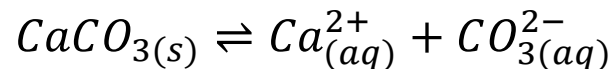


Costante prodotto di solubilità

Mentre la dissociazione negli ioni è una reazione completa per tutti i sali, per alcuni sali la **dissoluzione** in acqua è una reazione di equilibrio:

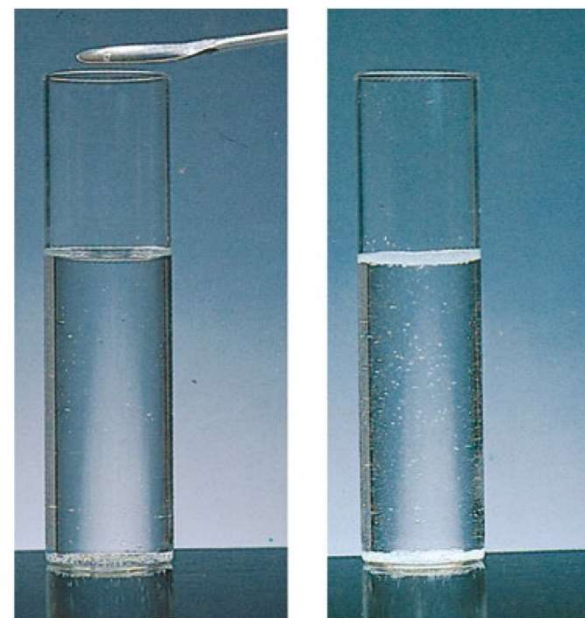
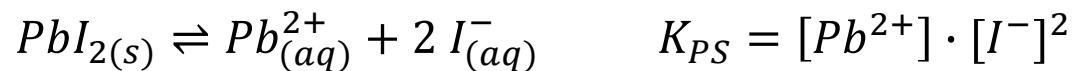


Sali di questo tipo vengono definiti poco solubili e per il processo di dissoluzione può essere definita una costante, chiamata **prodotto di solubilità**, ad una definita temperatura:

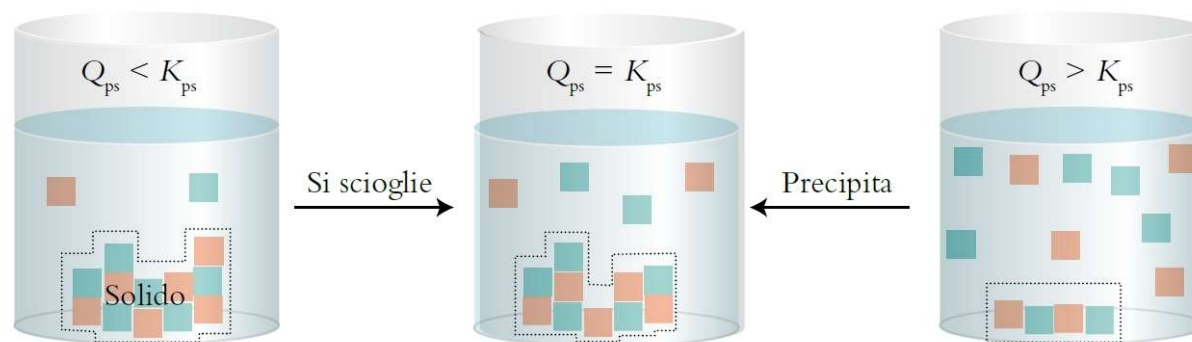
$$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$$

Come per tutti gli equilibri eterogenei, la costante non mostra il componente allo stato solido. Il valore della costante però è definito solo quando anche il reagente solido è presente nell'ambiente di reazione. Ovvero: **la costante vale solo per le soluzioni sature**, in cui è presente un corpo di fondo.

Esempio:

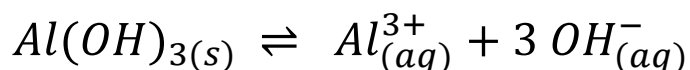


Come per tutti gli equilibri, il comportamento della soluzione dipende dal rapporto tra prodotto di solubilità e il quoziente di reazione.

