

Programma del corso

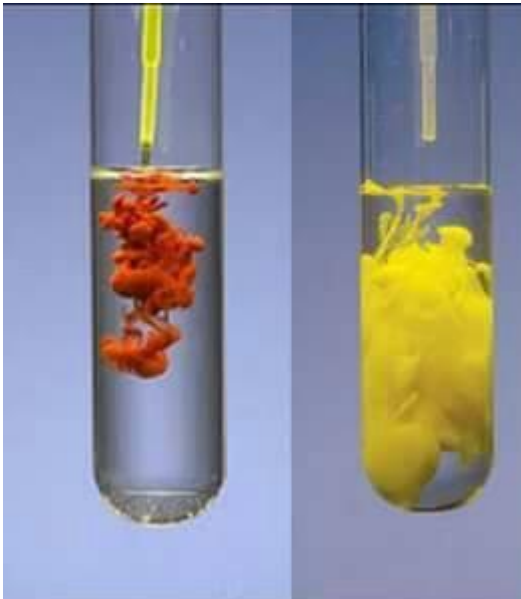
Lezioni frontali

- Introduzione al laboratorio chimico
- Classificazione e proprietà della materia
- Grandezze fisiche e misure, trattamento dati scientifici
- I composti inorganici
- Le reazioni chimiche
- Le soluzioni
- Il pH, acidi e basi
- Le soluzioni tampone
- Le titolazioni
- **Equilibri di solubilità**
- Tecniche di laboratorio



Contenuti

- Solubilità dei sali in acqua e prodotto di solubilità
- K_{ps} e solubilità molare
- Uso del quoziente di reazione per prevedere la formazione di precipitati
- Fattori che influenzano la solubilità



Equilibri di solubilità

Solubilità

Quantità massima di soluto che si può sciogliere in una data quantità di solvente

