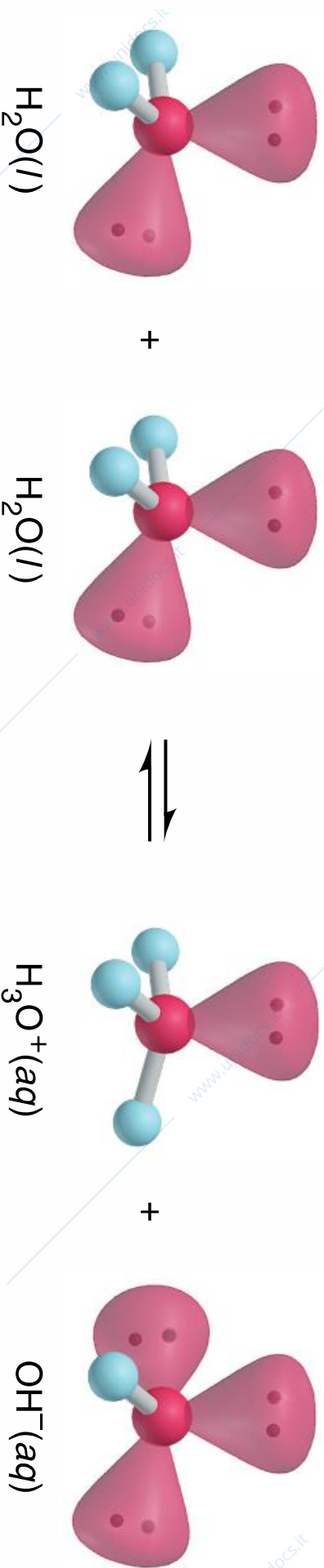
L'acqua può agire sia da base di Brønsted, accettando un protone, sia da acido di Brønsted, liberando un protone.

L'acqua è **anfiprotica**: può donare o accettare protoni.

Base acido



Autoprotolisi (autoionizzazione) dell'acqua



L'acqua si dissocia in ioni in un processo di equilibrio noto come **autoprotolisi (autoionizzazione)** :



Autoprotolisi



$$K^o = \frac{a_{H_3O^+} a_{OH^-}}{(a_{H_2O})^2}$$

Poiché l'acqua è il solvente, l'attività può essere considerata unitaria

$$a_{H_2O} = 1 \quad \Rightarrow \quad K_w = a_{H_3O^+} a_{OH^-}$$

K_w è la costante di autoprotolisi dell'acqua (prodotto ionico).

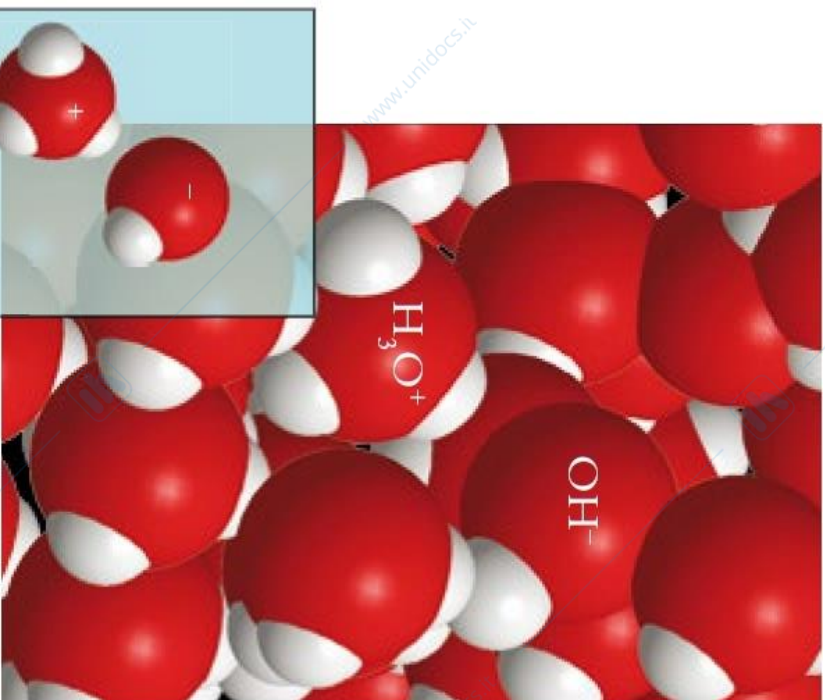
In soluzioni diluite

$$K_w = a_{H_3O^+} a_{OH^-} = \frac{[H_3O^+]}{c_0} \frac{[OH^-]}{c_0}$$

da cui

$$c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1} \quad \Rightarrow \quad K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Valori adimensionali in quanto divisi per $c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$