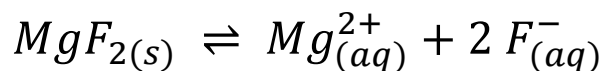


- Sali solubili: sali di metalli alcalini (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) o sali di ammonio (NH_4^+) sono tra i sali più solubili. Sono solubili anche i sali contenenti anioni acetato (CH_3COO^-), nitrato (NO_3^-), clorato (ClO_3^-) e perclorato (ClO_4^-).
Generalmente sono solubili anche i sali di cloruri e i bromuri, tranne composti contenenti ioni di atomi pesanti (Ag^+ , Pb^{2+} , ...).
- Sali poco solubili: sono poco solubili i sali di ioni solfuro (S^{2-}), carbonato (CO_3^{2-}), solfato (SO_4^{2-}) e cromato (CrO_4^{2-}). Sono poco solubili anche alcuni idrossidi (OH^-).

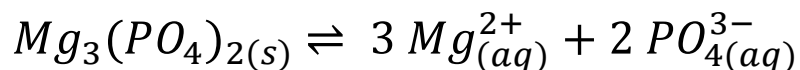
Qualche esempio:



$$K_{PS} = 1.3 \cdot 10^{-33} = [Al^{3+}][OH^-]^3$$



$$K_{PS} = 3.7 \cdot 10^{-8} = [Mg^{2+}][F^-]^2$$



$$K_{PS} = 1 \cdot 10^{-25} = [Mg^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$$

Solubilità

La **solubilità** è definita come la **quantità massima di soluto che può essere sciolta in una definita quantità di solvente**. Può essere espressa come moli di soluto (unità di misura: mol/L) oppure come massa di soluto (g/L o mg/L).

Per un sale, la solubilità è legata al prodotto di solubilità, ma dipende anche dalla stechiometria del sale.

Esempio: Si calcoli la solubilità in acqua del fluoruro di magnesio, sapendo che il prodotto di solubilità di questo sale è pari a $3.7 \cdot 10^{-8}$.



$$K_{PS} = [Mg^{2+}] \cdot [F^{-}]^2$$

[]	$MgF_{2(s)}$	$Mg_{(aq)}^{2+}$	$2 F_{(aq)}^{-}$
I	solido	-	-
C	(-s)	+x	+2x
E	solido	x	2x

Nella soluzione satura:

$$[Mg^{2+}]_{eq} = x \quad [F^{-}]_{eq} = 2x$$

$$K_{PS} = x \cdot (2x)^2 = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_{PS}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3.7 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2.1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = s$$

Quantità di sale sciolto in 1 L di acqua nella soluzione satura: solubilità!

Esempio: Calcolare quanto ioduro di piombo (II) deve essere solubilizzato in 1 L di acqua per ottenere una soluzione satura del sale, sapendo che $K_{PS}[PbI_2] = 7.1 \cdot 10^{-9}$.

[]	$PbI_{2(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + 2 I_{(aq)}^-$		
I	solido	-	-
C	(-s)	+x	+2x
E	solido	x	2x

$$K_{PS} = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2$$

$$K_{PS} = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 = 7.1 \cdot 10^{-9}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{7.1 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = s$$

Per 1 L di soluzione: $n_{Pb_2} = 1.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $MM_{PbI_2} = 461.0 \text{ g/mol}$

$$m_{Pb_2} = n \cdot MM = 0.56 \text{ g}$$

$$S = 560 \text{ mg/L}$$

Esempio: Il prodotto di solubilità dell'argento cloruro è pari a $1.8 \cdot 10^{-10}$. Calcolare la solubilità in mg/L di questo sale.

[]	$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$		
I	solido	-	-
C	(-s)	+x	+x
E	solido	x	x

$$K_{PS} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$$

$$K_{PS} = x \cdot x = x^2 = 1.8 \cdot 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{1.8 \cdot 10^{-10}} = 1.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = s$$

$$MM_{AgCl} = 143.32 \text{ g/mol}$$

$$S = s \cdot MM_{AgCl}$$

$$= 1.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 143.32 \text{ g/mol}$$

$$= 1.9 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 1.9 \text{ mg/L}$$

Esempio: Calcolare il prodotto di solubilità del solfato di calcio, sapendo che la massima quantità del sale che può essere sciolta in 100 mL di acqua a 25°C è 0.20 g.