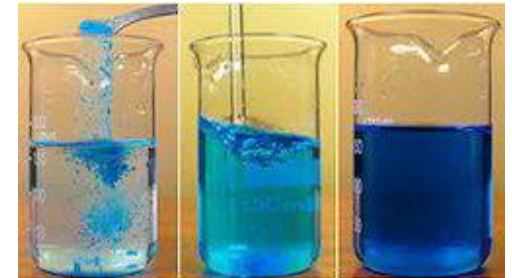
Solubilità in acqua



Saccarosio
2.15 kg/L



NaCl
358 g/L

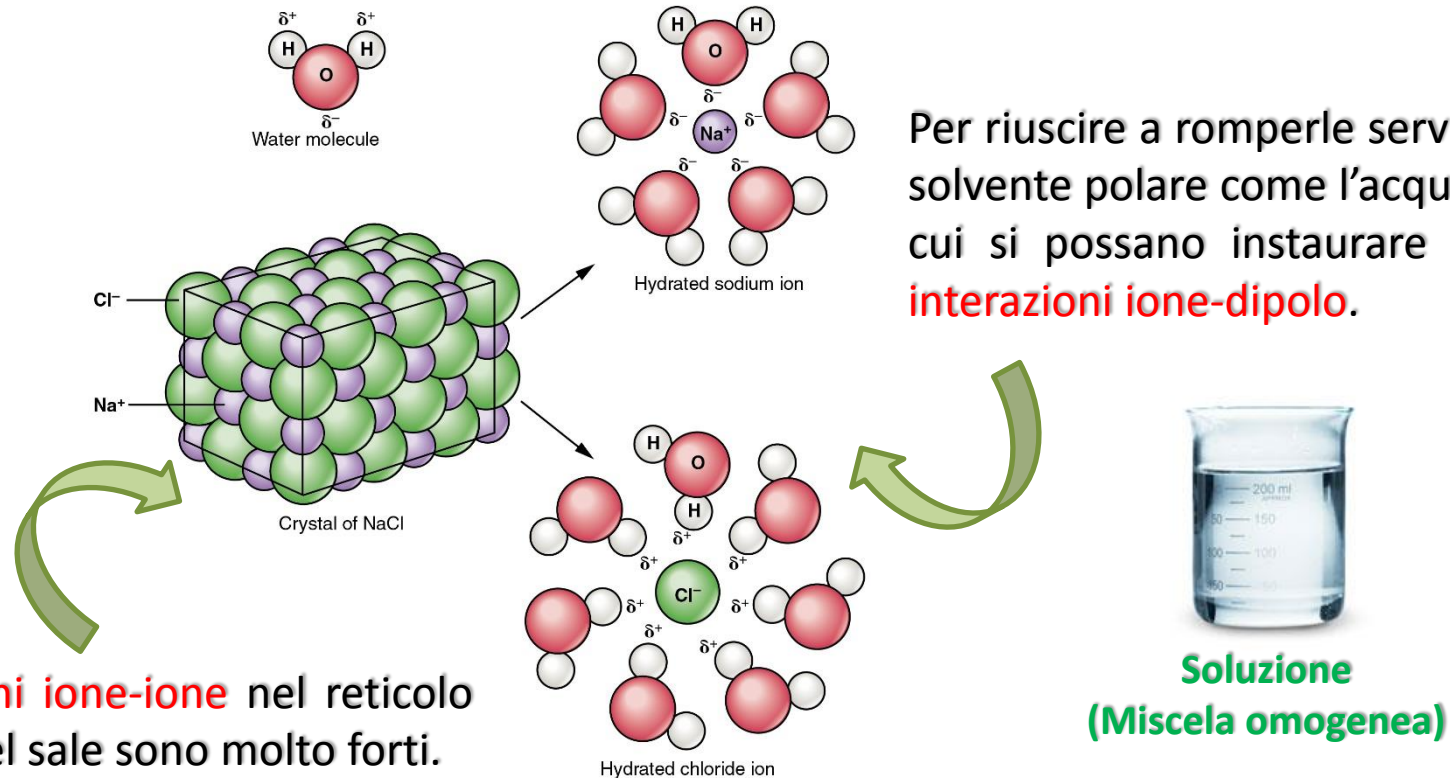


CuSO₄
316 g/L

Solubilità dei sali

Per avere una buona solubilità occorre che l'**interazione** tra le particelle di soluto e le molecole di solvente sia **più forte** delle interazioni tra le molecole di solvente e di soluto puri.

Dissoluzione sale in solvente polare



Le **interazioni ione-ione** nel reticolo cristallino del sale sono molto forti.

La maggior parte dei Sali sono solubili in acqua

Il simile scioglie il simile

Solubilità dei sali

Per avere una buona solubilità occorre che l'**interazione** tra le particelle di soluto e le molecole di solvente sia **più forte** delle interazioni tra le molecole di solvente e di soluto puri.

La maggior parte dei Sali sono solubili in acqua

Composti solubili				Composti insolubili	
<p>Quasi tutti i sali di Na^+, K^+, NH_4^+</p> <p>Sali dei nitrati, NO_3^- clorati, ClO_3^- perclorati, ClO_4^- acetati, CH_3CO_2^-</p>	<p>Quasi tutti i sali Cl^-, Br^-, I^-</p> <p>Eccezioni (non solubili) Alogenuri di Ag^+, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}</p>	<p>Composti contenenti F^-</p> <p>Eccezioni (non solubili) Fluoruri di Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}</p>	<p>Sali dei solfati, SO_4^{2-}</p> <p>Eccezioni (non solubili) Solfati di Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}, Ag^+</p>	<p>La maggior parte dei carbonati, CO_3^{2-} fosfati, PO_4^{3-} ossalati, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ cromati, CrO_4^{2-} solfuri, S^{2-}</p> <p>Eccezioni (solubili) Sali di NH_4^+ e dei catio- ni dei metalli alcalini</p>	<p>La maggior parte degli ossidi e idrossidi dei metalli</p> <p>Eccezioni (solubili) Idrossidi dei metalli alcali- ni e $\text{Ba}(\text{OH})_2$ e $\text{Sr}(\text{OH})_2$</p>

