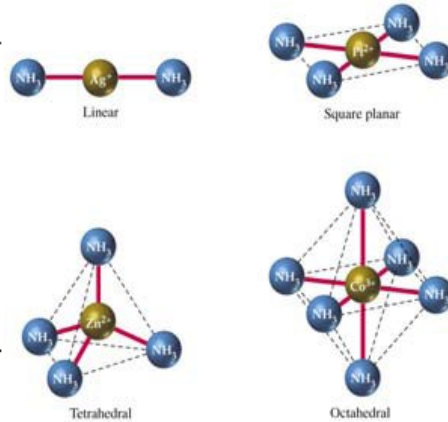




Exemples

2	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{CuCl}_2]^-$
3	$[\text{HgI}_3]^-$
4	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$
5	$[\text{Ni}(\text{CN})_5]^{3-}$, $\text{Fe}(\text{CO})_5$
6	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
7	$[\text{ZrF}_7]^{3-}$
8	$[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$



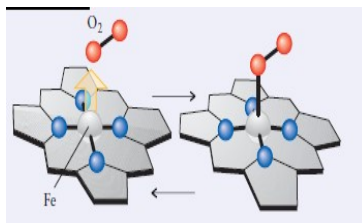
IC

Índex de Coordinació:

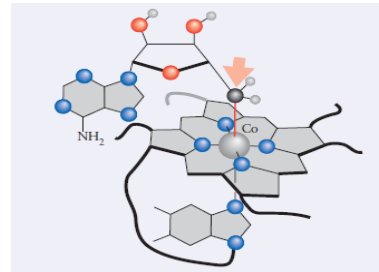
Depèn del número d' orbitals lliures que tingui l'àtom central metàl·lic i coincideix amb el número d'enllaços coordinats que es capaç de fixar el lligand.



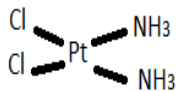
Aplicacions dels compostos de coordinació



Hemoglobina



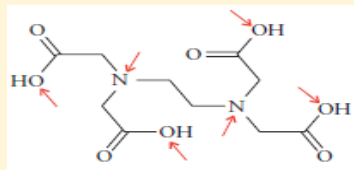
Cobalamina (vitamina B12)



Cisplatí (Quimioteràpia)

Mineria

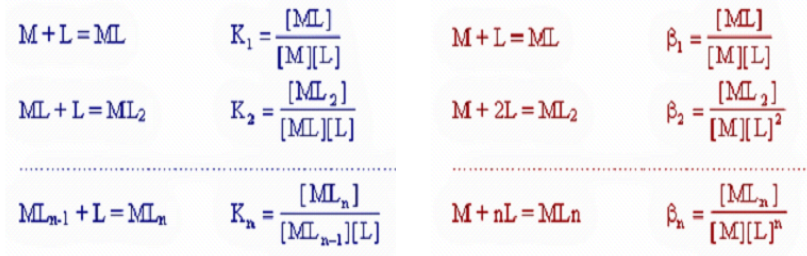
Extracció de metalls preciosos
 $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$



Agent quelant de metalls (sal sòdica de l'EDTA)

8.4 Complexació i solubilitat

- Equilibris de formació de complexos. Constants d'estabilitat i de formació.



K_i cts de formació
parcials o esgraonades

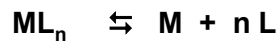
β_i cts d'estabilitat totals

Estàn relacionades per: $\beta_k = K_1 K_2 \dots K_k$

8.4 Complexació i solubilitat

- Equilibris de formació de complexos. Constants d'inestabilitat.