[]	$CaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ca_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$		
I	solido	-	-
C	(-s)	+x	+x
E	solido	x	x

$$K_{PS} = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

$$S = 0.20 \text{ g}/100 \text{ mL} = 2.0 \text{ g/L}$$

$$MM = 136.15 \text{ g/mol}$$

$$s = \frac{S}{MM} = 1.5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = x$$

$$K_{PS} = x^2 = 2.2 \cdot 10^{-4}$$

Esempio: L'idrossido di magnesio è un solido poco solubile in acqua. Una sua soluzione satura a 25°C ha un pH pari a 10.52. Calcolare il prodotto di solubilità del sale.

[]	$Mg(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Mg_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$		
I	solido	-	$[OH^-]_w$
C	(-s)	+x	+2x
E	solido	x	$\approx 2x$

$$K_{PS} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

$$pH = 10.52 \quad pOH = 3.48$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 3.3 \cdot 10^{-4} \text{ M} = 2x$$

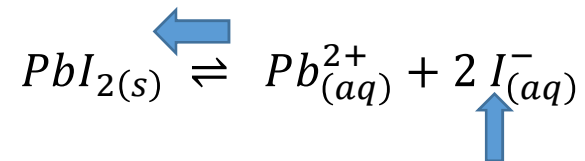
$$x = 1.7 \cdot 10^{-4}$$

$$K_{PS} = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 = 1.8 \cdot 10^{-1}$$

Effetto dello ione comune

Se alla soluzione di un sale poco solubile viene aggiunta una soluzione che contiene **ioni comuni** con il sale poco solubile, la **solubilità del sale diminuisce**.

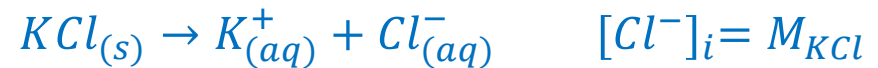
Nell'esempio in figura: una soluzione di KI viene aggiunta ad una soluzione satura di PbNO₃. Si osserva la precipitazione di PbI₂, un solido giallo.



Anche se la solubilità varia, **il prodotto di solubilità del sale rimane costante!**

Esempio: Il prodotto di solubilità dell'argento cloruro in acqua pura è pari a $1.8 \cdot 10^{-10}$. Calcolare la solubilità dello stesso sale in una soluzione 0.10 M di cloruro di potassio.

[]	$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$		
I	solido	-	0.10 M
C	(-s')	+x	+x
E	solido	x	$0.10+x \approx 0.10$



Approssimazione! Sale poco solubile:

$$x \ll 0.10 M$$

$$K_{PS} = [Ag^{+}] \cdot [Cl^{-}] = 0.10x = 1.8 \cdot 10^{-10}$$

$$x = 1.8 \cdot 10^{-9} M = s'$$

Esempio: Calcolare la solubilità (in g/100 mL) del solfato di piombo (II) (a) in acqua e (b) in una soluzione 0.200 M di solfato di sodio. Il prodotto di solubilità del solfato di piombo (II) è pari a $1.6 \cdot 10^{-8}$ a 25°C.

[]	$PbSO_{4(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$		
I	solido	-	-
C	(-s)	+x	+x
E	solido	x	x

$$a) K_{PS} = [Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = x^2 = 1.6 \cdot 10^{-8}$$

$$x = 1.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = s$$

$$MM_{PbSO_4} = 303.3 \text{ g/mol}$$

$$S = s \cdot MM = 3.9 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$= 3.9 \cdot 10^{-4} \text{ g/100 mL}$$

b) in Na_2SO_4 : $Na_2SO_{4(s)} \rightarrow 2 Na_{(aq)}^+ + SO_{4(aq)}^{2-}$ $[SO_4^{2-}]_i = M_{Na_2SO_4} = 0.200 \text{ M}$

[]	$PbSO_{4(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$		
I	solido	-	0.200
C	(-s')	+x	+x
E	solido	x	≈ 0.200

$$K_{PS} = [Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = x \cdot 0.200 = 1.6 \cdot 10^{-8}$$

$$x = 3.2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L} = s'$$

$$S' = s' \cdot MM = 9.7 \cdot 10^{-7} \text{ g/L}$$

$$= 9.7 \cdot 10^{-8} \text{ g/100 mL}$$

$$x < 1.3 \cdot 10^{-5} \ll 0.200$$

Esempio: Sapendo che il prodotto di solubilità del solfato di bario è $1.08 \cdot 10^{-10}$ calcolare (a) la concentrazione degli ioni bario nella soluzione satura e (b) quanto solfato di sodio è necessario aggiungere ad 1.00 L di soluzione satura per ottenere una concentrazione di Ba^{2+} di $1.80 \cdot 10^{-7}$.

