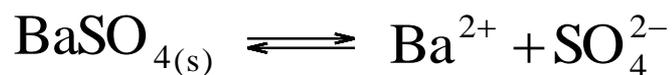




*Gli equilibri di solubilità sono equilibri eterogenei in quanto si stabiliscono tra due fasi: un solido e la soluzione satura dei suoi ioni.*

Sono gli equilibri che coinvolgono le reazioni di dissoluzione di solidi ionici in acqua. Se per esempio poniamo in acqua  $\text{BaSO}_4$ , una parte del sale si scioglierà e si stabilirà un equilibrio tra il solido indisciolto (corpo di fondo) e la soluzione satura dei suoi ioni. La massima quantità di solido che si può sciogliere in acqua è detta **solubilità**.

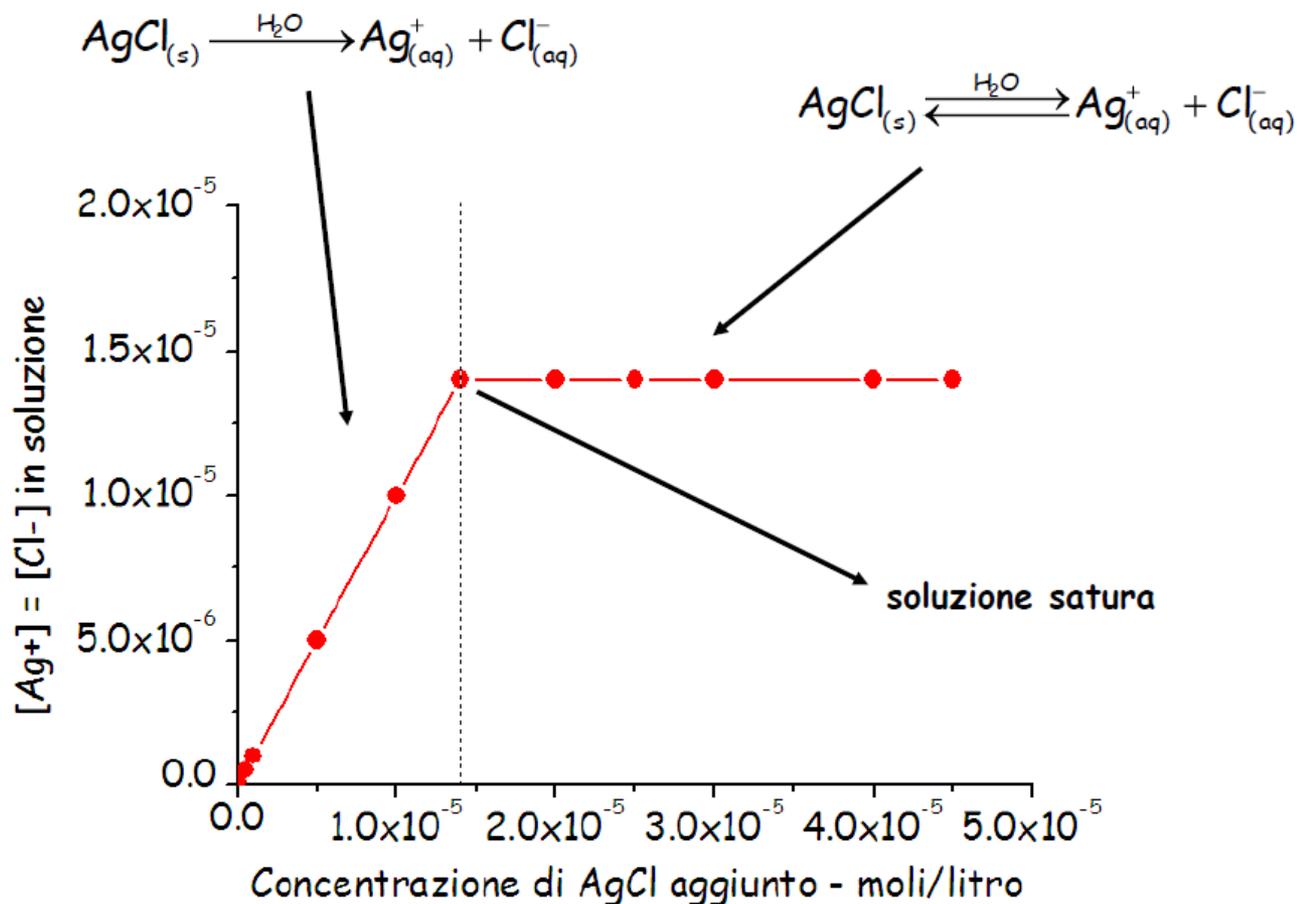


$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]}$$

$\text{BaSO}_4$  è una costante quindi:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \quad K_{ps} = \text{ **prodotto di solubilità** }$$

Ad una data temperatura  $K_{ps}$  ha un valore costante; se si diluisce la soluzione parte del corpo di fondo si scioglie.



Quando  $Q < K_{ps}$  (il prodotto della concentrazione degli ioni è inferiore al  $K_{ps}$ ) la soluzione non è satura ed il composto non precipita.

Quando  $Q = K_{ps}$  o  $Q > K_{ps}$  il composto precipita.



Il prodotto di solubilità ( $K_{ps}$ ) e la solubilità ( $s$ ) sono correlati.

La solubilità di un composto dipende dalla temperatura e dalla composizione chimica della soluzione (pH, presenza di altre specie,...)

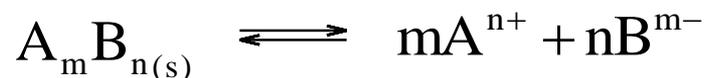
Il prodotto di solubilità, invece, è una costante di equilibrio e dipende solo dalla temperatura.

Si definisce solubile un prodotto per cui  $s > 10^{-1}$  moli/litro.

Si definisce poco solubile un prodotto per cui  $s < 10^{-3}$  moli/litro.

Si definisce insolubile un prodotto per cui  $s < 10^{-5}$  moli/litro.

La relazione tra  $K_{ps}$  e  $s$  dipende dalla stechiometria del composto. Per un generico composto:



$$K_{ps} = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n$$

È possibile confrontare direttamente tra di loro i prodotti di solubilità di due o più sali solo se hanno la stessa stechiometria ed in questo caso il sale meno solubile sarà quello con il valore di  $K_{ps}$  inferiore.