Trencament del complex produint l'ió metàl·lic i els lligands



$$K_i = 1/\beta_n = [M][L]^n / [ML_n]$$

Si els complexos són estables els valors de les K_i són molt baixos

8.4 Complexació i solubilitat

Exercici 8.42. Les constants d'estabilitat successives per a la formació d'alguns complexos de Ni^{2+} es mostren a continuació:

	K_1	K_2	K_3	K_4	K_5	K_6
NH_3	500	130	40	12	4	0.8
en	2×10^7	1.2×10^6	1.6×10^4			

en = etilendiamina

Calculeu les constants d'estabilitat globals pels complexos $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, i $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$. Calculeu la constant d'instabilitat pel complex $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Quin dels dos complexos $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ o $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$ és més estable?

$$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}, \beta = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \cdot K_4 = 500 \times 130 \times 40 \times 12 = 3,12 \cdot 10^7$$

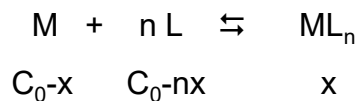
$$[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}, \beta = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = (2 \cdot 10^7) (1.2 \cdot 10^6) (1.6 \cdot 10^4) = 3,84 \cdot 10^{17}$$

$$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \quad K_i = 1/\beta = 1/(9,98 \cdot 10^7) = 1 \cdot 10^{-8}$$

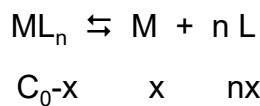
És més estable el complex $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$

8.4 Complexació i solubilitat

- Equilibris de complexació. Estabilitat dels complexos
- Càlcul de les concentracions de les espècies involucrades



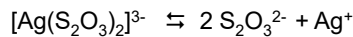
$$\beta_n = \frac{[\text{ML}_n]}{[\text{M}][\text{L}]^n}$$



$$K_i = \frac{[\text{M}][\text{L}]^n}{[\text{ML}_n]}$$

8.4 Complexació i solubilitat

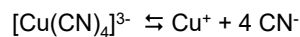
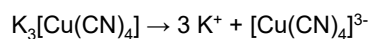
Exercici 8.44. Calculeu la concentració de l'ió $S_2O_3^{2-}$ i de Ag^+ en una dissolució 0,2 M de $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ en què la K_i ($[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$) = $3,5 \cdot 10^{-14}$.



$$0,2 - x \qquad 2x \qquad x \qquad K_i = 3,5 \cdot 10^{-14} = \frac{x(2x)^2}{(0,2-x)} = 4x^3 / 0,2$$

$$x = \sqrt[3]{1,75 \cdot 10^{-15}} = 1,20 \cdot 10^{-5} = [Ag^+] \quad ; \quad [S_2O_3^{2-}] = 2,40 \cdot 10^{-5} M$$

Exercici 8.45. En una dissolució aquosa 0,1 M de $K_3[Cu(CN)_4]$ la concentració de Cu^+ és $4,55 \cdot 10^{-7} M$. Calculeu la constant d'instabilitat del complex.



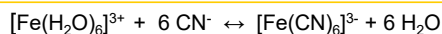
$$0,1 - x \qquad x \qquad 4x \qquad x = [Cu^+] = 4,55 \cdot 10^{-7} M$$

$$K_i = \frac{(4,55 \cdot 10^{-7})(4,455 \cdot 10^{-7})^4}{(0,1 - 4,55 \cdot 10^{-7})} = 4,99 \cdot 10^{-29}$$

8.4 Complexació i solubilitat

Exercici 2. Tercera prova. Curs 2011-2012.

R-2) (10 punts) L'ió cianur és tòxic perquè forma complexos estables amb el ferro de determinades proteïnes. Per a estudiar l'efecte tòxic del cianur, un bioquímic barreja 25 mL de l'ió hexaaquaferro(III) de concentració $3,1 \cdot 10^{-2} M$ amb 35 mL de cianur sòdic 1,5 M. Calcular la concentració d'ió hexaaquaferro(III) a l'equilibri. Se sap que la constant de formació de l'anió hexacianoferrat (III) a partir del hexaaquaferro (III) i de ions cianur és $4 \cdot 10^{43}$.