[]	$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$		
I	solido	-	-
C	(-s)	+x	+x
E	solido	x	x

$$a) K_{PS} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1.08 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{PS} = x^2 = 1.08 \cdot 10^{-10}$$

$$x = 1.04 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = [Ba^{2+}]$$

$$b) \text{ in } Na_2SO_4: Na_2SO_{4(s)} \rightarrow 2 Na_{(aq)}^+ + SO_{4(aq)}^{2-} \quad [SO_4^{2-}]_i = M_{Na_2SO_4}$$

[]	$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$		
I	solido	-	$M_{Na_2SO_4}$
C	(-s)	+x	+x
E	solido	x	$\approx M_{Na_2SO_4}$

$$[Ba^{2+}]_{eq} = 1.80 \cdot 10^{-7} M = x$$

$$K_{PS} = x \cdot M_{Na_2SO_4} = 1.08 \cdot 10^{-10}$$

$$M_{Na_2SO_4} = \frac{1.08 \cdot 10^{-10}}{1.80 \cdot 10^{-7}} = 6.00 \cdot 10^{-4} M$$

$$V = 1.00 L \quad n_{Na_2SO_4} = M \cdot V = 6.00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$MM_{Na_2SO_4} = 142.05 \text{ g/mol} \quad m = n \cdot MM = 0.0852 \text{ g}$$

Esempio: Calcolare la concentrazione dell'idrossido di ferro (III) in una soluzione acquosa contenente un sistema tampone (a) a pH 3.00 oppure (b) a pH 8.00. Il prodotto di solubilità dell'idrossido di ferro (III) è $1.1 \cdot 10^{-36}$ a 25°C.

a) in soluzione tampone a pH 3.00: $[H_3O^+] = costante = 10^{-pH} = 1.0 \cdot 10^{-3} M$

[]	$Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe_{(aq)}^{3+} + 3 OH_{(aq)}^-$		
I	solido	-	$1.0 \cdot 10^{-11}$
C	(-s')	+x	+3x
E	solido	x	$1.0 \cdot 10^{-11}$

$$K_{PS} = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = 1.1 \cdot 10^{-36}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 1.0 \cdot 10^{-11} M$$

$$K_{PS} = x \cdot (1.0 \cdot 10^{-11})^3 = 1.1 \cdot 10^{-36}$$

$$x = 1.1 \cdot 10^{-3} M = s'$$

b) in soluzione tampone a pH 8.00: $[H_3O^+] = costante = 10^{-pH} = 1.0 \cdot 10^{-8} M$

[]	$Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe_{(aq)}^{3+} + 3 OH_{(aq)}^-$		
I	solido	-	$1.0 \cdot 10^{-6}$
C	(-s'')	+x	+3x
E	solido	x	$1.0 \cdot 10^{-6}$

$$[OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-6} M$$

$$K_{PS} = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = 1.1 \cdot 10^{-36}$$

$$K_{PS} = x \cdot (1.0 \cdot 10^{-6})^3 = 1.1 \cdot 10^{-36}$$

$$x = 1.1 \cdot 10^{-1} M = s''$$

$$s''(pH = 8) \ll s'(pH = 3)$$

Esempio: Calcolare il pH di una soluzione satura di $Fe(OH)_2$. Per l'idrossido ferroso, $K_{PS} = 1.64 \cdot 10^{-14}$.

