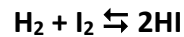


9. Gli equilibri chimici

Gli equilibri chimici

Non esistono solo reazioni irreversibili, esistono anche le **reazioni reversibili**. Tali reazioni avvengono nel solito verso ma anche nel verso opposto. Per esempio la reazione $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ (❶) non è corretto indicarla in questo modo perché avviene anche nel verso opposto $2HI \rightarrow H_2 + I_2$ (❷). Per cui questa reazione viene scritta:



Dove il simbolo “ \rightleftharpoons ” indica che la reazione avviene in entrambi i versi. Potremmo descrivere la velocità della reazione ❶ come:

$$\bar{v} = \bar{k} \cdot [H_2] \cdot [I_2]$$

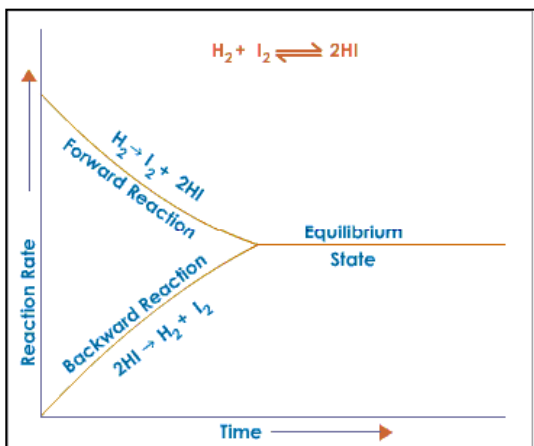
Mentre la velocità della reazione ❷ è uguale a:

$$\bar{v} = \bar{k}_i \cdot [HI]^2$$

Le due velocità tendono a convergere ad un valore unico, per cui potremmo dire che quando la velocità della reazione diretta è uguale alla velocità della reazione inversa si è raggiunto **l'equilibrio dinamico**.

$$\frac{\bar{k}_i}{\bar{k}} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = K$$

\bar{k}_d su \bar{k}_i esprime una costante che viene generalmente indicata con **K** (maiuscola) chiamata **costante d'equilibrio**. L'equilibrio non è al 50% ma dipende da reazione a reazione e dalle condizioni



in cui si lavora; in particolare se **K** è grande (per esempio 10^5) significa che la quantità dei prodotti è grande e quindi l'equilibrio è spostato verso i prodotti. Se **K** è piccolo (per esempio 10^{-3}) anche la concentrazione dei prodotti sarà piccola e quindi l'equilibrio è spostato verso i reagenti.

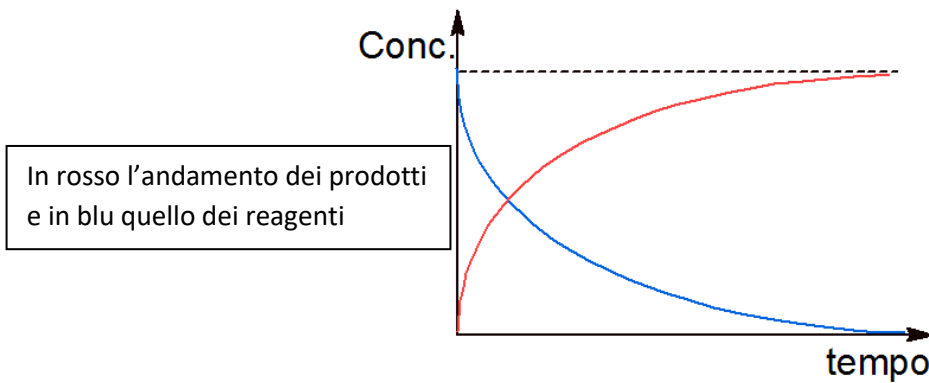
Il grafico indica proprio l'andamento della reazione: all'inizio ci sono solo reagenti e la reazione va verso destra, man mano che i prodotti aumentano, aumenta la velocità della reazione inversa fino a quando non si raggiunge **l'equilibrio dinamico** in cui una certa quantità

di reagenti si trasformano in prodotti e la stessa di prodotti si trasformano nei reagenti.