Stechiometria 1:1

$$s = \sqrt{K_{ps}}$$

Stechiometria 2:1 o 1:2

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$$

Stechiometria 3:1 o 1:3

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}}$$

Esempio1:

$$K_{ps}^{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{ps}^{AgBr} = 5,0 \cdot 10^{-13}$$

$$K_{ps}^{AgI} = 8,3 \cdot 10^{-17}$$



$$s^{AgCl} > s^{AgBr} > s^{AgI}$$

Esempio2:

$$K_{ps}^{AgCl} = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{ps}^{Ag_3PO_4} = 27 \cdot 10^{-20}$$



$$s^{AgCl} = s^{Ag_3PO_4} = 10^{-5} \text{ moli/L}$$

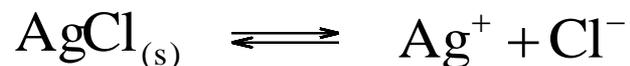
La solubilità di un sale diminuisce se nella soluzione satura è presente uno ione in comune con quelli del sale disciolto: applicazione del principio di Le Chatelier.



Concentrazione iniziale	solido	0	0
Concentrazione finale	solido	x	x

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = x^2 = 1,8 \times 10^{-10} \quad x = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol} / \text{L}$$

Per esempio la solubilità di AgCl diminuisce in presenza di NaCl 0,030M perché aumenta la concentrazione di Cl<sup>-</sup>.



Concentrazione iniziale	solido	0	0,030
Concentrazione finale	solido	x	x+0,030

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = x(x + 0,030) = 0,030x = 1,8 \times 10^{-10} \quad x = 6 \times 10^{-9} \text{ mol} / \text{L}$$



La presenza di un sale “inerte” aumenta la solubilità di un sale scarsamente solubile

Sale inerte: i suoi ioni non interagiscono con gli altri ioni

Aggiungendo un sale ad una soluzione aumenta la forza ionica

La **FORZA IONICA** è una misura della concentrazione totale degli ioni in soluzione:

$$F_i = \frac{1}{2} \sum C_n z_n^2$$

C è la concentrazione degli ioni e z è la carica

>carica dello ione > il contributo

>numero di ioni > il contributo

Esempio: una soluzione con NaCl 0.1M e CaCl<sub>2</sub> 0.2M

$$F_i = \frac{1}{2} (0.1 \cdot 1 + 0.1 \cdot 1 + 0.2 \cdot 4 + 0.4 \cdot 1) = 0.7$$

La forza ionica di una soluzione influenza la concentrazione attiva degli ioni presenti.

I cationi tenderanno ad essere circondati da anioni e gli anioni da cationi formando una regione chiamata atmosfera ionica con una carica netta minore rispetto a quella dello ione centrale, per questo motivo c'è meno attrazione tra ioni di carica opposta per formare sali insolubili

Per tener conto della forza ionica le concentrazioni dovrebbero essere sostituite dalle attività:

$$A = C \cdot f$$

*f*: coefficiente di attività; misura la deviazione dal comportamento ideale.

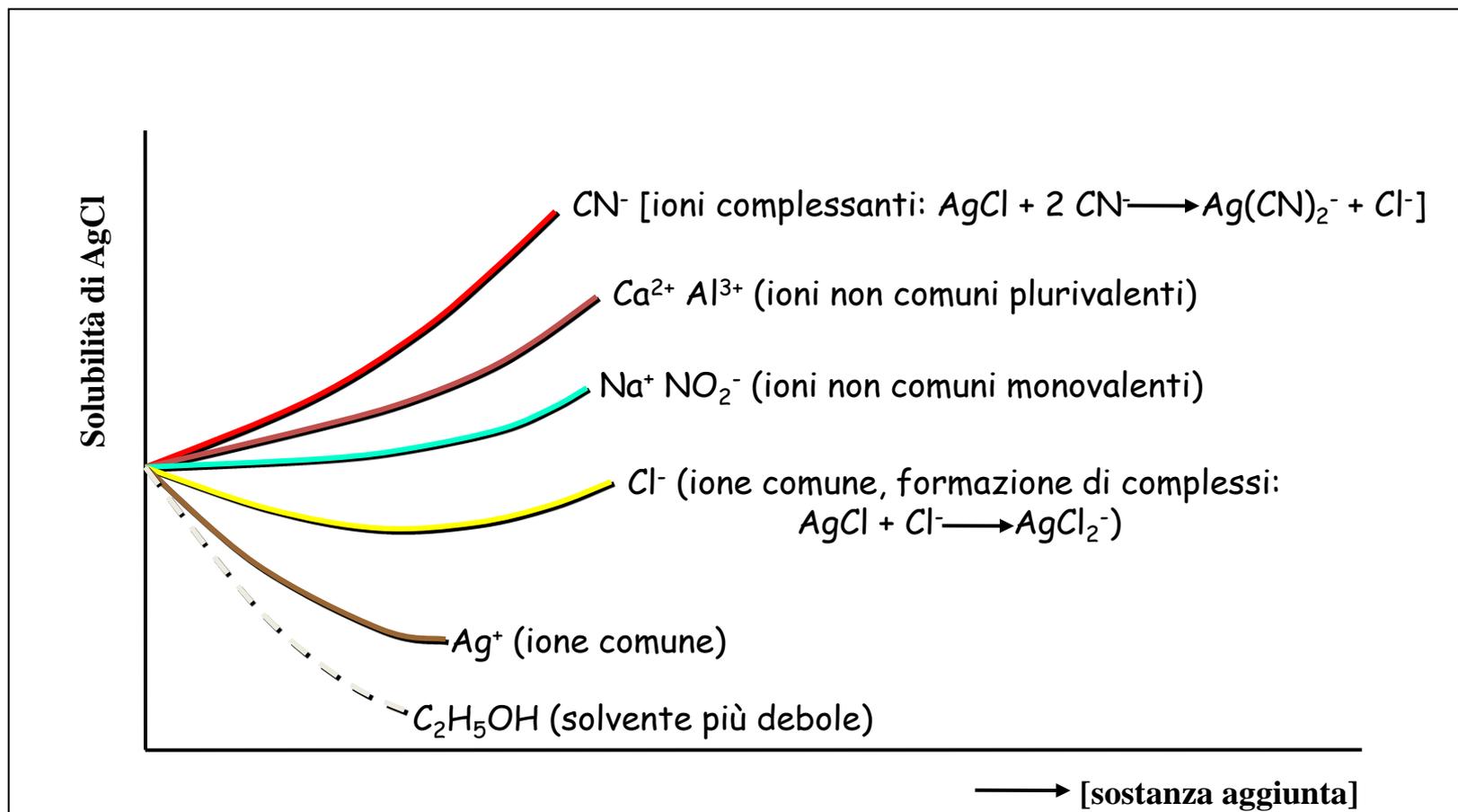
*E' determinato sperimentalmente. E' compreso tra 0 e 1. Per gli ioni è simile a 1 solo in soluzioni diluite, per le molecole neutre è sempre 1.*

Forza ionica	Coeff. attività			
	Ioni monovalenti	Ioni bivalenti	Ioni trivalenti	Ioni tetravalenti
0.001	0.95	0.85	0.75	0.55
0.005	0.92	0.72	0.52	0.32
0.01	0.9	0.60	0.40	0.20
0.05	0.85	0.45	0.15	0.05
0.1	0.80	0.35	0.10	0.01