Autoprotolisi

L'acqua pura, a causa della protolisi, contiene ioni idronio e ioni ossidrilie.



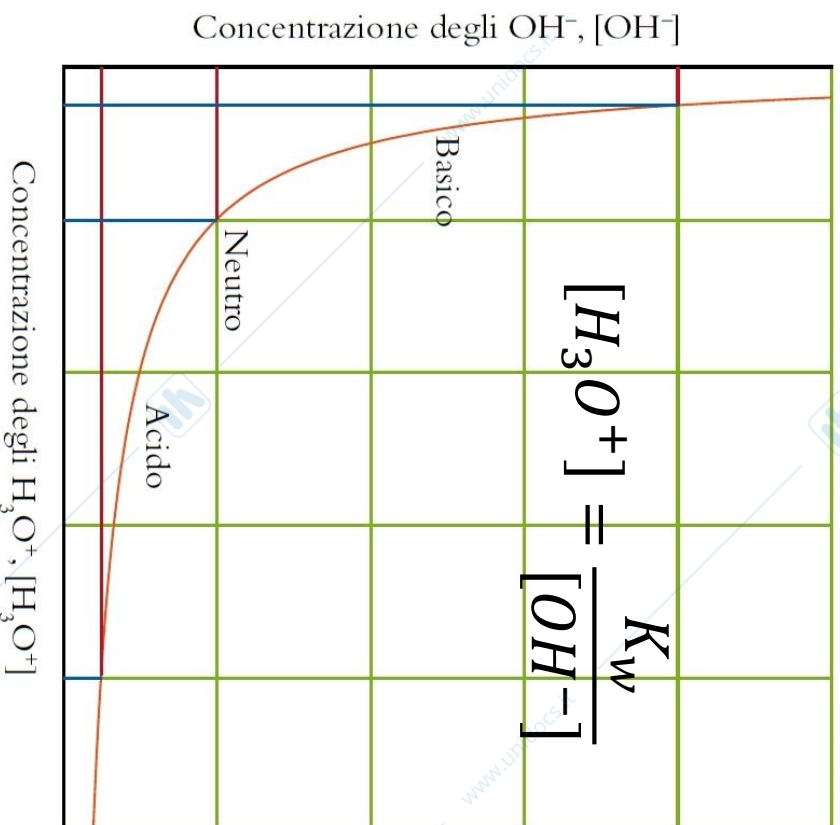
In acqua pura a 25°C

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

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

$$c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

Valori adimensionali in quanto divisi per $c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$



Una variazione in $[\text{H}_3\text{O}^+]$ determina una variazione inversa in $[\text{OH}^-]$, e viceversa.

Valori adimensionali in quanto divisi per $c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$

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

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

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

Possiamo definire le soluzioni come **acide** o **basiche** in termini dei valori relativi delle concentrazioni degli ioni H_3O^+ e OH^- :

In soluzione acida,	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
In soluzione neutra,	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
In soluzione basica,	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

La scala di pH

Si assume un comportamento ideale, coefficienti di attività unitario

$$pH = -\log_{10} a_{H_3O^+} = -\log_{10} \left(\frac{[H_3O^+]}{c_0} \right) = -\log_{10} [H_3O^+]$$

$$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$$

Il pH di una soluzione è una misura della sua acidità:

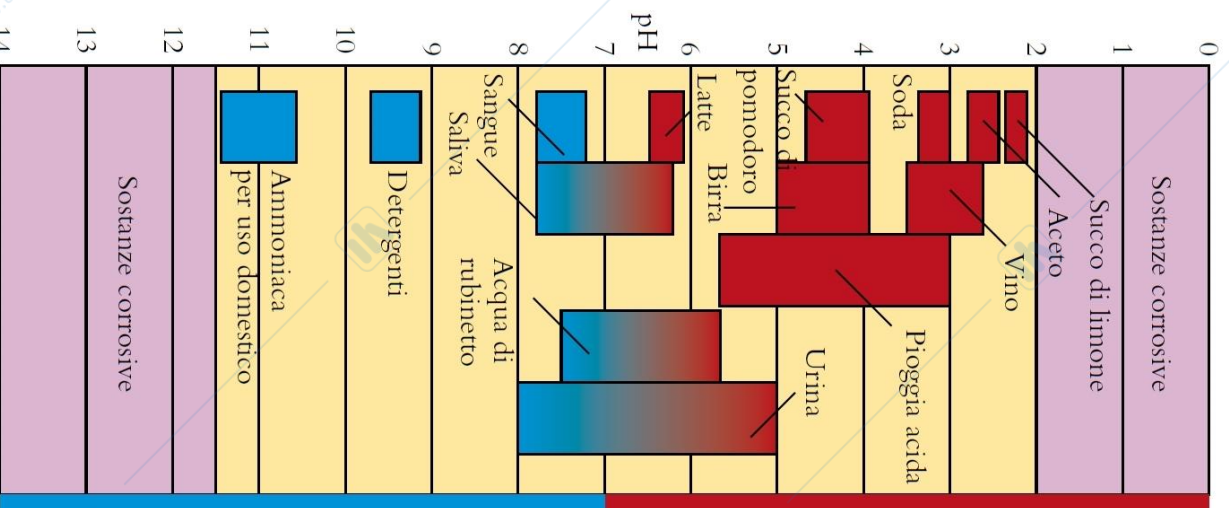
In soluzione acida, $pH < 7,00$

In soluzione neutra, $pH = 7,00$

In soluzione basica, $pH > 7,00$

Maggiore il pH, minore $[H_3O^+]$ e meno acida (più basica) la soluzione.

Valore numerico della concentrazione molare degli ioni idronio, è adimensionale in quanto diviso per $c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$



Tipici valori di pH di alcune soluzioni acquose comuni.

Le regioni in violetto indicano il campo di pH dei liquidi che si classificano come sostanze corrosive.

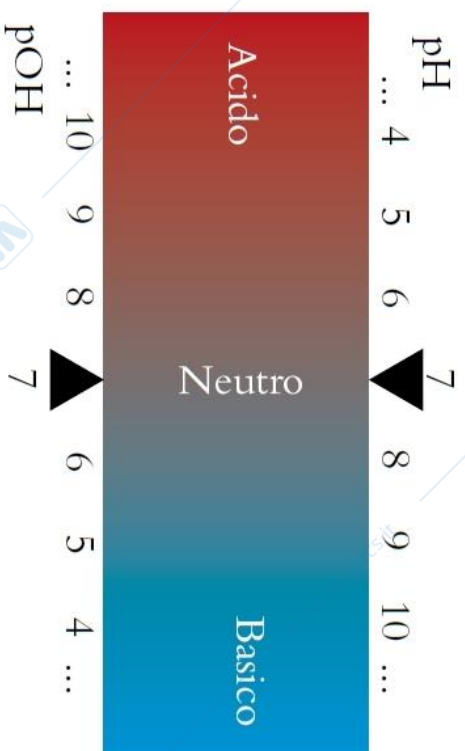
$$pH = -\log_{10} a_{H_3O^+} = -\log_{10} [H_3O^+]$$

Valore numerico della concentrazione molare degli ioni idronio, è adimensionale in quanto diviso per $c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$

pH di soluzioni acquose a 25°C

La **maggioranza dei valori** si colloca tra 0 e 14.

Alcune soluzioni possono collocarsi all'esterno di questo campo e assumere valori anche negativi.



$$-\log_{10} K_w = -\log_{10}([H_3O^+]/c_0) - \log_{10}([OH^-]/c_0) = 14$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

$$K_w = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{c_0 c_0} = 1 \times 10^{-14}$$

$$c_0 = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_w = \alpha_{H_3O^+} \alpha_{OH^-}$$