[]	$Fe(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Fe_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^-$		
I	solido	-	$[OH^-]_w$
C	(-s)	+x	+2x
E	solido	x	$\approx 2x$

$$K_{PS} = [Fe^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 1.64 \cdot 10^{-14}$$

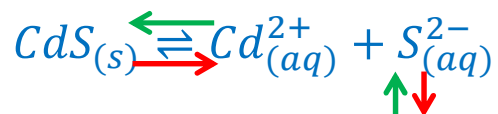
$$K_{PS} = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 = 1.64 \cdot 10^{-14}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{1.64 \cdot 10^{-14}}{4}} = 1.60 \cdot 10^{-5}$$

$$[OH^-] = 2x = 3.20 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 4.495 \quad pH = 9.505$$

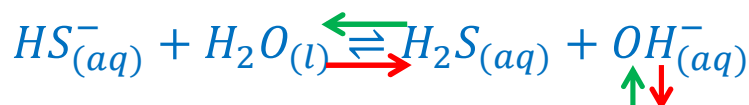
Esempio: Valutare in modo qualitativo se la solubilità del solfuro di cadmio ($K_{PS} = 8.0 \cdot 10^{-28}$) è maggiore in una soluzione tampone a pH 3.00 o a pH 8.00. Per H_2S : $K_{a1} = 1.0 \cdot 10^{-7}$, $K_{a2} = 1.3 \cdot 10^{-13}$.



$$K_{PS} = [Cd^{2+}] \cdot [S^{2-}] = 8.0 \cdot 10^{-28}$$



$$K_{b1} = \frac{K_w}{K_{a2}} = \frac{[HS^-] \cdot [OH^-]}{[S^{2-}]} = 7.7 \cdot 10^{-2}$$



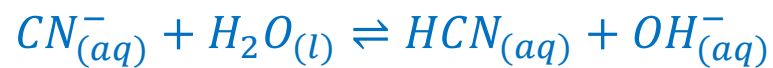
$$K_{b2} = \frac{K_w}{K_{a1}} = \frac{[H_2S] \cdot [OH^-]}{[HS^-]} = 1.0 \cdot 10^{-7}$$



Esempio: Calcolare la solubilità del cianuro di argento ($K_{PS} = 1.2 \cdot 10^{-16}$) in una soluzione tampone a pH 9.00. (Per HCN: $K_a = 6.2 \cdot 10^{-10}$)



$$K_{PS} = [Ag^+] \cdot [CN^-] = 1.2 \cdot 10^{-16}$$



$$K_b = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6.2 \cdot 10^{-10}} = 1.6 \cdot 10^{-5}$$

[]	$AgCN_{(s)} \rightleftharpoons Ag_{(aq)}^+ + CN_{(aq)}^-$		
I	solido	-	-
C	(-s')	+x	+x
E	solido	x	x-y

[]	$CN_{(aq)}^- + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCN_{(aq)} + OH_{(aq)}^-$			
I	x		-	$[OH^-]_{cost}$
C	-y		+y	+y
E	x-y		y	$[OH^-]_{cost}$

$$K_{PS} = x \cdot (x - y) = 1.2 \cdot 10^{-16}$$

$$K_b = \frac{y \cdot [OH^-]_{cost}}{x - y} = 1.6 \cdot 10^{-5}$$

$$pH = 9.00 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 5.00$$

$$[OH^-]_{cost} = 1.0 \cdot 10^{-5}$$

$$\begin{cases} x \cdot (x - y) = 1.2 \cdot 10^{-16} \\ \frac{y \cdot 1.0 \cdot 10^{-5}}{x - y} = 1.6 \cdot 10^{-5} \end{cases}$$

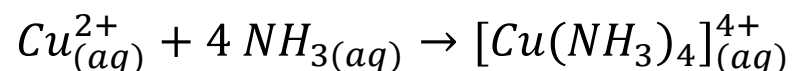
$$x = 1.8 \cdot 10^{-8} \quad y = 1.1 \cdot 10^{-8}$$

$$s = x = 1.8 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Composti di coordinazione

Gli ioni metallici formano **composti di coordinazione** (o **complessi**) in cui lo ione si lega con due o più molecole o ioni detti **leganti**.

Esempio: in presenza di ammoniaca, in una soluzione contenente ioni Cu^{2+} si formano ioni complessi $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$



Il legame tra lo ione e il legante è un legame covalente più o meno polare. I leganti sono basi di Lewis, gli ioni metallici si comportano da acidi di Lewis.

I metalli dei gruppi di transizione formano una grande varietà di complessi con leganti diversi. I metalli dei gruppi principali hanno scarsa tendenza a formare complessi.