$$K_f = 4 \cdot 10^{43} = [Fe(CN)_6^{3-}] / [Fe(H_2O)_6^{3+}] [CN^-]^6$$

$$[Fe(H_2O)_6^{3+}] \text{ inicial} = 25 \cdot 10^{-3} \cdot 3,1 \cdot 10^{-2} / (25+35) \cdot 10^{-3} = 0,0129 M$$

$$[CN^-] \text{ inicial} = 35 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 / (25+35) \cdot 10^{-3} = 0,875 M$$

$$\text{Balanç de Fe: } 0,0129 M = [Fe(H_2O)_6^{3+}] + [Fe(CN)_6]^{3-} \\ [Fe(CN)_6]^{3-} \approx 0,0129 M$$

$$\text{Balanç de CN: } 0,875 = [CN^-] + 6 [Fe(CN)_6]^{3-} = [CN^-] + 6 \cdot 0,0129 \quad [CN^-] = 0,7976 M$$

$$K_f = 4 \cdot 10^{43} = [Fe(CN)_6^{3-}] / ([Fe(H_2O)_6^{3+}] [CN^-]^6) = 0,0129 / ([Fe(H_2O)_6^{3+}] (0,7976)^6)$$

$$[Fe(H_2O)_6^{3+}] = 1,25 \cdot 10^{-45} M$$

8.4 Complexació i solubilitat

8.4.1. Equilibris de complexació – estabilitat dels complexos

8.4.1.1. Formació de complexos. Constants d'estabilitat i formació

8.4.1.2. Càlcul de les concentracions de les espècies involucrades

8.4.2. Solubilitat i producte de solubilitat

8.4.2.1. Producte de solubilitat K_{ps} del solut

8.4.2.2. Predicció de la precipitació

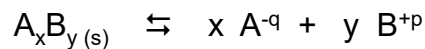
8.4.2.3. Concepte de solubilitat

8.4.2.4. Relació entre solubilitat i producte de solubilitat

8.4.2.5. Factors que afecten la solubilitat

8.4 Complexació i solubilitat

• Solubilitat i producte de solubilitat



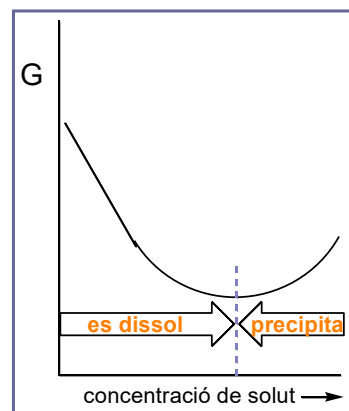
$$K_{ps} = [A^{-q}]^x \cdot [B^{+p}]^y$$



IMPORTANT: per dissolucions saturades

• Predicció de la precipitació

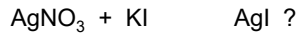
- $Q_{ps} < K_{ps}$ ➡ no precipita
- $Q_{ps} > K_{ps}$ ➡ precipita
- $Q_{ps} = K_{ps}$ ➡ punt de saturació



8.4 Complexació i solubilitat

- Equilibri de solubilitat. Predicció de la precipitació

Exercici 8.46. S'afegeixen tres gotes (considereu que una gota equival a 0,05 mL) de KI 0,20 M a 100 mL d'una dissolució d' AgNO₃ 0,010 M. Es formarà precipitat de iodur de plata (K_{ps} = 8,5x10⁻¹⁷)?



$$[\text{I}^-] = (0,15 \text{ mL} \cdot 0,20 \text{ M}) / 100,15 \text{ mL} = 2,99 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = (100 \text{ mL} \cdot 0,010 \text{ M}) / 100,15 \text{ mL} = 9,98 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Producte iònic, $\text{PI} = [\text{I}^-] \cdot [\text{Ag}^+] = 2,98 \cdot 10^{-6}$ comparar amb $\text{Kps} = 8,5 \cdot 10^{-17}$

$$\text{PI} > \text{Kps}$$

precipita AgI

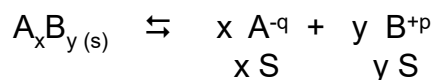
8.4 Complexació i solubilitat

- Solubilitat i producte de solubilitat

- Concepte de solubilitat

La concentració de la dissolució saturada (en quantitat de compost dissolt), expressada en mols/L o g/100 mL, a una temperatura determinada.