Se ↑ la forza ionica il coefficiente di attività ↓  
Se ↑ la carica degli ioni il coefficiente di attività ↓  
Se lo ione è piccolo gli effetti dell'attività sono maggiori

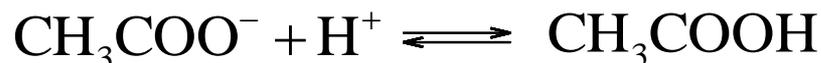
Un'elevata forza ionica, causa una diminuzione della concentrazione attiva degli ioni  $A^+$  e  $B^-$  e questo aumenta la solubilità del composto AB

$$K_{ps} = [A^+] \cdot f_A \cdot [B^-] \cdot f_B$$

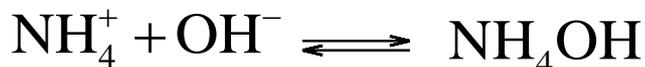


Il pH può influenzare in maniera diversa la solubilità di un solido ionico.

I sali derivanti da acidi deboli si sciolgono in presenza di un acido forte perché parte degli anioni vengono sottratti dall'equilibrio. Per esempio:



I sali derivanti da basi deboli si sciolgono in presenza di una base forte perché parte dei cationi vengono sottratti dall'equilibrio. Per esempio:



Se gli ioni del sale non danno idrolisi, la solubilità non sarà influenzata dal pH.



## Calcolo della solubilità dell'acetato di argento ( $\text{CH}_3\text{COOAg}$ ) al variare del pH

$$\text{Solubilità: } s = \sqrt{K_{ps}}$$

Se si aggiunge un acido, non si avrà più che  $[\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ , perché parte di  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  reagisce con  $\text{H}^+$  per formare  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Quindi si avrà:

$$s = [\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

Ricavo  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  dalla  $K_{ps}$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]}$$

e  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  dalla  $K_a$

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

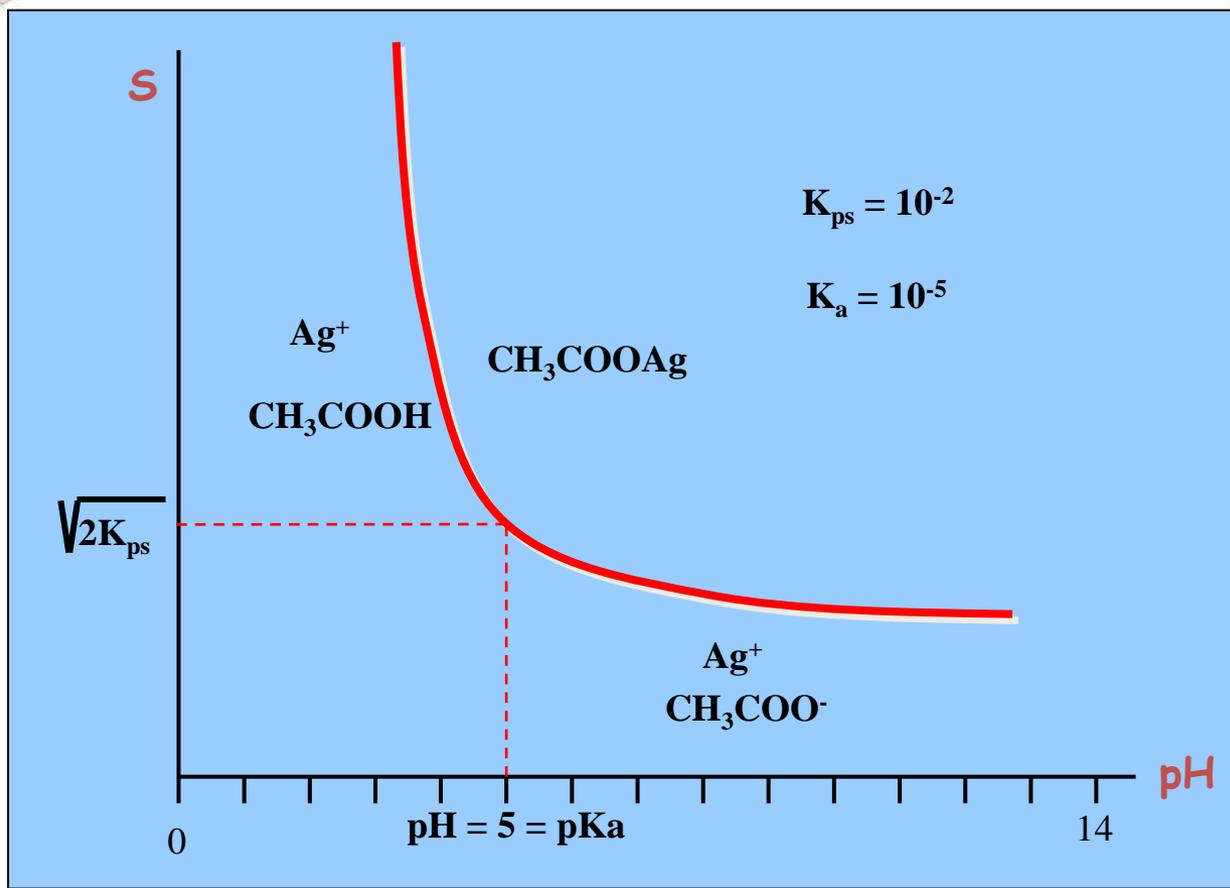


## Calcolo della solubilità dell'acetato di argento (CH<sub>3</sub>COOAg) al variare del pH

$$s = [Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} + \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{K_a} = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} + \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} \frac{[H^+]}{K_a} = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} \left( 1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right)$$

$$[Ag^+]^2 = K_{ps} \left( 1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right) \quad \Longrightarrow \quad s = [Ag^+] = \sqrt{K_{ps} \left( 1 + \frac{[H^+]}{K_a} \right)}$$

Da questa equazione si vede che la solubilità è direttamente proporzionale alla radice quadrata della  $K_{ps}$  e della  $[H^+]$  ed inversamente proporzionale alla radice quadrata della  $K_a$ .