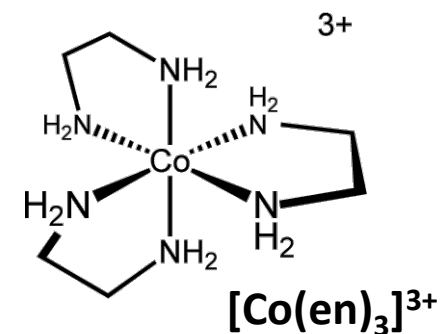
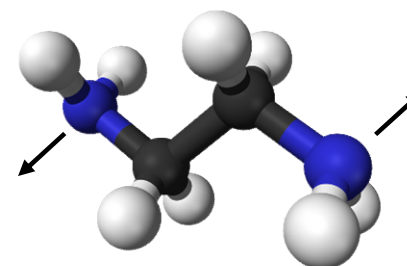
I complessi di coordinazione spesso presentano colori accesi e intensi.



Leganti

I leganti hanno proprietà diverse a seconda di:

1. **Carica** del legante: ci sono leganti neutri come H_2O , NH_3 e CO , oppure leganti anionici come OH^- , CN^- o Cl^- .
2. **Atomo donatore**: è l'atomo direttamente legato al metallo. Sono spesso atomi donatori gli atomi elettronegativi come O, N e Cl, ma anche quelli meno elettronegativi come C.
3. **Numero di atomi** legati al metallo: ci sono leganti monodentati (= con un solo atomo legato al metallo) come H_2O , NH_3 e CO , oppure leganti polidentati (= con più atomi direttamente legati al metallo) come $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$, etilendiammina (o en).
4. I leganti polidentati possono essere chelanti (= formano più legami con lo stesso ione metallico) oppure a ponte (= legano 2 ioni metallici).

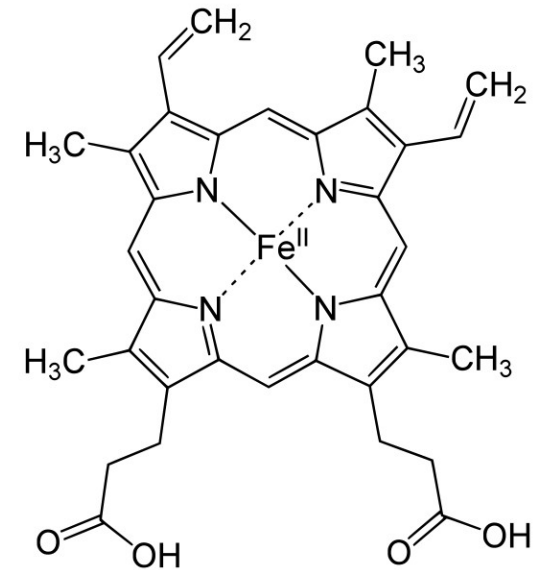
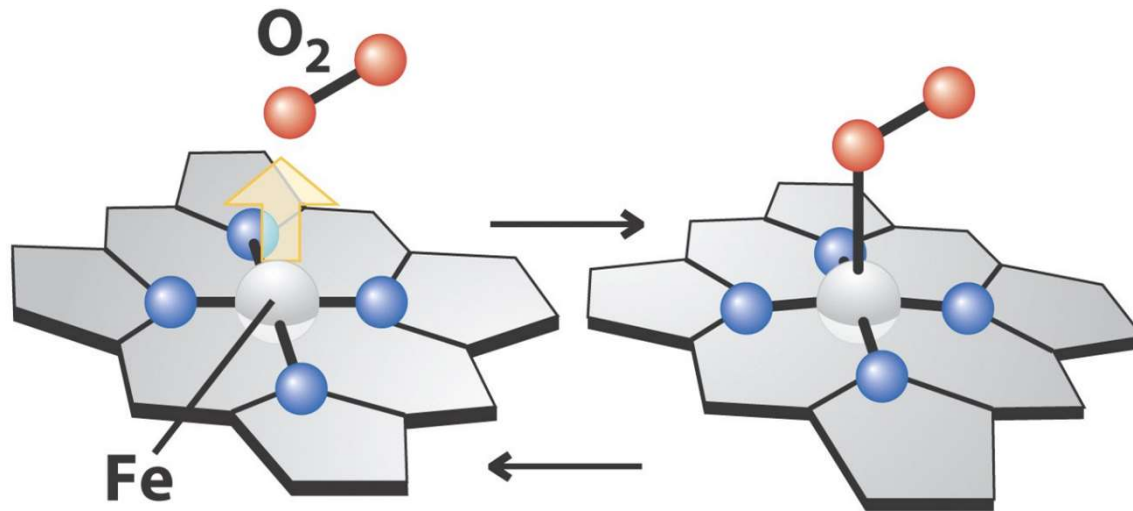


Leganti macrociclici

I leganti macrociclici sono leganti con un elevato numero di atomi che si legano ad uno ione metallico. Sono importanti dal punto di vista biologico.