- Relació entre la solubilitat i el producte de solubilitat



$$K_{ps} = [\text{A}^{+q}]^x \cdot [\text{B}^{+p}]^y$$

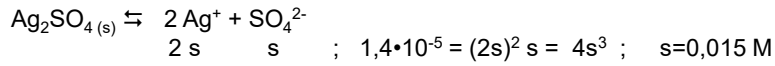
$$K_{ps} = [x\text{S}]^x \cdot [y\text{S}]^y$$

$$S = (x + y) \sqrt{\frac{K_{ps}}{x^x y^y}}$$

8.4 Complexació i solubilitat

- Solubilitat i producte de solubilitat

Exercici 8.47. El producte de solubilitat del sulfat de plata, Ag_2SO_4 , és $1,4 \cdot 10^{-5}$. Estimeu la solubilitat molar de la sal.



Exercici 8.48.

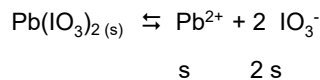
- a) El producte de solubilitat del AgCl és $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ i el del AgBr és $K_{ps}(\text{AgBr}) = 5,0 \cdot 10^{-13}$. Quina de les dues sals és més soluble en aigua?
- b) El producte de solubilitat del Ag_2CrO_4 és $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-12}$. És aquesta sal menys soluble que el AgCl ?

a) $S(\text{AgCl}) = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$; $S(\text{AgBr}) = \sqrt{5,0 \cdot 10^{-13}} = 7,07 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

més soluble AgCl

b) $1,1 \cdot 10^{-12} = (2s)^2 s = 4s^3$; $S = 6,50 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ és més soluble el Ag_2CrO_4

Exercici 8.49. La solubilitat molar del iodat de plom(II), $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$, a 25°C és $4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$. Determineu el valor de K_{ps} per al iodat de plom(II).



$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3 = 4 \times (4,0 \cdot 10^{-5})^3 = 2,56 \cdot 10^{-13}$$

8.4 Complexació i solubilitat

Substància	Fòrmula	K_{ps} (25° C)
Hidroxid d'alumini	$Al(OH)_3$	$2,0 \cdot 10^{-32}$
Carbonat de bari	$BaCO_3$	$5,1 \cdot 10^{-9}$
Cromat de bari	$BaCrO_4$	$1,2 \cdot 10^{-10}$
Iodat de bari	$Ba(IO_3)_2$	$1,57 \cdot 10^{-9}$
Oxalat de bari	BaC_2O_4	$2,3 \cdot 10^{-8}$
Sulfat de bari	$BaSO_4$	$1,3 \cdot 10^{-10}$
Carbonat de cadmi	$CdCO_3$	$2,5 \cdot 10^{-14}$
Hidroxid de cadmi	$Cd(OH)_2$	$5,9 \cdot 10^{-15}$
Sulfur de cadmi	CdS	$2,0 \cdot 10^{-28}$
Carbonat de calci	$CaCO_3$	$4,8 \cdot 10^{-9}$
Sulfat de calci	$CaSO_3$	$2,6 \cdot 10^{-5}$
Hidroxid de Zenc	$Zn(OH)_2$	$1,2 \cdot 10^{-17}$
Sulfur de Zenc	ZnS	$4,5 \cdot 10^{-24}$
Bromur de coure (I)	$CuBr$	$4,2 \cdot 10^{-9}$
Clorur de coure (I)	$CuCl$	$1,2 \cdot 10^{-6}$
Iodur de coure (I)	CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Hidroxid de coure (II)	$Cu(OH)_2$	$1,6 \cdot 10^{-19}$
Sulfur de coure (II)	CuS	$1,57 \cdot 10^{-9}$
Hidroxid de ferro (II)	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-10}$