**Solubilità dell'acetato d'argento in funzione del pH**

I Sali estremamente poco solubili, anche se derivanti da acidi molto deboli possono essere insolubili anche in acidi molto forti ( $\text{HgS}$ ,  $\text{As}_2\text{S}_3$ )

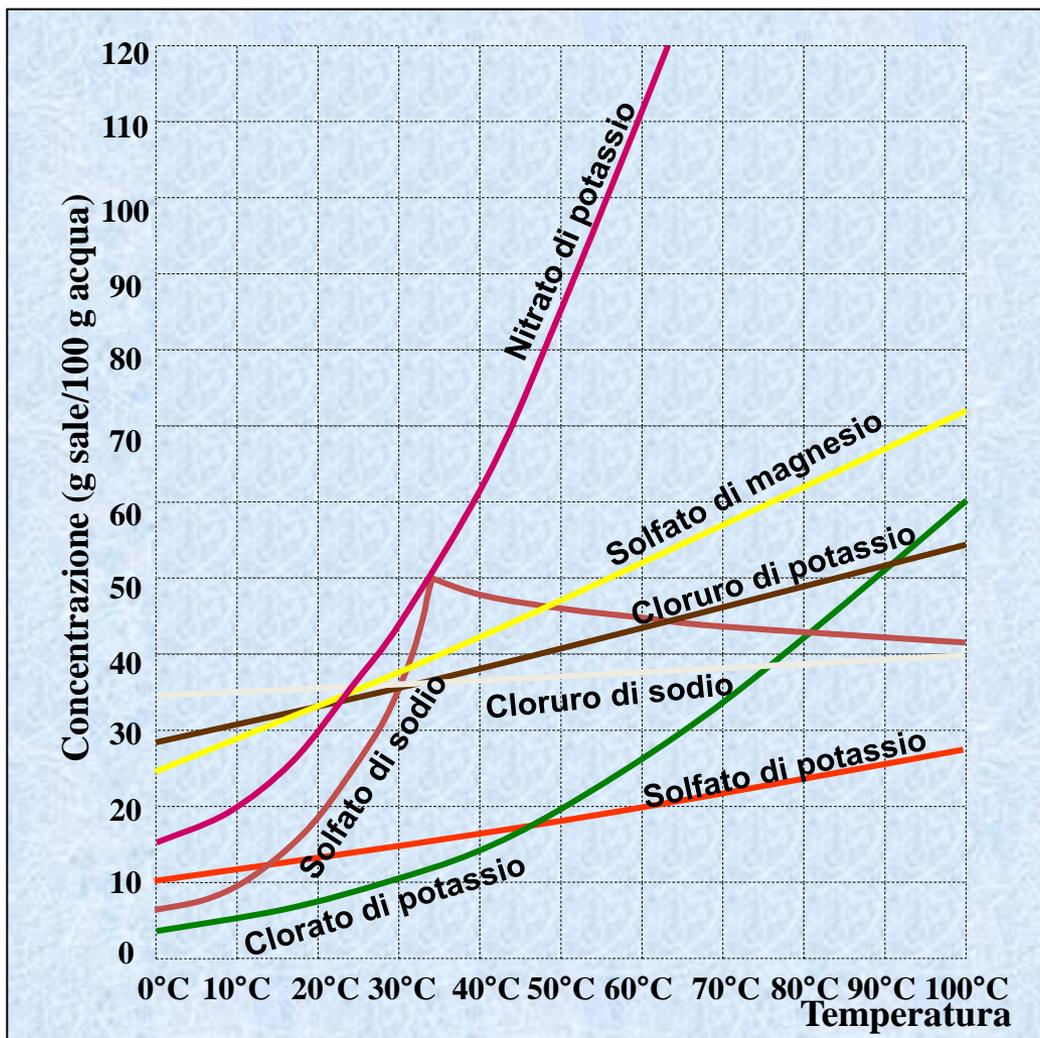


FARMACI INORGANICI			
COMPOSTO	H <sub>2</sub> O	HCl 2N	pH
Acido bórico H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> *	+		H <sup>+</sup>
Allume (alluminio potassio solfato)	++		H <sup>+</sup>
Alluminio solfato	++		H <sup>+</sup>
Ammonio cloruro*	++		H <sup>+</sup>
<u>Bario solfato</u>	-	-	
Bismuto carbonato basico*	-	+	
Borace sodio tetraborato*	+		OH <sup>-</sup>
Calcio carbonato	-	+	
Calcio cloruro	++		7
Calcio fosfato	-	+	
<u>Caolino (silicato di Al idrato)</u>	-	-	
Litio carbonato	+		OH <sup>-</sup>
Magnesio carbonato	-	+	
Magnesio ossido	-	+	
Magnesio solfato	++		7

FARMACI INORGANICI			
COMPOSTO	H <sub>2</sub> O	HCl 2N	pH
Potassio bromuro	++		7
Potassio cloruro	++		7
Potassio ioduro	++		7
Sodio bicarbonato	+		OH <sup>-</sup>
Sodio bromuro	++		7
Sodio carbonato	++		OH <sup>-</sup>
Sodio cloruro	++		7
Sodio fosfato	++		
Sodio ioduro	++		7
Sodio solfato	++		7
Sodio tiosolfato*	++		7
<u>Talco (silicato di Mg idrato)</u>	-	-	
<u>Titanio diossido*</u>	-	-	
Zinco ossido*	-	+	
Zinco solfato	++		H <sup>+</sup>

++ : solubile → solubile rapporto soluto/solvente 1:10  
 + : solubile → solubile rapporto soluto/solvente 1:30  
 - : insolubile

Nella maggior parte dei casi con l'aumentare della temperatura la solubilità aumenta



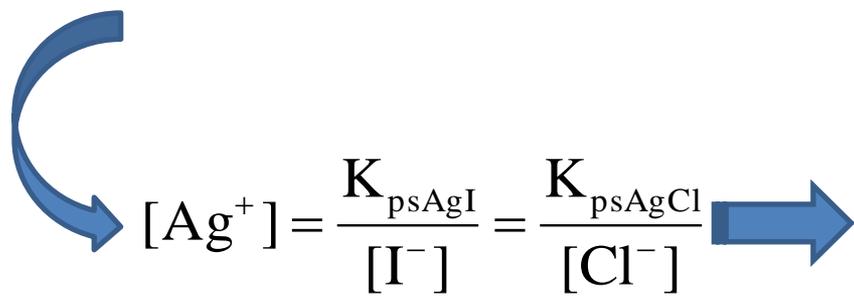
Se due anioni formano sali poco solubili con un medesimo catione, oppure, se due cationi formano sali poco solubili con il medesimo anione, il composto meno solubile è il primo a precipitare quando la soluzione che li contiene entrambi viene trattata con il reattivo precipitante.

In questo modo è possibile separare quantitativamente due sali.

Per esempio trattando una miscela che contiene ioduri e cloruri con una soluzione di nitrato d'argento precipiterà prima lo ioduro d'argento, che è meno solubile, ed il cloruro di argento precipiterà quando in soluzione sarà rimasta solo una quantità trascurabile di ioduri.

$$K_{ps}^{AgCl} = [Ag^+][Cl^-] = 1,8 \times 10^{-10}$$

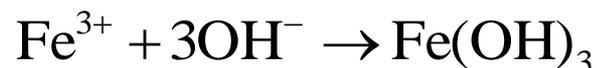
$$K_{ps}^{AgI} = [Ag^+][I^-] = 8,3 \times 10^{-17}$$



$$[Ag^+] = \frac{K_{psAgI}}{[I^-]} = \frac{K_{psAgCl}}{[Cl^-]} \Rightarrow \frac{[I^-]}{[Cl^-]} = \frac{K_{psAgI}}{K_{psAgCl}} = \frac{8,3 \times 10^{-17}}{1,8 \times 10^{-10}} = 4,6 \times 10^{-7}$$

Uno ione si considera completamente precipitato quando la sua concentrazione è  $1,0 \times 10^{-5}$  M.