Solubilità dei sali in acqua

Solubilità:

Quantità massima di soluto che si può sciogliere in una data quantità di solvente ad una certa temperatura

Sali solubili

Si dissociano completamente negli ioni costituenti e vanno completamente in soluzione

Solubilità in acqua $> 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Sale	Solubilità ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ a $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
KCl	330
MgSO ₄	710
Ca(NO ₃) ₂	1220

Sali insolubili

Solo una piccola parte del sale si dissocia e va in soluzione, il resto rimane come solido

Solubilità in acqua $< 0.1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Sale	Solubilità ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ a $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
BaSO ₄	0.0024
AgCl	0.0019
CaCO ₃	0.014

Solubilità dei sali in acqua

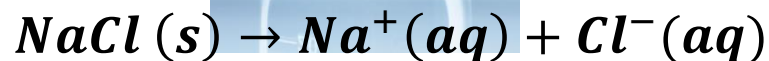
Solubilità:

Quantità massima di soluto che si può sciogliere in una data quantità di solvente ad una certa temperatura

Sali solubili

Si dissociano completamente negli ioni costituenti e vanno completamente in soluzione

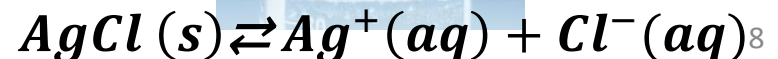
Solubilità in acqua $> 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$



Sali insolubili

Solo una piccola parte del sale si dissocia e va in soluzione, il resto rimane come solido

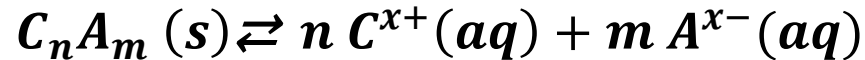
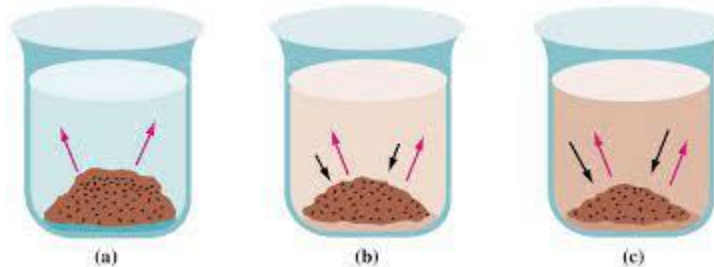
Solubilità in acqua $< 0.1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$



Prodotto di solubilità

Sali insolubili

Solo una piccola parte del sale si dissocia e va in soluzione, il resto rimane come solido: gli ioni in soluzione sono in equilibrio col solido