Quindi, nel caso generale, per reazioni **irreversibili** del tipo **A + B \rightarrow C** possiamo scrivere:

	A	+	B	\rightarrow	C
moli iniziali	1		1		/
moli finali	/		/		1

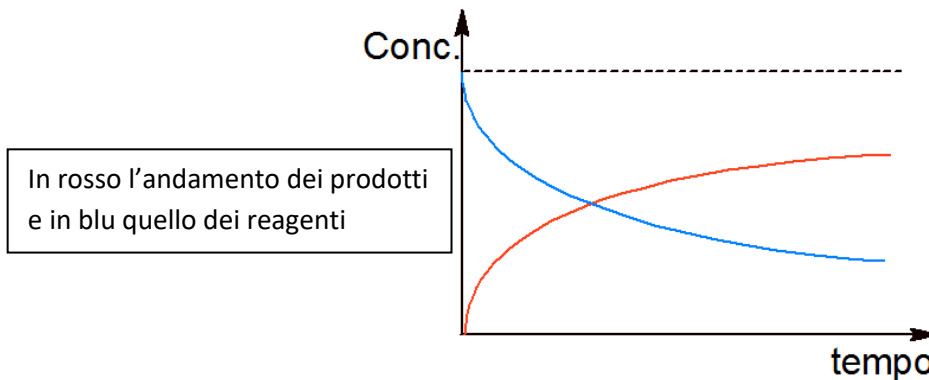
Il grafico che riporta la concentrazione dei composti in funzione del tempo sarà:



Per reazioni **reversibili** del tipo $A + B \rightleftharpoons C$ possiamo scrivere:

	A	+	B	\rightleftharpoons	C
moli iniziali	1		1		/
moli finali	1-x		1-x		x

Il grafico che riporta la concentrazione dei composti in funzione del tempo sarà:



Il termine x corrisponde alle moli di A che reagiscono con le moli di B al fine di dare le moli di C. Nel caso riportato hanno tutti coefficiente stechiometrico unitario, se così non fosse bisognerebbe moltiplicare la x per il coefficiente stechiometrico del reagente/prodotto.

Per la reazione $2A + B \rightleftharpoons 3C$ avremo:

	2A	+	B	\rightleftharpoons	3C
moli iniziali	1		1		/
moli finali	1-2x		1-x		3x

In una generica reazione del tipo: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ la costante K è data da:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

La costante K dipende solo ed esclusivamente dallo stato iniziale e finale del sistema anche se la reazione complessiva decorre con un numero di stadi diverso da uno. Ciò è in contrapposizione con k (minuscola) il cui valore, invece, dipende da ogni singolo stadio.

In questo caso abbiamo determinato una costante che dipende dalle concentrazioni delle specie coinvolte. Pertanto è più corretto indicarla come K_c , anziché K .

Per equilibri in fase gassosa la costante d'equilibrio può anche essere espressa in funzione delle pressioni parziali:

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{n}{V}RT \quad \text{dove } \frac{n}{V} = M \propto K_c$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta v}$$

Dove Δv è la variazione del numero di molecole, nel caso della reazione generica $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ avremo $\Delta v = (c + d) - (a + b)$.

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

La costante d'equilibrio può anche essere scritta in funzione del numero di moli (sempre dalla $pV=nRT$):

$$K_n = \frac{n_C^c \cdot n_D^d}{n_A^a \cdot n_B^b} \Rightarrow K_p = K_n \left(\frac{RT}{V}\right)^{\Delta v}$$

La costante d'equilibrio può anche essere scritta in funzione della frazione molare (Dalton: $p_i = X_i \cdot p_{tot}$):

$$k_x = \frac{x_C^c \cdot x_D^d}{x_A^a \cdot x_B^b} \Rightarrow K_c = K_x \left(\frac{P}{RT}\right)^{\Delta v} \Rightarrow K_p = K_x (p_{tot})^{\Delta v}$$

Problema 9.0 A

Una miscela formata da 1.00mol di HCl e 0.50mol di O₂ reagisce a 400°C. All'equilibrio si sono formate 0.390 mol di Cl₂ a 1atm. Calcolare K_p. $HCl + O_2 \rightleftharpoons Cl_2 + H_2O$ (da bilanciare)

(42.4atm⁻¹)

Problema 9.1

In un volume di 1L a 327°C sono introdotte 0.783 mol NH₃. All'equilibrio, la pressione totale è di 75.48atm. Calcolare K_c. $NH_3 \rightleftharpoons N_2 + H_2$ (da bilanciare)

(431.2 M²)

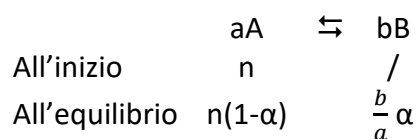
Problema 9.2

In un recipiente è introdotta CO₂ a concentrazione 0.70M. In presenza di H₂, viene raggiunto l'equilibrio a 2000K. Calcolare la concentrazione iniziale di H₂, affinché all'equilibrio risulti CO 0.50M. $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$ K_c = 4.40

(0.78M)

Il grado di dissociazione

Per grado di dissociazione (α) si intende la frazione di moli di reagente che all'equilibrio si trova in forma dissociata ($\alpha \cdot 100 =$ dissociazione percentuale).