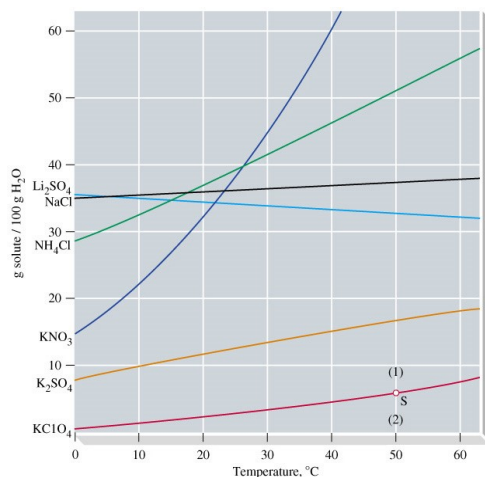
Substància	Fòrmula	K_{ps} (25° C)
Sulfur de ferro (II)	FeS	$2,5 \cdot 10^{-14}$
Hidroxid de ferro (III)	$Fe(OH)_3$	$5,9 \cdot 10^{-15}$
Carbonat de magnesi	$MgCO_3$	$9,0 \cdot 10^{-8}$
Hidroxid de magnesi	$Mg(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-28}$
Hidroxid de manganès (II)	$Mn(OH)_2$	$4,9 \cdot 10^{-11}$
Sulfur de manganès (II)	MnS	$2,3 \cdot 10^{-9}$
Bromur de mercuri (I)	$HgBr$	$2,6 \cdot 10^{-5}$
Clorur de mercuri (I)	$HgCl$	$1,2 \cdot 10^{-17}$
Iodur de mercuri (I)	HgI	$7,5 \cdot 10^{-9}$
Bromur de plata	$AgBr$	$4,2 \cdot 10^{-9}$
Carbonat de plata	$AgCO_3$	$8,1 \cdot 10^{-12}$
Clorur de plata	$AgCl$	$1,8 \cdot 10^{-10}$
Cromat de plata	Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Sulfur de plata	Ag_2S	$6,0 \cdot 10^{-50}$
Iodur de plata	AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$
Carbonat de plom	$PbCO_3$	$3,3 \cdot 10^{-14}$
Clorur de plom	$PbCl_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Hidroxid de plom	$Pb(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-16}$
Sulfur de plom	PbS	$7,0 \cdot 10^{-28}$

8.4 Complexació i solubilitat

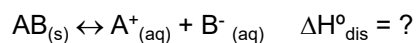
- Factors que afecten la solubilitat

1. Temperatura

Afecta a K_{ps} , atès que és una constant d'equilibri



Com ? \Rightarrow Equació de van't Hoff



- Si $\Delta H^\circ_{dis} > 0$ (endotèrmica)
 $\uparrow T : K_{ps} \uparrow \quad s \uparrow$

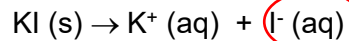
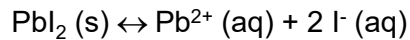
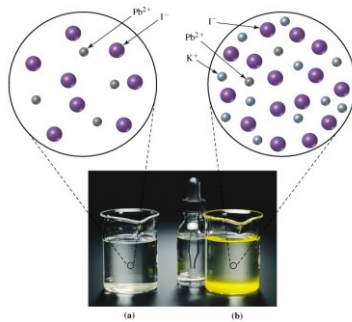
Si $\Delta H^\circ_{dis} < 0$ (exotèrmica)
 $\uparrow T : K_{ps} \downarrow \quad s \downarrow$

8.4 Complexació i solubilitat

- Factors que afecten la solubilitat

2. Ió comú

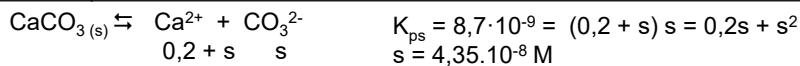
La solubilitat d'un compost iònic poc soluble **disminueix** en presència d'un segon solut que proporcioni un ió comú



Ió comú

$$\begin{aligned} s(\text{PbI}_2 \text{ en aigua}) &= 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ s(\text{PbI}_2 \text{ en } 0,1 \text{ M de KI}) &= 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ M} \end{aligned}$$

Exercici 8.50. Quina és la solubilitat molar aproximada del carbonat de calci ($K_{\text{ps}} = 8,7 \cdot 10^{-9}$) en $\text{CaCl}_2(\text{aq})$ 0,20 M?

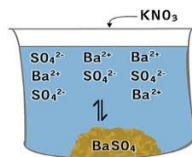


8.4 Complexació i solubilitat

- Factors que afecten la solubilitat

3. Ions no comuns (efecte salí)

La solubilitat d'un compost iònic poc soluble **augmenta** en presència d'ions no comuns (efecte salí)



Concentració efectiva = Concentració real * γ

$$a_x = \gamma c / c^0 \quad 0 \leq \gamma \leq 1$$

Exercici 8.51 Calculeu la solubilitat del clorur de plata ($K_{\text{ps}} = 1,1 \cdot 10^{-10}$) en aquests dos casos: a) en aigua pura i b) en una solució de nitrat potàssic 0,1 M.