Ad esempio: il gruppo eme, gruppo prostetico dell'emoglobina, è un legante macrociclico.

Lo ione ferro presente nell'emoglobina è coordinato a 4 atomi di azoto del gruppo eme (4) e un atomo di azoto di un'amminoacido (istidina) della proteina (emoglobina) (1).



Inoltre, lega una molecola di ossigeno O_2 per trasportarla dai polmoni ai tessuti (1).

Numero di coordinazione: 6

Numero di coordinazione e geometria del complesso

Il **numero di coordinazione (NC)** è:

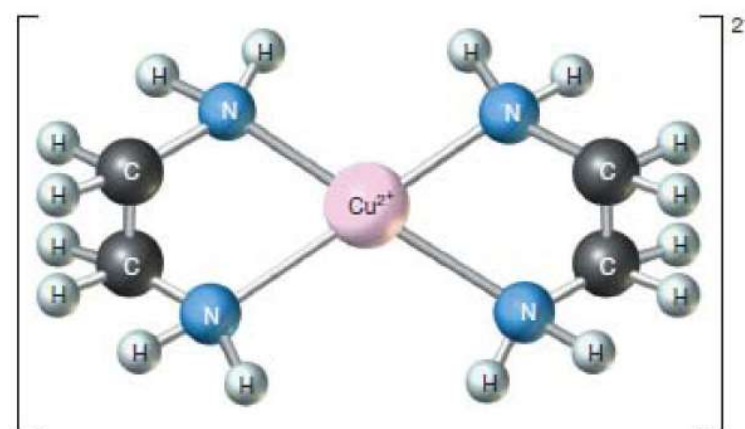
- *Per leganti monodentati*, è il numero di leganti legati al metallo
- *Per leganti polidentati*, è il numero di atomi del legante che si legano al metallo.

Esempio: per il complesso $[Cu(en)_2]^{2+}$, il numero di coordinazione è 4.

Per i metalli di transizione, si trovano complessi con numeri di coordinazione da 2 a 8.

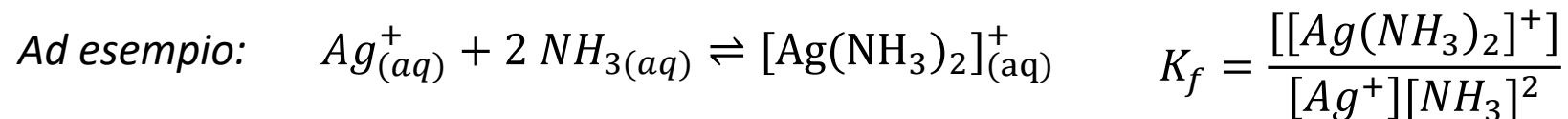
La **geometria del complesso** dipende dal numero di coordinazione e dalla proprietà di legante e metallo:

- *NC 2: complessi lineari*
- *NC 3 (raro): complessi trigonali planari*
- *NC 4: complessi tetraedrici oppure planari quadrati*
- *NC 5: complessi a bpiramide trigonale oppure a piramide a base quadrata*
- *NC 6: complessi ottaedrici*
- *NC 7 (raro): varie geometrie, tra cui bpiramide pentagonale*
- *NC 8 (complessi di lantanidi): varie geometrie, tra cui cubica*



Costanti di formazione di complessi

La formazione dei complessi di coordinazione è una reazione reversibile, regolata dalla **costante di formazione K_f** .