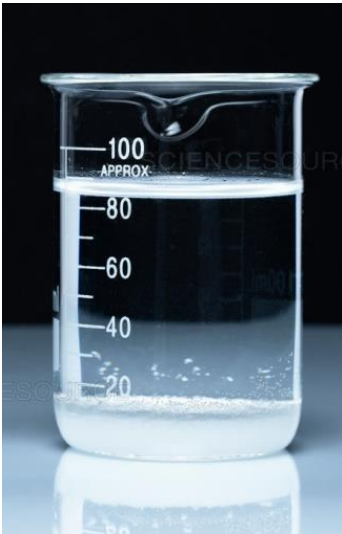
Equilibrio di solubilità

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

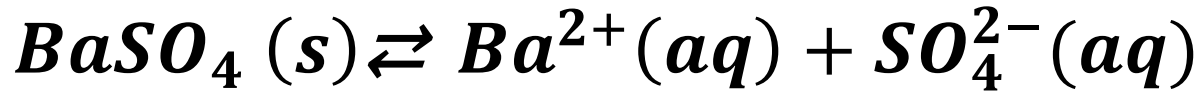
Costante del prodotto di solubilità

$[C^{x+}]$, $[A^{x-}]$, \rightarrow

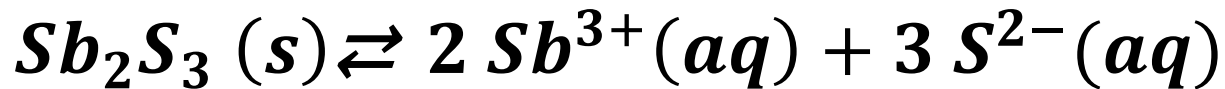
Concentrazioni molari all'equilibrio



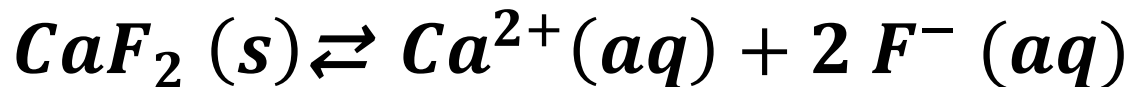
Prodotto di solubilità



$$\mathbf{K_{ps} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}$$



$$\mathbf{K_{ps} = [Sb^{3+}]^2 [S^{2-}]^3}$$



$$\mathbf{K_{ps} = [Ca^{2+}][F^-]^2}$$

Prodotto di solubilità

Maggiore è il valore della K_{ps} e più solubile è il sale

Tabella 1.1 Prodotti di solubilità di alcune sostanze

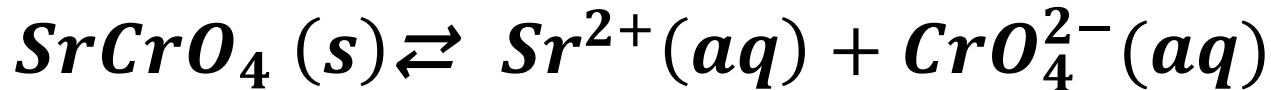
Composto	Formula	K_{ps}	Composto	Formula	K_{ps}
Perclorato di potassio	$KClO_4$	$1,05 \times 10^{-2}$	Bromuro di magnesio	$AgBr$	$7,7 \times 10^{-13}$
Fluoruro di litio	LiF	$1,84 \times 10^{-3}$	Idrossido di zinco	$Zn(OH)_2$	$1,8 \times 10^{-14}$ (a 20 °C)
Carbonato di litio	Li_2CO_3	$1,7 \times 10^{-3}$	Carbonato di piombo	$PbCO_3$	$3,3 \times 10^{-14}$ (a 18 °C)
Nitrato di argento	$AgNO_3$	$5,86 \times 10^{-4}$			
Bromato di bario	$Ba(BrO_3)_2$	$2,43 \times 10^{-4}$	Idrossido di manganese	$Mn(OH)_2$	4×10^{-14} (a 18 °C)
Solfato di calcio	$CaSO_4$	$4,93 \times 10^{-5}$	Idrossido ferroso	$Fe(OH)_2$	1×10^{-15}
Carbonato di magnesio	$MgCO_3$	$2,6 \times 10^{-5}$ (a 12 °C)	Cloruro di mercurio	$HgCl_2$	$2,6 \times 10^{-15}$
Cloruro di piombo	$PbCl_2$	$1,7 \times 10^{-5}$	Idrossido di piombo	$Pb(OH)_2$	1×10^{-16}
Solfato di argento	Ag_2SO_4	$1,2 \times 10^{-5}$	Ioduro di argento	AgI	$1,5 \times 10^{-16}$
Idrossido di calcio	$Ca(OH)_2$	$5,02 \times 10^{-6}$	Idrossido di cromo(II)	$Cr(OH)_2$	2×10^{-16}
Bicromato di argento	$Ag_2Cr_2O_7$	2×10^{-7}	Idrossido di nichel	$Ni(OH)_2$	$5,48 \times 10^{-16}$
			Solfuro ferroso	FeS	$3,7 \times 10^{-19}$ (a 18 °C)
Iodato di rame	$Cu(IO_3)_2$	$1,4 \times 10^{-7}$	Idrossido di rame(II)	$Cu(OH)_2$	$4,8 \times 10^{-20}$
Carbonato di calcio (calcite)	$CaCO_3$	$0,87 \times 10^{-8}$	Bromuro di mercurio	$HgBr_2$	8×10^{-20}
Solfato di piombo	$PbSO_4$	$1,06 \times 10^{-8}$ (a 18 °C)	Fosfato di alluminio	$AlPO_4$	$9,84 \times 10^{-21}$
Ioduro di piombo	PbI_2	$1,39 \times 10^{-8}$			