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2 \quad \log \gamma_i = \frac{-0,51 z_i^2 \sqrt{I}}{1 + \alpha_i \sqrt{I} / 305}$$

Dades: $\alpha_{\text{Ag}^+} = 250 \text{ pm}$ $\alpha_{\text{Cl}^-} = 300 \text{ pm}$

$$I = 0,1 \text{ M} \quad \text{aplicant la fórmula} \quad \gamma_{\text{Ag}} = 0,745 \quad \gamma_{\text{Cl}} = 0,753$$

$$\text{a) } s(\text{AgCl}) = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

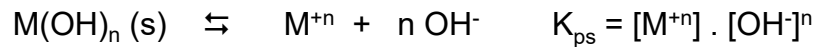
$$\text{b) } 1,1 \cdot 10^{-10} = (s \cdot 0,745)(s \cdot 0,753) \quad ; \quad s = 1,40 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

8.4 Complexació i solubilitat

- Factors que afecten la solubilitat

4. pH

a) **Hidròxids poc solubles:** un canvi en el pH afecta directament la $[\text{OH}^-]$



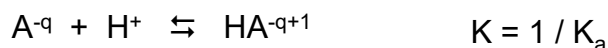
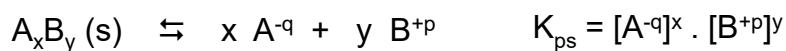
- Si hi addicionem un hidròxid soluble (base forta) tindrem un simple efecte de ió comú que disminuirà la solubilitat.
- Si hi addicionem una base feble, disminuirà la solubilitat també però caldrà considerar dos equilibris simultanis.
- Si hi addicionem una substància àcida, augmentarà la solubilitat perquè eliminarem ions hidroxil del medi mitjançant una reacció de neutralització (suspensió $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en aigua és un antiàcid anomenat llet de magnèsia)

8.4 Complexació i solubilitat

- Factors que afecten la solubilitat

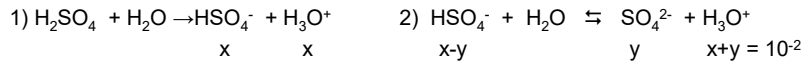
4. pH

b) Compost on l'**anió o el catió tenen propietats àcid-base** (principalment que involucren l'anió):



Exemple resolt pàgina 81 llibret pdf. El producte de solubilitat del BaCrO_4 és $2,0 \cdot 10^{-10}$. Si l'àcid cròmic és fort en la seva primera dissociació i té una $K_a = 3,2 \cdot 10^{-7}$ per la segona, a) calculeu la solubilitat del BaCrO_4 en aigua i b) la solubilitat en una solució d'àcid clorhídric 3,0 M.

Exemple: La primera ionització del H_2SO_4 és completa . La K_{a2} del H_2SO_4 és $1,1 \cdot 10^{-2}$ i el K_{ps} del BaSO_4 és $1,0 \cdot 10^{-10}$. Quants mols de BaSO_4 es solubilitzen a $\text{pH} = 2$?



$$1,1 \cdot 10^{-2} = 10^{-2} \cdot y / (x-y) = 10^{-2} \cdot y / (10^{-2} - 2y)$$

$$y = 3,43 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{SO}_4^{2-}]$$



$$[\text{Ba}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-10} / 3,43 \cdot 10^{-3} = 3,20 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

8.4 Complexació i solubilitat

- Factors que afecten la solubilitat

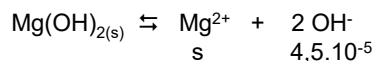
4. pH

- c) En el cas de tenir una **solució reguladora (tampó)**:

Exercici 8.52. Determineu la solubilitat molar del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-11}$) en una dissolució que és alhora 0,25 M en NH_3 i 0,10 M en NH_4Cl . Se sap que $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,10 [\text{OH}^-]}{0,25} \quad [\text{OH}^-] = 4,5 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Alternativa: } \text{pH} = 9,26 + \log \frac{0,25}{0,1} = 9,64 ; \quad \text{pOH} = 4,36 ; \quad [\text{OH}^-] = 4,5 \cdot 10^{-5}$$