Molti cationi formano idrossidi poco solubili. Per esempio:

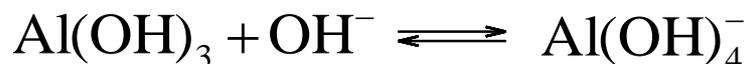
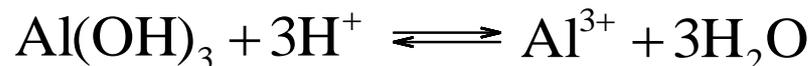


Il pH di precipitazione di un idrossido si può calcolare se è noto il prodotto di solubilità dell'idrossido stesso.

Gli idrossidi di tutti i metalli, eccetto i metalli alcalini, (calcio,) stronzio, bario e tallio (I), sono poco solubili e vengono precipitati dalle soluzioni dei corrispondenti sali per aggiunta di alcali.

Per trattamento con acidi gli idrossidi si ridisciolgono più o meno facilmente.

Gli idrossidi di alcuni metalli si ridisciolgono anche in un eccesso di alcali perché formano [idrossometallati](#) legando a sé altri OH<sup>-</sup>. Per esempio:

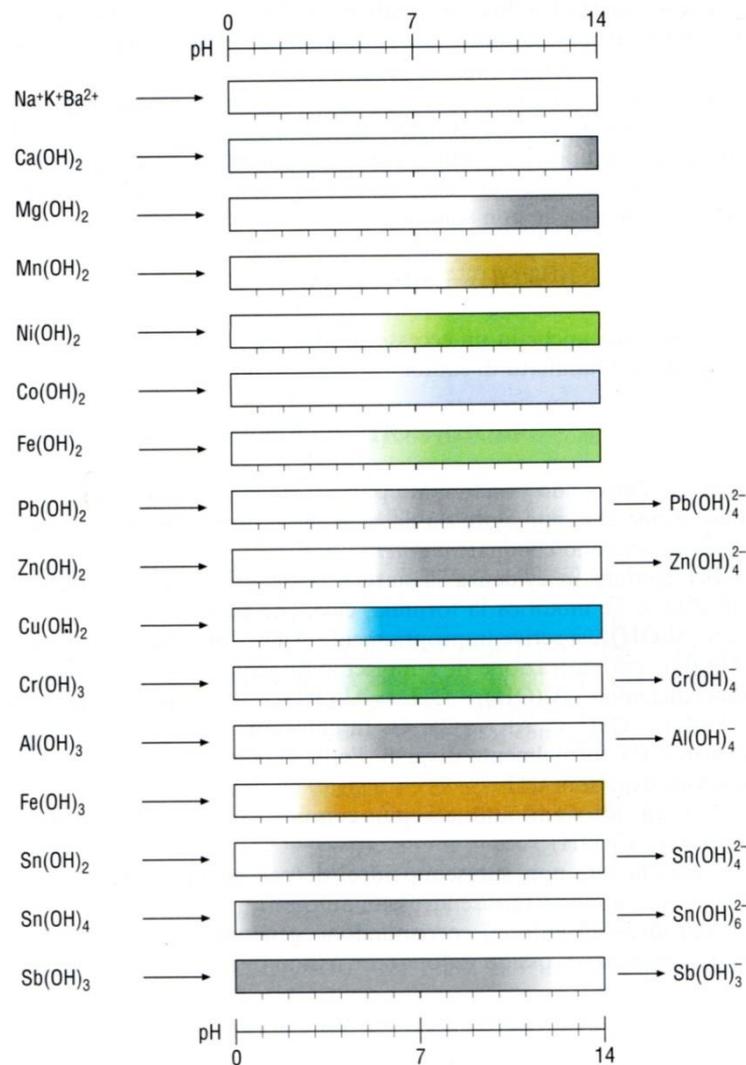


Sostanze di questo tipo vengono chiamate [anfotere](#).

Tra gli idrossidi anfoteri più comuni vi sono Zn(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub>, ...

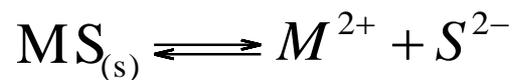


TABELLA 9-6 pH di precipitazione degli idrossidi.



 = precipitazione parziale  
 = precipitazione completa

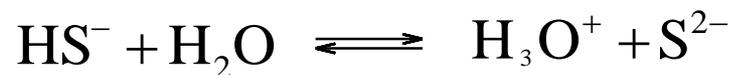
Molti cationi formano solfuri poco solubili con  $K_{ps}$  che variano da  $10^{-10}$  a  $10^{-90}$ .  
In analisi vengono quindi precipitati mediante ioni  $S^{2-}$



$$K_{ps} = [M^{2+}][S^{2-}]$$



$$K_{a1} = \frac{[H_3O^+][HS^-]}{[H_2S]} = 9,6 \times 10^{-8}$$



$$K_{a2} = \frac{[H_3O^+][S^{2-}]}{[HS^-]} = 1,3 \times 10^{-14}$$

Solubilità =  $[M^{2+}]$

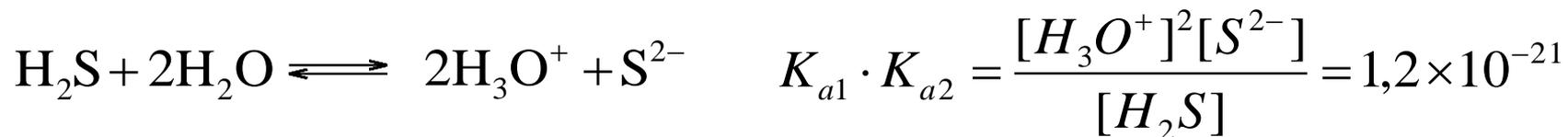
Essendo una soluzione satura di solfuro di idrogeno circa 0,1 M

