

Acidi e basi

Acidi e basi secondo Brønsted e Lowry

La definizione di **acido** (e di **base**) di Arrhenius non appare ai giorni nostri soddisfacente per vari motivi:



■ Se aggiungiamo alcune gocce di indicatore universale a una soluzione acquosa di ammoniaca, questa si colora in blu, evidenziando il comportamento basico dell'ammoniaca.

1. si riferisce solo ad acidi e basi in soluzione, non spiega per esempio il comportamento acido dell'HCl puro (o quello basico dell'ammoniaca), allo stato gassoso;
2. non spiega come mai sostanze come l'ammoniaca (NH₃) o il carbonato di sodio Na₂CO₃ possano avere un comportamento basico pur non essendo presenti nella molecola ioni OH⁻.

D'altra parte, la liberazione di ioni H⁺ da parte di un acido in soluzione acquosa, a causa della forte reattività di questo ione, lo porta rapidamente a reagire e a legarsi con una molecola di acqua per formare uno ione idronio:



Per cui la reazione di ionizzazione dell'acido cloridrico:



andrebbe più correttamente scritta:



Sulla base di queste osservazioni, nel 1923, il danese **Johannes Nicolaus Brønsted** e l'inglese **Thomas Martin Lowry**, indipendentemente l'uno dall'altro, proposero una definizione più generale di acidi e basi, definendo:

■ **Acido**, una sostanza in grado di cedere ioni H⁺, cioè capace di comportarsi da donatore di protoni; **base**, una sostanza in grado di acquistare ioni H⁺, cioè capace di comportarsi da accettore di protoni (ossia di sottrarre uno ione H⁺ a un acido).

Il **protone**, o **ione idrogeno**, è fortemente reattivo e, liberato da un acido, viene prontamente catturato da un'altra molecola, che si comporta da base.

Così, aggiungendo all'acqua un acido, il protone dell'acido viene ceduto a una molecola di acqua, che, comportandosi da base, lega il protone e forma lo ione idronio H₃O⁺:



La teoria acido-base di Brønsted e Lowry definisce base una qualunque sostanza in grado di accettare protoni (ossia ioni H⁺).

Questa nuova definizione di base ha un valore più generale della precedente, perché include tutte le sostanze in grado di accettare protoni, anche se non possiedono lo ione idrossido; anche l'ammoniaca, aggiunta all'ac-

qua, cattura uno ione H^+ e si comporta da base secondo Brønsted e Lowry, determinando contemporaneamente l'aumento della concentrazione di ioni OH^- , per la reazione seguente:



In questa reazione l'acqua cede uno ione H^+ (un protone) comportandosi, stavolta, come un acido (secondo Brønsted e Lowry).

Coppie coniugate acido-base

Nella reazione precedente, l'ammoniaca NH_3 si comporta da base catturando uno ione idrogeno e forma lo ione ammonio NH_4^+ ; quest'ultimo, nella reazione inversa si comporta da acido, cedendo all'acqua lo ione idrogeno:

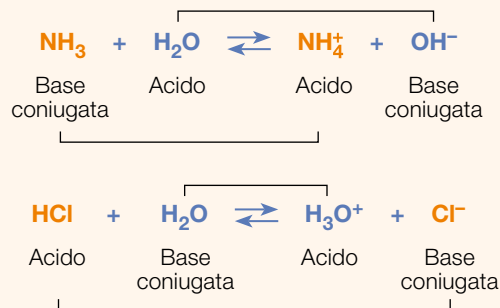


NH_3 (base) e NH_4^+ (acido) sono una classica coppia coniugata acido-base.

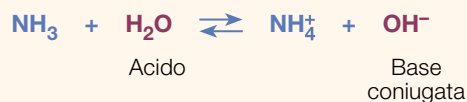
Anche un **acido**, cedendo protoni, forma la sua **base coniugata**, come nel caso dell'acido **HCl**, che si dissocia formando la sua **base coniugata Cl^-** .

In ogni reazione in cui si ha un trasferimento di protoni si possono individuare due coppie coniugate acido-base:

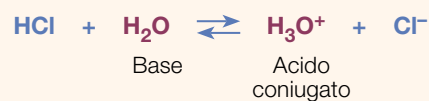
Acidi e basi coniugati	
Acido	Base coniugata
NH_4^+	NH_3
H_2O	OH^-
HCl	Cl^-
H_3O^+	H_2O



Possiamo notare come alcune sostanze possono agire da acido o da base a seconda della specie con cui reagiscono: l'acqua, per esempio, con l'ammoniaca (base) cede un protone e si comporta da acido (e lo ione idrossido OH^- è la sua base coniugata):



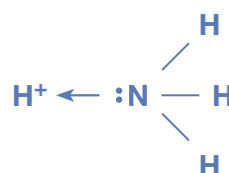
Con un acido (come HCl) si comporta da base (e lo ione idronio H_3O^+ è il suo acido coniugato):



Tutte le sostanze che, come l'acqua, possono comportarsi sia da acido sia da base (a seconda delle sostanze con cui reagiscono) sono dette **anfotere** o **anfiprotiche**.

Acidi e basi secondo Lewis

Osservando le **formule di Lewis** di una base (secondo la definizione di Brønsted e Lowry) come l'ammoniaca, possiamo notare che la capacità di ogni base di accettare un protone dipende dalla presenza di una coppia di elettroni non condivisi (non impegnati in legami):



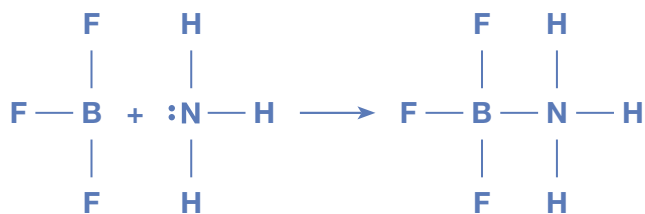
Un po' come avviene nella formazione dei legami dativi, una base si comporta da donatore di una coppia di elettroni, mentre lo ione idrogeno di un acido (sempre secondo la definizione di Brønsted e Lowry), non possedendo elettroni, è in grado di accettare una coppia di elettroni.

Così Lewis propose una nuova definizione di acido e di base:

Una base è una sostanza in grado di donare una coppia di elettroni, mentre un acido è una sostanza in grado di accettare una coppia di elettroni.

Con questa definizione possiamo far rientrare nella "categoria" acidi anche sostanze che non possiedono ioni idrogeno, purché siano in grado di accettare una coppia di elettroni non condivisi donata da una base.

Per esempio, il fluoruro di boro (trifluoruro di boro, BF_3) è un acido di Lewis, perché è in grado di accettare una coppia di elettroni ceduta dall'ammoniaca:



La tabella che segue riassume le tre principali definizioni di acido e di base.

Acido e base		
Definizione (di)	Acido	Base
Arrhenius	Libera ioni idrogeno	Libera ioni idrossido
Brønsted e Lowry	Cede protoni	Accetta protoni
Lewis	Accetta coppia elettroni	Cede coppia di elettroni