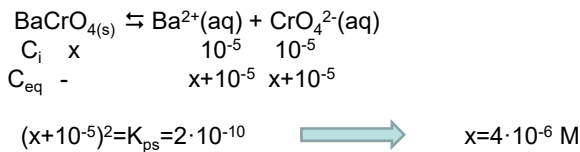
$$S = (1,8 \cdot 10^{-11}) / (4,5 \cdot 10^{-5})^2 = 8,89 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

8.4 Complexació i solubilitat

Exercici 2. Tercera prova. Curs 2010-2011.

R-2) (5 punts) A 25 °C el K_{ps} del cromat de bari ($BaCrO_4$) és $2 \cdot 10^{-10}$. Una solució aquosa a 25 °C és 10^{-5} M en aquesta sal. Calcular (en unitats de mol L^{-1}) quanta sal encara es pot afegir a aquesta temperatura fins arribar al punt de saturació (sense que precipiti).

a) De manera sistemàtica, plantejant l'equilibri i l'equació corresponent:



b) Per la via alternativa

$s = \sqrt{2 \cdot 10^{-10}} = 1.4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. És a dir, igual a $1 \cdot 10^{-5} \text{ M} + 0.4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.
 Atès que la solució ja és $1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, li falta encara $0.4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ per assolir el punt de saturació.
 Conseqüentment es poden afegir encara $4 \cdot 10^{-6} \text{ mols L}^{-1}$.

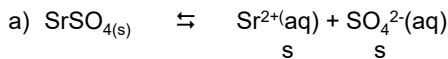
8.4 Solubilitat i complexació

Exercici 7. Recuperació. Curs 2011-2012.

7) (10 punts) A 25°C el producte de solubilitat (K_{ps}) del sulfat d'estranci ($SrSO_4$) és de $7.6 \cdot 10^{-7}$. A aquesta mateixa temperatura el producte de solubilitat (K_{ps}) del fluorur d'estranci (SrF_2) és igual a $7.9 \cdot 10^{-10}$. Respon de manera breu i raonada a les qüestions que segueixen:

- Quina és la solubilitat molar del sulfat d'estranci en aigua pura a 25°C?
- Si s'addiciona una solució aquosa de $Sr(NO_3)_2$ lentament sobre 1L de solució que conté alhora 0.01 mols d'anions F^- i 0.50 mols d'anions SO_4^{2-} , quina sal precipitarà primer?

Nota: El $Sr(NO_3)_2$ és completament soluble i podeu assumir que no hi ha canvi en el volum de la solució en realitzar la seva addició.



A l'equilibri: $s = [Sr^{2+}] = [SO_4^{2-}]$; $K_{ps} = 7.6 \cdot 10^{-7} = [Sr^{2+}] [SO_4^{2-}] = s^2$
 $s = 8.72 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$, solubilitat molar del $SrSO_4$

b) concentració de Sr^{2+} necessària per tal que precipitin cada una de les sals:

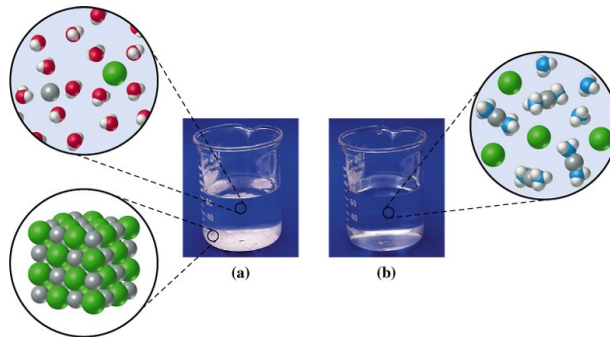
$$K_{ps} = [Sr^{2+}][F^-]^2 = 7.9 \cdot 10^{-10}; \quad 7.9 \cdot 10^{-10} = [Sr^{2+}] (0.01)^2 \quad \longrightarrow \quad [Sr^{2+}] = 7.9 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$K_{ps} = [Sr^{2+}][SO_4^{2-}] = 7.6 \cdot 10^{-7}; \quad 7.6 \cdot 10^{-7} = [Sr^{2+}] (0.50) \quad \longrightarrow \quad [Sr^{2+}] = 1.52 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