$$0,1 = [S^{2-}] + [HS^-] + [H_2S]$$

Possiamo fare delle semplificazioni perché  $[S^{2-}] + [HS^-] \ll [H_2S]$

Quindi

$$0,1 \text{ M} = [H_2S]$$



$$\frac{[H_3O^+]^2[S^{2-}]}{0,1} = 1,2 \times 10^{-21}$$

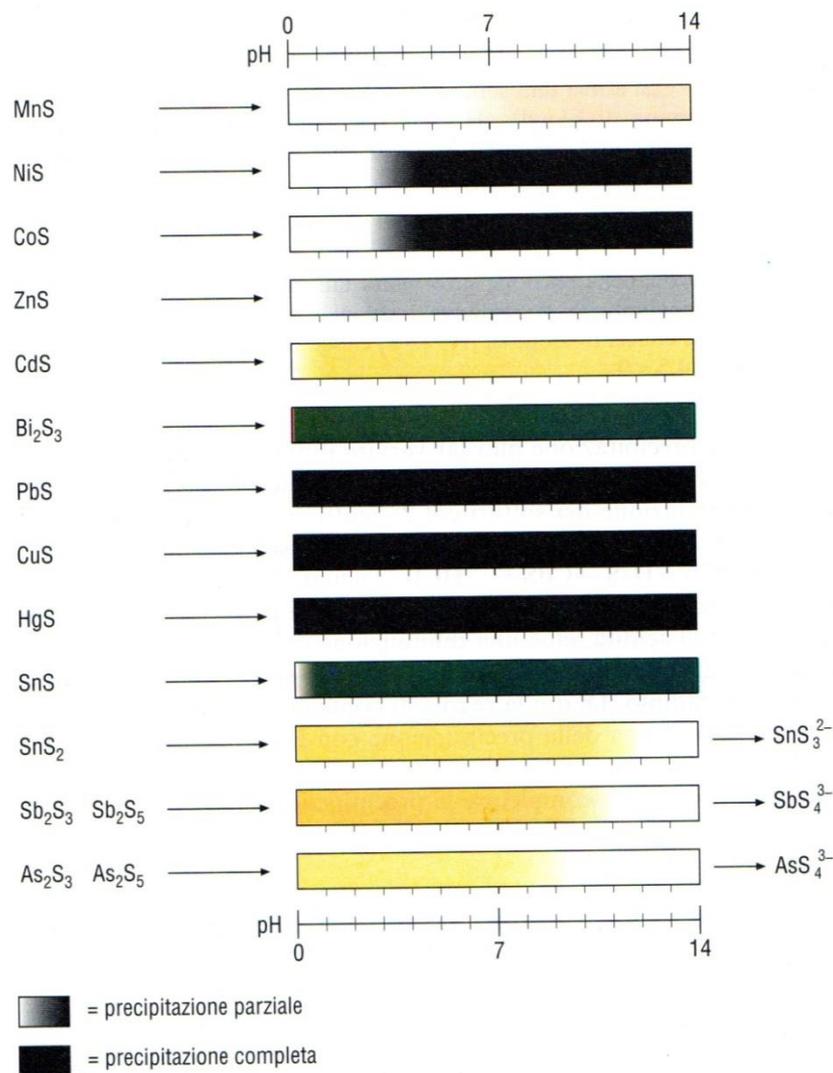
$$[S^{2-}] = \frac{1,2 \times 10^{-22}}{[H_3O^+]^2}$$

$$K_{ps} = [M^{2+}] \frac{1,2 \times 10^{-22}}{[H_3O^+]^2}$$

$$[M^{2+}] = \frac{[H_3O^+]^2 K_{ps}}{1,2 \times 10^{-22}}$$



TABELLA 9-13 pH di precipitazione dei solfuri.





Ossidazioni sono tutte le reazioni che avvengono con perdita di elettroni.

Una riduzione è una reazione in cui un atomo o uno ione acquista uno o più elettroni.

Una sostanza per ossidarsi, cioè per cedere elettroni, richiede un reagente, detto ossidante, che acquista quegli stessi elettroni, cioè che subisca una riduzione. Ogni reazione di ossidazione avviene contemporaneamente ad una reazione di riduzione: la reazione complessiva si chiama **reazione di ossido-riduzione**.

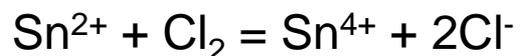
Gli elettroni acquistati dall'ossidante sono in numero uguale a quelli ceduti dal riducente.



(ossidazione)

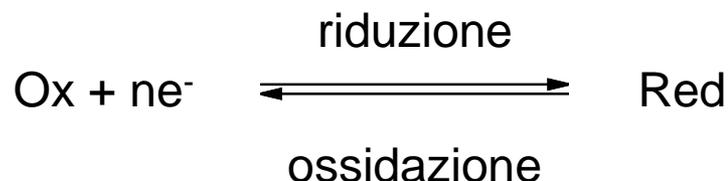


(riduzione)



(ossido-riduzione)

Qualunque sostanza capace di acquistare elettroni è un ossidante. Ogni ossidante, acquistando elettroni, si trasforma in una forma ridotta, che a sua volta tende a cedere gli elettroni acquistati e ad agire da riducente. Si stabilisce un equilibrio tra la forma ossidata e la forma ridotta.



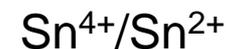
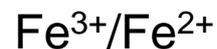
La forma ossidata e la forma ridotta che intervengono in ciascuno di tali equilibri costituiscono una coppia di ossido-riduzione o sistema redox.

Se la forma ossidata ha molta tendenza a prendere elettroni si dice che è un ossidante forte, in tal caso l'equilibrio è spostato verso la forma ridotta, più stabile.

Se la forma ossidata ha poca tendenza ad acquistare elettroni si dice che è un ossidante debole, in tal caso l'equilibrio è spostato verso la forma ossidata.

Se la forma ridotta è pochissimo stabile, cioè se ha molta tendenza ad ossidarsi, allora si parla di forte riducente.

Per convenzione le coppie redox si indicano scrivendo prima la forma ossidata e poi quella ridotta, separate da una barretta; per esempio:



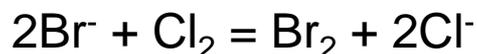
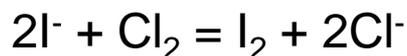


Quando una miscela di due ossidanti viene trattata con un riducente, è l'ossidante più forte quello che viene ridotto per primo.

### Ossidazione di ioduri e bromuri con acqua di cloro



Trattando una soluzione che contiene ioduri e bromuri con acqua di cloro si ossida prima lo ioduro, il riducente più forte, e poi si ossida il bromuro.



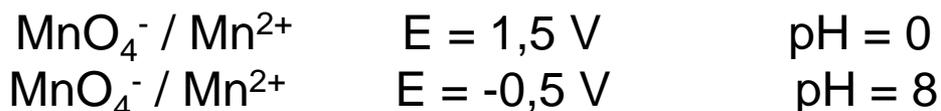
In presenza di solvente organico questo assume prima un colore violetto (iodio) e poi un colore giallastro (bromo).

Il potenziale di ossidazione di un ossidante può variare in funzione del pH se l'ossidante reagisce secondo una reazione in cui intervengono H<sup>+</sup>.

Per esempio:



Al diminuire dell'acidità diminuisce anche il potenziale.