Problema 9.3 A

0.50mol di PCl_5 sono scaldate a $300^\circ C$ in un volume di $1.0dm^3$. Calcolare il grado di dissociazione sapendo che K_c è $0.045M$. $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

(0.14)

Problema 9.4

A una data T , 0.100 mol di NH_3 sono scaldate in un volume di $1.0dm^3$. All'equilibrio l'ammoniaca si è dissociata per il 20%. Calcolare K_c . $NH_3 \rightleftharpoons N_2 + H_2$

($4.2 \cdot 10^{-5} M^2$)

Problema 9.5

A $75^\circ C$ e $5.0atm$, N_2O_4 è dissociato per il 35%. Calcolare K_c , sapendo che la massa totale all'equilibrio è 180mg (NB: legge di conservazione della massa...). $N_2O_4 \rightleftharpoons NO_2$

($9.8 \cdot 10^{-2} M$)

Principio di Le Chatelier

Se l'equilibrio che si viene a creare in una certa reazione viene perturbato, esso reagisce in modo da ripristinare un nuovo equilibrio spostando la reazione verso destra (prodotti) o verso sinistra (reagenti); cioè cerca di minimizzare gli effetti della perturbazione e raggiungere un nuovo equilibrio. I fattori per cui un equilibrio può essere perturbato sono: **variazione delle concentrazioni dei composti (prodotti o reagenti) presenti all'equilibrio; variazione della temperatura e variazione della pressione** (solo per gli equilibri in cui vi sono dei gas).

- *Variazione della concentrazione di una specie presente all'equilibrio:* essendo $K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

se aggiungiamo aumentiamo la concentrazione di un reagente (A o B) l'equilibrio si sposta verso destra, cioè si formeranno altri prodotti (C e D) in modo tale che le il rapporto delle concentrazioni rimanga costante (deve rimanere costante K). Analogamente, per spostare l'equilibrio verso sinistra, potrei agire sottraendo prodotti. L'equilibrio viene poi spontaneamente spostato verso sinistra qualora vi siano: formazione di composti gassosi che si liberano, precipitati che vengono separati, estrazione con un solvente immiscibile, complessazione di un prodotto. Per esempio, l'equilibrio $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$ avviene solo se si trova in un ambiente chiuso, altrimenti la CO_2 sfugge all'equilibrio che si sposta verso sinistra. Svolgendo la reazione $Fe^{3+} + 3I^- \rightleftharpoons Fe^{2+} + I_3^-$ (●) avviene anche la reazione

$I_3^- \rightleftharpoons I_2 + I^-$ (⊖); facciamo avvenire ciò in acqua e aggiungiamo cloroformio (immiscibile in acqua e si formeranno due fasi), agitando succede che I_2 passa in cloroformio, per cui viene sottratto dalla reazione che ripristinerà l'equilibrio sottraendo I_3^- dalla prima reazione; così facendo anche la prima reazione si sposta verso i prodotti.

- *Effetto della temperatura:* aumentando la temperatura vengono favorite le reazioni endotermiche e sfavorite quelle esotermiche. Bisogna pensare al calore (Q) come un reagente o prodotto: in una reazione endotermica si avrà $reagenti + Q \rightleftharpoons prodotti$, in una reazione esotermica invece si avrà $reagenti \rightleftharpoons prodotti + Q$.

Nella produzione di ammoniaca viene alzata la temperatura seppur la reazione è esotermica; ciò sfavorisce la produzione di ammoniaca ma la sintesi avviene in tali condizioni per favorire la cinetica e per creare le giuste condizioni di lavoro per il catalizzatore (a base di ferro).