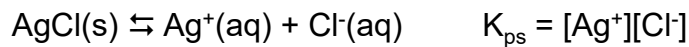
Donat que la concentració d'estranci per a què comenci a precipitar el sulfat d'estranci és menor que la necessària per a què comenci a precipitar el fluorur d'estranci ($1.52 \cdot 10^{-6} \text{ M} < 7.9 \cdot 10^{-6} \text{ M}$), el $SrSO_4$ precipitarà primer.

8.4 Solubilitat i complexació

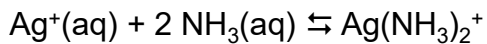
- Factors que afecten la solubilitat: formació de complexos.



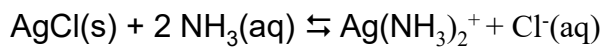
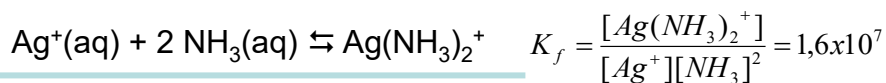
4. Formació d'ions complexos.



Si adicionem un lligand que pot formar un complex amb l'ió metàl·lic:



L'equilibri de solubilitat es desplaça a la dreta incrementant-se la solubilitat del AgCl.

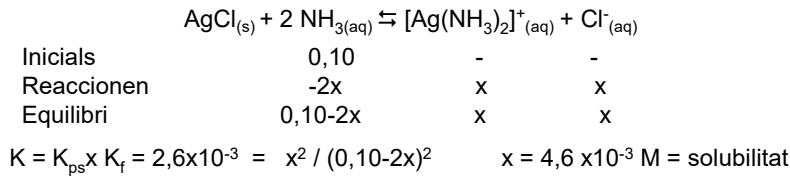


$$K = K_{ps} \times K_f = 2,6 \times 10^{-3}$$

8.4 Solubilitat i complexació

- Factors que afecten la solubilitat: formació de complexos.

Exercici: Calculeu la solubilitat molar del AgCl ($K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-10}$) en una solució d'amoníac 0,10 M, sabent que $\beta ([Ag(NH_3)_2]^+) = 1,6 \cdot 10^7$.



Exercici: Calculeu el nombre de mols d'amoníac que cal addicionar a 1L d'aigua per a dissoldre 0,01 mols de AgCl. $K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-10}$; $\beta ([Ag(NH_3)_2]^+) = 1,6 \cdot 10^7$.

$$[Cl^-] = [Ag^+] = 0,01 \text{ M} \quad [Ag^+]_{tot} = 0,01 \text{ M} = [Ag^+] + [Ag(NH_3)_2]^+ \quad [Ag(NH_3)_2]^+ \sim 0,01 \text{ M}$$

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 1,6 \times 10^{-10}; \quad [Ag^+] = 1,6 \cdot 10^{-10} / 0,01 = 1,6 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$K_f = \frac{[Ag(NH_3)_2]^+}{[Ag^+][NH_3]^2} = 1,6 \times 10^7 = 0,01 / (1,6 \cdot 10^{-8} [NH_3]^2); \quad [NH_3] = 0,19 \text{ M}$$

$$[NH_3]_{tot} = [NH_3] + 2 [Ag(NH_3)_2]^+ = 0,19 + 2 (0,01) = 0,21 \text{ M}$$

8.4 Solubilitat i complexació

- Factors que afecten la solubilitat: formació de complexos.

Exercici: Calculeu la solubilitat molar de l'hidròxid de ferro(III) ($K_{ps} = 4 \cdot 10^{-38}$) en una dissolució d'oxalat sòdic ($Na_2C_2O_4$) 0,10 M, sabent que $\beta ([Fe(C_2O_4)_3]^{3-}) = 2 \cdot 10^{20}$.

Resposta: $4,15 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$