In soluzione acida il permanganato agisce da forte ossidante riducendosi facilmente a Mn(II), in soluzione basica invece Mn(II) si ossida facilmente a permanganato.

Anche i nitriti a seconda del pH possono agire come ossidanti (a pH acido) o come riducenti (a pH basico).



## Ossidazione degli alogenuri con permanganato

La variazione di potenziale della coppia  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  in funzione del pH permette di ossidare selettivamente prima gli ioduri (in tampone acetico a pH = 5), poi i bromuri (in acido solforico diluito a pH = 2,5) e poi i cloruri (a pH = 0).

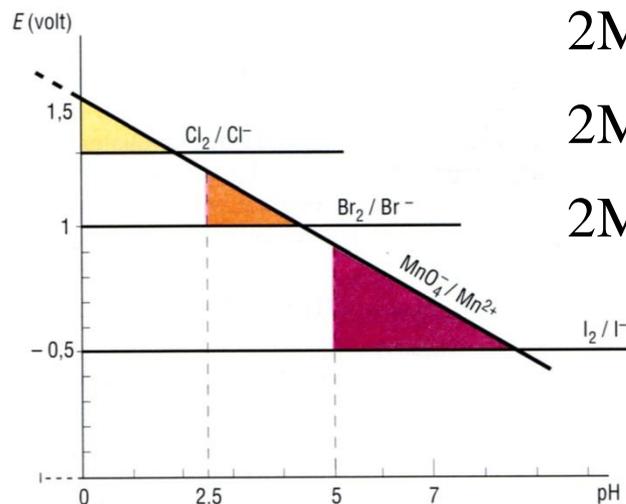
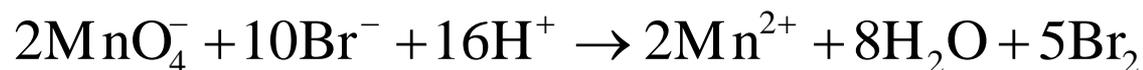
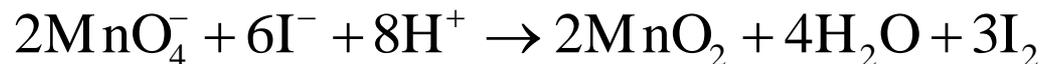


FIGURA 11-1-1 Ossidazione degli alogenuri con permanganato.





Le reazioni di disproporzionamento o di dismutazione sono reazioni in cui un elemento in parte si ossida ed in parte si riduce; cioè l'elemento passa a due nuovi stati di ossidazione, uno maggiore ed uno minore rispetto a quello iniziale.

In queste reazioni l'influenza del pH è particolarmente importante.

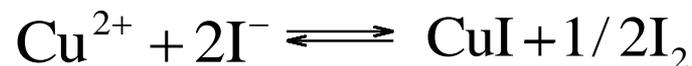
Per esempio il cloro in soluzione acquosa dà luogo alla seguente reazione:



## Influenza dei sali precipitati

L'argento essendo un metallo nobile viene attaccato solo dagli ossidanti forti, ma in presenza di HCl diventa abbastanza ossidabile perché si forma AgCl pochissimo solubile.

Lo ione  $\text{Cu}^{2+}$  non è molto ossidante ( $E_0 = 0,18$  per  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$ ), ma in presenza di anioni in grado di precipitare  $\text{Cu}^+$  il potere ossidante di  $\text{Cu(II)}$  aumenta notevolmente ed è in grado di ossidare gli ioduri a iodio.





I **composti di coordinazione** sono composti in cui un atomo o ione metallico coordina un certo numero di molecole neutre o ioni negativi, detti **leganti**.

I leganti agiscono come donatori di una coppia di elettroni, quindi devono possedere almeno una coppia di elettroni disponibili.

I leganti neutri più comuni sono  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ , ...

Un esempio è il catione tetraamminorame in cui i quattro legami si formano per donazione di una coppia di elettroni dell'atomo di N dell'ammoniaca ( $:\text{NH}_3$ ) allo ione  $\text{Cu}^{2+}$ .



Tutti gli anioni hanno elettroni disponibili e possono agire da leganti.

La tendenza a donare gli elettroni liberi non è uguale per tutti i leganti e può essere più o meno forte. Per esempio  $\text{NO}_3^-$  è un legante molto debole, mentre gli ioni  $\text{CN}^-$  hanno una forte tendenza a donare elettroni e formano complessi stabili con moltissimi cationi.



Non tutti i cationi hanno uguale tendenza ad accettare coppie di elettroni dai leganti e quindi a formare complessi. I migliori accettori sono quei cationi che hanno un'alta carica, piccolo diametro ed orbitali esterni non completamente pieni.

I migliori accettori sono gli ioni dei metalli di transizione (sottogruppi B del sistema periodico).

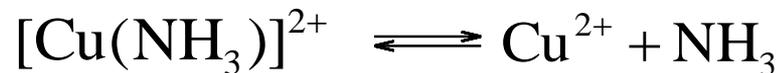
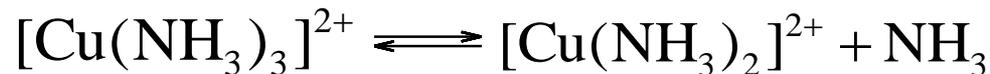
I legami tra il catione centrale ed i leganti si chiamano *legami coordinativi*; il numero di tali legami è il numero di coordinazione del catione.

Nei complessi il numero di coordinazione del metallo è maggiore del suo numero di ossidazione.



La stabilità dei complessi in soluzione si misura applicando la legge degli equilibri alla reazione di dissociazione del complesso.

Per esempio il catione complesso  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  è più o meno dissociato secondo i seguenti equilibri:



A ciascuno di questi equilibri corrispondono le seguenti costanti:

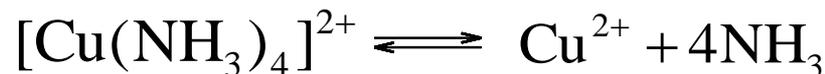
$$k_4 = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}$$

$$k_2 = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+} [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+}}$$

$$k_3 = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+} [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+}}$$

$$k_1 = \frac{[\text{Cu}^{2+}] [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}}$$