- *Effetto della pressione:* per spiegare questo effetto dobbiamo ricordare l'equazione generale dei gas perfetti, $pV=nRT$. Supponendo di mantenere costante la temperatura, aumentando la pressione diminuisce il volume e devono diminuire le moli presenti all'equilibrio, perciò l'equilibrio si sposta verso la parte dell'equazione dove sono presenti un minor numero di moli. Per esempio la sintesi dell'ammoniaca $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ viene svolta a pressioni molto elevate (anche 1000atm), infatti tali condizioni spostano l'equilibrio verso destra dove ci sono 2 moli anziché 4.

NB: il catalizzatore non influenza l'equilibrio della reazione, modifica solo il tempo con cui viene raggiunto.

Problema 9.6

In un volume di 1 litro a pressione costante e 500°C, si ottengono all'equilibrio: $HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$
[H₂] = [I₂] = 0.42M, [HI] = 3.52M Calcolare K_c e le concentrazioni delle specie dopo aver introdotto 1mol HI e viene raggiunto un nuovo equilibrio.

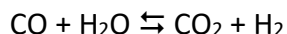
(0.0142; H₂ 0.52M, HI 4.33M)

Problema 9.7

In un recipiente da 1000 cm³ a 1207°C, si introducono uguali volumi di CO e H₂O. All'equilibrio sono presenti 4.0mol di gas e la pressione di H₂ è 97.2atm.

A) Calcolare K_c e K_p;

B) Calcolare quanti grammi di CO devono essere ulteriormente aggiunti affinché [H₂] all'equilibrio sia 1.0M.



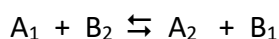
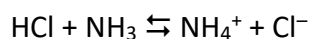
(A:0.44; B:35.6g)

Acidi e basi secondo Arrhenius e secondo Brønsted - Lowry

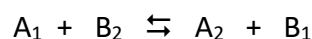
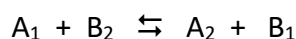
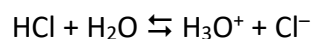
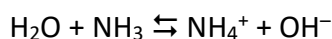
Secondo Arrhenius un acido è una sostanza che in acqua libera ioni H^+ ; una base è una sostanza che in acqua è in grado di liberare ioni OH^- .

È evidente che acidi e basi si neutralizzano secondo la reazione: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$; tale reazione prende il nome di **reazione di neutralizzazione**. Tale teoria non riesce però a spiegare il comportamento basico dell'ammoniaca o del carbonato di sodio (per esempio).

Secondo Brønsted - Lowry un acido (A_1) è una sostanza capace di trasferire protoni ad una base (B_2) trasformandosi nella sua base coniugata (B_1); una base (B_2) è una sostanza che accetta protoni da un acido (A_1) trasformandosi nel suo acido coniugato (A_2).



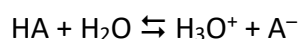
In soluzione acquosa bisogna considerare che l'acqua ha un *comportamento anfotero* (si comporta sia da acido che da base):



Potremo considerare un acido come una sostanza che cede protoni all'acqua costringendola a comportarsi da base e una base come una sostanza che strappa protoni all'acqua costringendola a comportarsi da acido.

Equilibri acido-base

Considerando un generico acido (HA), la reazione che darebbe con l'acqua sarebbe:

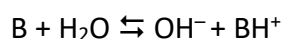


Tale equilibrio è regolato da una costante chiamata **costante di dissociazione** o **costante di acidità** e viene indicata con K_A :

$$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

In base alla costante di acidità è possibile determinare se un acido è forte o debole; lo ione H_3O^+ ottenuto dall'equilibrio $H_3O^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2O$ si dice che è *l'acido di forza superiore* in quanto la sua costante K_A è pari a 1. Acidi come HCl, HBr, HI, $HClO_4$, HNO_3 sono acidi fortissimi perché in acqua danno luogo quantitativamente al 100% di dissociazione. Acidi come EtOH, HS^- , NH_3 , H_2 sono acidi debolissimi, fuori classifica, perché non trasferiscono H^+ .