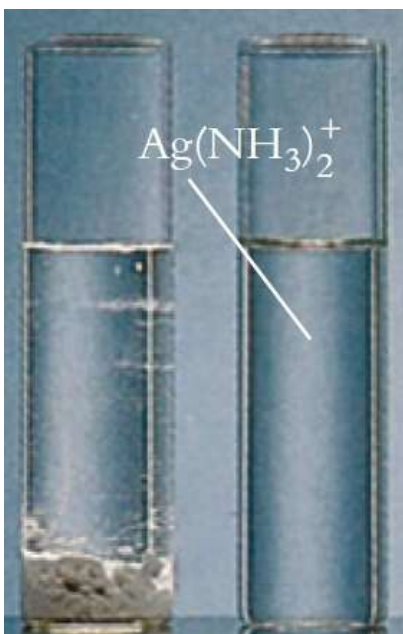
Le costanti di formazione hanno generalmente valori alti:

TABLE 11.5 Formation Constants in Water at 25°C

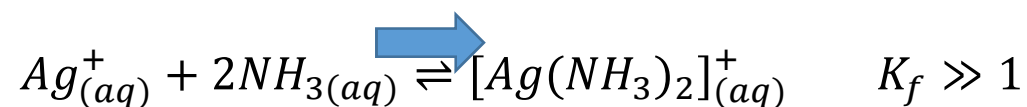
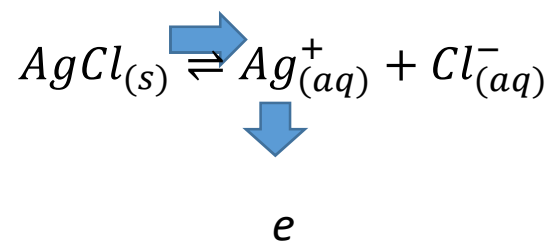
Equilibrium	K_f
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-(\text{aq})$	5.6×10^8
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2 \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+(\text{aq})$	1.6×10^7
$\text{Au}^+(\text{aq}) + 2 \text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Au}(\text{CN})_2^-(\text{aq})$	2.0×10^{38}
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq})$	1.2×10^{13}
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HgCl}_4^{2-}(\text{aq})$	1.2×10^5
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 6 \text{CN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}(\text{aq})$	7.7×10^{36}
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 6 \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}(\text{aq})$	5.6×10^8

Equilibri con ioni complessi

La formazione di complessi sottrae ioni metallici all'equilibrio di dissoluzione del sale, favorendo la reazione di dissoluzione.



Nella figura: il sale poco solubile AgCl, può essere portato in soluzione per aggiunta di NH_3 , grazie alla formazione di $[Ag(NH_3)_2]^+$:



L'elevata costante di formazione del complesso contribuisce a «sequestrare» gli ioni metallici dalla soluzione e solubilizzare il precipitato.

Esempio: Una quantità pari a 0.10 mol di $AgNO_3$ viene sciolta in 1.00 L di NH_3 1.00 M. Si forma lo ione complesso $[Ag(NH_3)_2]^+$, con costante di formazione pari a $1.6 \cdot 10^7$. Se a questa soluzione si aggiungono 0.010 mol di $NaCl$, avviene la precipitazione di $AgCl$? ($K_{ps} = 1.8 \cdot 10^{-10}$)



$$[NH_3] = 1.00 \text{ M} \quad n_{NH_3,i} = M \cdot V = 1.00 \text{ mol}$$

$$n_{[Ag(NH_3)_2]^+} = 0.10 \text{ mol} \quad [[Ag(NH_3)_2]^+] = 0.10 \text{ mol/L}$$

$$n_{NH_3,res} = n_{NH_3,i} - 2 n_{Ag^+} = 0.80 \text{ mol} \quad [NH_3]_f = 0.80 \text{ mol/L}$$

[]	$[Ag(NH_3)_2]^+_{(aq)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + 2 NH_{3(aq)}$		
I	0.10 mol/L	-	0.80 mol/L
C	-x	+x	+2x
E	≈0.10	x	≈0.80

Per quantificare gli ioni Ag^+ liberi in soluzione, considero l'equilibrio di dissociazione del complesso, con costante: $K = 1/K_f = 6.2 \cdot 10^{-8}$

$$K = \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}{[[Ag(NH_3)_2]^+]} = \frac{x(0.8)^2}{0.1}$$

$$[Ag^+] = 9.7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$



$$K_{PS} = 1.8 \cdot 10^{-10}$$

$Q < K_{PS}$ Non si forma un precipitato!