La reazione di dissociazione globale è:



cui corrisponde la costante globale:

$$K_{i,4} = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}$$

$K_i =$  costante di instabilità

$$\text{p}K_i = -\log K_i$$

$$K_{i,n} = k_1 \cdot k_2 \cdot \dots \cdot k_n$$



$$\beta_4 = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}$$

$1/K_i = \beta_n =$  costante di stabilità o di formazione

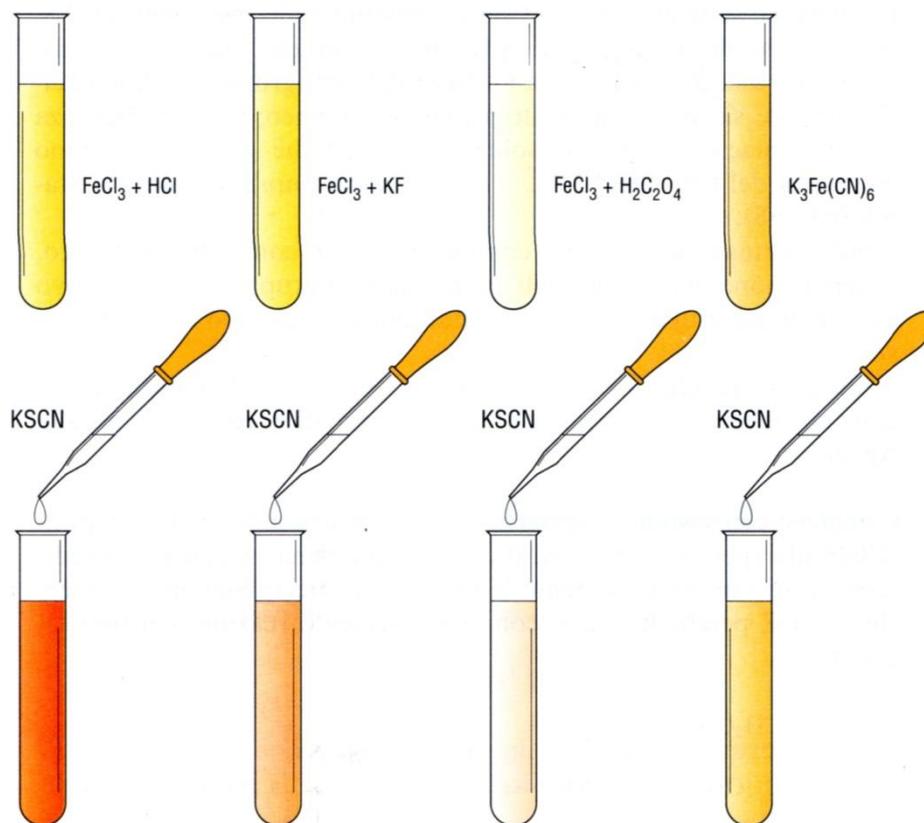
Quanto più stabile è un complesso, tanto più difficile è riconoscere gli ioni mediante i reattivi analitici : gli ioni sono “[mascherati](#)”.

Per esempio ad una soluzione di  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  aggiungiamo diversi complessanti del Fe(III) (cloruri, fluoruri, ossalati):

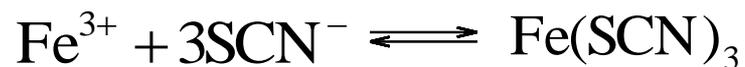


In questi complessi lo ione  $\text{Fe}^{3+}$  è gradualmente più mascherato perché sono via via più stabili.

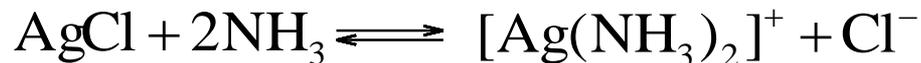
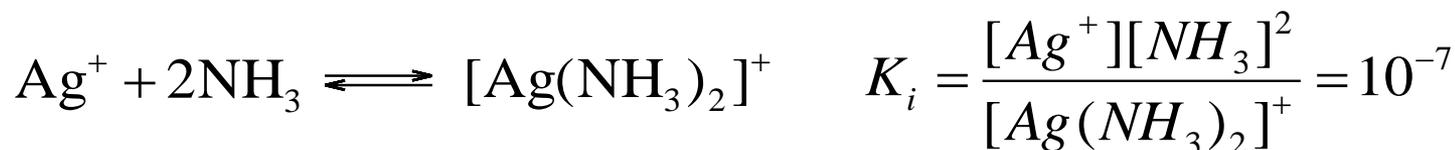
Aggiungendo una soluzione di tiocianato si ottiene una colorazione tanto più intensa quanto maggiore è la concentrazione di ioni  $\text{Fe}^{3+}$  liberi e quindi quanto meno stabile è il complesso.



**FIGURA13-8** L'effetto mascherante dei complessi. Soluzioni di ioni  $\text{Fe}^{3+}$  contenenti vari complessanti vengono trattate con KSCN; il composto  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  di colore rosso vivo si forma più facilmente nella soluzione cloridrica.

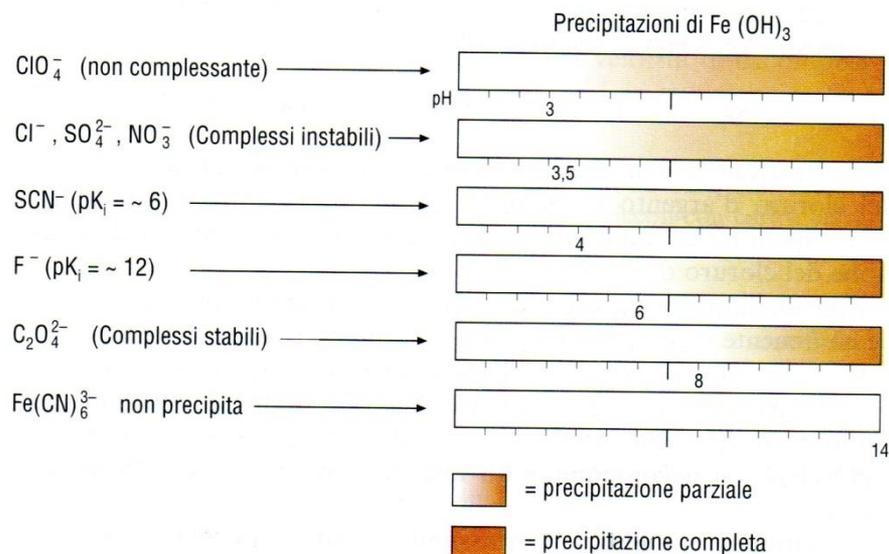


Esempio:



Un eccesso di complessante ( $\text{NH}_3$ ) favorisce la formazione del complesso e fa sciogliere il precipitato; un eccesso di precipitante ( $\text{Cl}^-$ ) distrugge il complesso e favorisce la formazione del precipitato.

## Esempio:



**FIGURA 15-1** Il pH di precipitazione di  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  in presenza di vari complessanti.

Il pH di precipitazione di  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  è legato direttamente alla concentrazione degli ioni  $\text{Fe}^{3+}$  liberi e quindi alla stabilità del complesso. Minore è  $[\text{Fe}^{3+}]$  maggiore è il pH di precipitazione.

In assenza di complessanti  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  precipita a  $\text{pH} = 3$ .

Più stabile è il complesso maggiore è il pH di precipitazione.