Analogamente, considerando una generica base (B), la reazione che darebbe con l'acqua sarebbe:



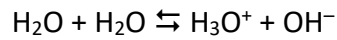
Tale equilibrio è regolato da una costante chiamata **costante di dissociazione** o **costante di basicità** e viene indicata con K_B :

$$K_B = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]}$$

Anche in questo caso in base alla costante di basicità è possibile determinare se una base è forte o debole; lo ione OH^- ottenuto dall'equilibrio $OH^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_2O$ si dice che è *la base di forza*

superiore in quanto la sua costante K_B è pari a 1. Basi come EtO^- , S^{2-} , NH_2^- , H^- sono basi fortissime perché in acqua strappano quantitativamente H^+ all'acqua. Basi come Cl^- , Br^- , I^- , ClO_4^- , BF_4^- , NO_3^- , HSO_4^- sono basi debolissime perché non strappano H^+ all'acqua.

L'acqua dà un equilibrio di **autoionizzazione** in cui si comporta contemporaneamente da acido e da base. L'equilibrio che segue è:



Tale equilibrio è regolato dalla **costante di dissociazione dell'acqua** indicata con K_W :

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

$$\text{B}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB} + \text{OH}^- \quad K_B = \frac{[\text{HB}][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]} \cdot \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{HB}]}{[\text{B}^-][\text{H}^+]} \cdot [\text{OH}^-][\text{H}^+] = \frac{K_W}{K_A}$$

$$K_A \cdot K_B = K_W$$

Tanto più forte è l'acido, tanto più debole è la sua base coniugata; tanto più forte è una base, tanto più debole è il suo acido coniugato.

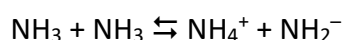
forza dell'acido cresce

acidi fortissimi (fuori classifica): danno al 100% H ₃ O ⁺ : HCl, HBr, HI, HClO ₄ , HBF ₄ , HNO ₃ , H ₂ SO ₄ (K _{A1})		basi debolissime: non strappano H ⁺ a H ₂ O: Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , ClO ₄ ⁻ , BF ₄ ⁻ , NO ₃ ⁻ , HSO ₄ ⁻	
acido	K _A	K _B	base
H ₃ O ⁺	1	10 ⁻¹⁴	H ₂ O
HSO ₄ ⁻	10 ^{-2.0}	10 ^{-12.0}	SO ₄ ²⁻
H ₃ PO ₄	10 ^{-2.1}	10 ^{-11.9}	HPO ₄ ⁻
HF	10 ^{-3.2}	10 ^{-10.8}	F ⁻
HNO ₂	10 ^{-3.3}	10 ^{-10.7}	NO ₂ ⁻
C ₆ H ₅ NH ₃ ⁺	10 ^{-4.6}	10 ^{-9.4}	C ₆ H ₅ NH ₂
CH ₃ COOH	10 ^{-4.8}	10 ^{-9.2}	CH ₃ COO ⁻
C ₅ H ₅ NH ⁺	10 ^{-5.2}	10 ^{-8.8}	C ₅ H ₅ N
H ₂ CO ₃	10 ^{-6.3}	10 ^{-7.7}	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	10 ^{-7.0}	10 ^{-7.0}	HS ⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	10 ^{-7.2}	10 ^{-6.8}	HPO ₄ ²⁻
HClO	10 ^{-7.5}	10 ^{-6.5}	ClO ⁻
N ₂ H ₅ ⁺	10 ^{-8.1}	10 ^{-5.9}	N ₂ H ₄
NH ₄ ⁺	10 ^{-9.2}	10 ^{-4.8}	NH ₃
HCN	10 ^{-9.4}	10 ^{-4.6}	CN ⁻
HCO ₃ ⁻	10 ^{-10.3}	10 ^{-3.7}	CO ₃ ²⁻
Et ₃ NH ⁺	10 ^{-10.7}	10 ^{-3.3}	Et ₃ N
H ₂ O ₂	10 ^{-11.6}	10 ^{-2.4}	HO ₂ ⁻
HPO ₄ ⁻	10 ^{-12.3}	10 ^{-1.7}	PO ₄ ³⁻
H ₂ O	10 ⁻¹⁴	1	OH ⁻
acidi debolissimi: non trasferiscono H ⁺ a H ₂ O: EtOH, HS ⁻ , NH ₃ , H ₂		basi fortissime (fuori classifica): strappano quantitativamente H ⁺ a H ₂ O: EtO ⁻ , S ²⁻ , NH ₂ ⁻ , H ⁻	

forza della base cresce

Vengono riportati in tabella le costanti di acidità e di basicità dei principali acidi e basi. Gli acidi o basi debolissimi sono tali da avere rispettivamente una $K_A < 10^{-14}$ e una $K_B < 10^{-14}$.

L'ammoniaca come l'acqua dà luogo a 50°C alla reazione di autoionizzazione:



Tale equilibrio è regolato dalla costante K: $K = [\text{NH}_4^+][\text{NH}_2^-] = 10^{-33}$. L'equilibrio è quindi molto spostato verso sinistra.

Il pH

Il pH è una grandezza che viene misurata con piaccametro. Una sua importante proprietà è che nell'intervallo da 2 a 12: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$. Da tale relazione ne deriva che $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

Considerando l'acqua pura, avremo l'equilibrio di autoionizzazione $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$, da cui: $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Essendo che la concentrazione $[\text{OH}^-]$ è uguale alla concentrazione $[\text{H}^+]$,

avremo che: $K_w = [\text{H}^+]^2 \rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{K_w} \rightarrow \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$.

Da qui si ricava: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 10^{-7} = 7$

Ciò significa che il pH di una soluzione neutra è uguale a 7, così facendo è possibile dimostrare il pH di soluzioni acide e basiche che avranno rispettivamente un $\text{pH} < 7$ e un $\text{pH} > 7$. In una soluzione acida $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, in una soluzione basica $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

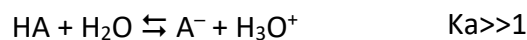
Analogamente è possibile determinare il pOH, definito come: $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$. Per l'acqua pura, siccome $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, il pH sarà uguale al pOH.

Possiamo scrivere:

$$-\log K_w = -\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-] \quad \text{per cui:} \quad \text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

Acidi e basi forti

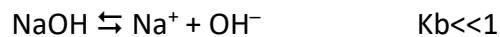
Un acido forte è un acido che è completamente dissociato cioè l'equilibrio di dissociazione è completamente spostato verso destra. Si può scrivere:



Sono acidi forti: HCl, HNO₃, HClO₄, HClO₃, HBr, HI.

Nel caso di acidi forti la $[\text{H}^+]$ è uguale alla concentrazione analitica C_a dell'acido: $[\text{H}^+] = C_a$. Per C_a si intende la concentrazione totale dell'acido se non fosse dissociato (nel caso di acidi deboli C_a sarebbe la somma dell'acido dissociato e non dissociato).

Una base forte è una base che è completamente dissociata cioè l'equilibrio di dissociazione è completamente spostato verso destra. Si può scrivere:



Nel caso di basi forti la $[\text{OH}^-]$ è uguale alla concentrazione analitica C_a della base: $[\text{OH}^-] = C_a$. Per C_a si intende, in questo caso, la concentrazione totale della base se non fosse dissociata (nel caso di basi deboli C_a sarebbe la somma della base dissociata e non dissociata).

Nel caso in cui la concentrazione dell'acido o della base fosse molto bassa, inferiore o uguale a 10^{-6}M , bisognerà tener conto del contributo dato dalla dissociazione dell'acqua.

Problema 9.8 A

250mL di HCl gassoso (in c.n.) sono gorgogliati in 250mL di acqua. Calcolare pH e pOH, considerando che il volume della soluzione ottenuta sia 250mL.

(pH=1.35)

Problema 9.9

Il pH di una soluzione di HNO₃ è 0.30; calcolare la concentrazione analitica dell'acido.

(0.5 M)

Problema 9.10

Calcolare pH e pOH di una soluzione 0.0536M di NaOH.

(pH=12.73)

Problema 9.11 A

Si calcoli il pH di una soluzione 10⁻⁸M di HNO₃.

(pH=6.94)

Acidi e basi secondo Lewis

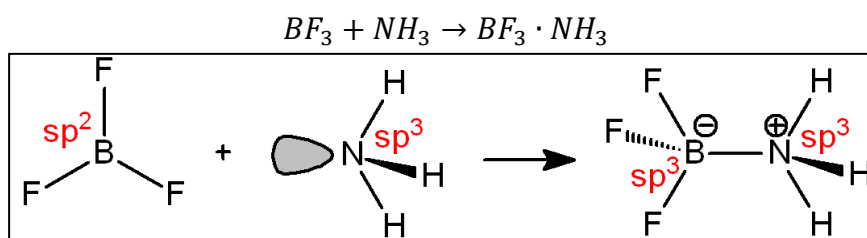
La teoria enunciata da Lewis è ancora più generale di quella di Brønsted-Lowry che non riusciva a spiegare alcune reazioni innegabilmente acido-base come $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq})$, $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s})$.

Per Lewis **un acido** è una sostanza che accetta un doppietto elettronico nella formazione di un legame covalente; è anche una specie che dà luogo ad un'altra specie in grado di accettare il doppietto elettronico. **Una base** è una specie che mette in compartecipazione un doppietto elettronico nella formazione di un legame covalente.

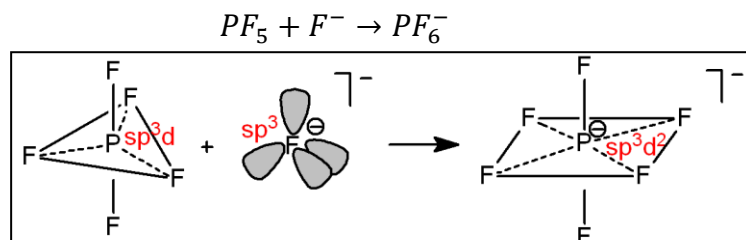
NB: tutti gli acidi e le basi di Brønsted sono acidi e basi di Lewis ma non tutti gli acidi e le basi di Lewis sono anche acidi e basi di Brønsted.

Un acido può essere visto come una specie chimica che mette a disposizione un orbitale per accomodare una coppia di elettroni e salire di ibridazione. Per fare ciò può mettere a disposizione due tipi diversi di orbitali:

1. Orbitali atomici:

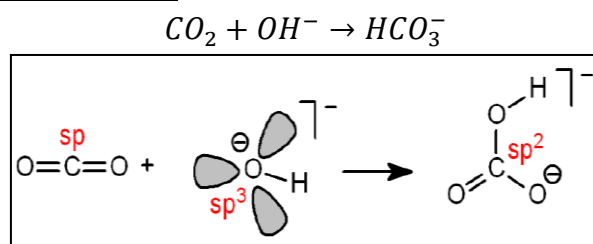


L'acido (BF₃) ha l'orbitale pz vuoto che metterà a disposizione per la sovrapposizione con l'orbitale pz pieno della base (NH₃). Così facendo l'acido passa da un'ibridazione sp² ad un'ibridazione sp³.

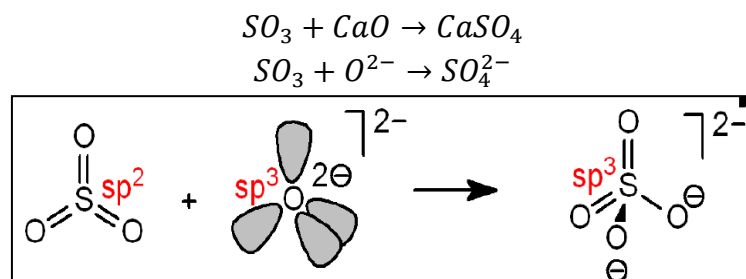


In questo caso il fosforo mette a disposizione un orbitale $d\sigma$ vuoto (dz^2) per accettare un doppietto elettronico proveniente da F^- . Così facendo passa da un'ibridazione sp^3d ad un'ibridazione sp^3d^2 .

2. Orbitali p distorti dal legame $p\pi-p\pi$:

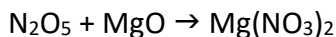


Il carbonio non ha orbitali p vuoti ed essendo del secondo periodo non possiede nemmeno orbitali d. Per aumentare la sua stabilità, aumentando l'ibridazione, rompe un legame $p\pi-p\pi$ con un ossigeno e mette a disposizione tale orbitale per passare da un'ibridazione sp ad un'ibridazione sp^2 .

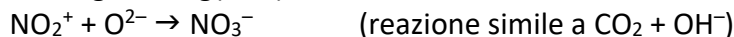


Anche in questo caso lo zolfo rompe un legame $p\pi-p\pi$ con un ossigeno e mette a disposizione tale orbitale per passare da un'ibridazione sp^2 ad un'ibridazione sp^3 . In questo caso la base non è l'intero composto CaO ma solo O^{2-} . Lo zolfo non ha rotto gli orbitali $d\pi$ in quanto non sono utili all'ibridazione.

Nel caso di N_2O_5 , si deve vedere come $NO_3^- + NO_2^+$; sarà solo NO_2^+ a reagire con la base. Per esempio:



La reazione acido-base è:



Composti simili a N_2O_5 : Cl_2O_7 , Al_2O_5 , P_4O_{10} .