Prodotto di solubilità

Sapendo che la concentrazione di ioni cromato in una soluzione di cromato di stronzio è pari a $2.0 \cdot 10^{-3}$ M e che la K_{ps} del sale è $3.6 \cdot 10^{-5}$, determinare la concentrazione degli ioni stronzio in soluzione.

Prodotto di solubilità

Sapendo che la concentrazione di ioni cromato in una soluzione di cromato di stronzio è pari a $2.0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ e che la K_{ps} del sale è $3.6 \cdot 10^{-5}$, determinare la concentrazione degli ioni stronzio in soluzione.



$$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}] = 3.6 \cdot 10^{-5}$$

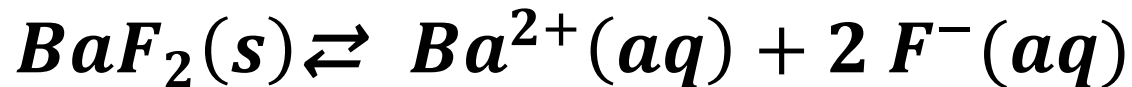
$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{CrO}_4^{2-}]} = \frac{3.6 \cdot 10^{-5}}{2.0 \cdot 10^{-3} \text{ M}} = 1.8 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Prodotto di solubilità

La concentrazione molare di ione bario in una soluzione satura di fluoruro di bario è $7.5 \cdot 10^{-3}$ M a 25 °C. Determinate la K_{ps} del sale a tale temperatura.

Prodotto di solubilità

La concentrazione molare di ione bario in una soluzione satura di fluoruro di bario è $7.5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Determinate la K_{ps} del sale a tale temperatura.



$$[\text{Ba}^{2+}] = 7.5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{F}^{-}] = 2 \cdot [\text{Ba}^{2+}] = 2 \cdot (7.5 \cdot 10^{-3} \text{ M}) = 1.5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

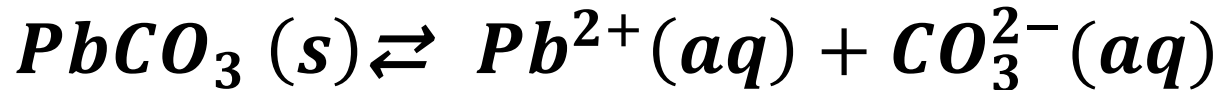
$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (7.5 \cdot 10^{-3} \text{ M})(1.5 \cdot 10^{-2} \text{ M})^2 = 1.7 \cdot 10^{-6}$$

Prodotto di solubilità

Sapendo che la K_{ps} del carbonato di piombo è $1.0 \cdot 10^{-13}$, determinare la solubilità molare del composto.

Prodotto di solubilità

Sapendo che la K_{ps} del carbonato di piombo è $1.0 \cdot 10^{-13}$, determinare la solubilità molare del composto.



$$K_{ps} = [Pb^{2+}][CO_3^{2-}] = 1.0 \cdot 10^{-13}$$

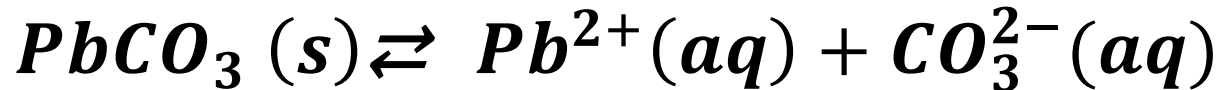
	$PbCO_3 (s)$	$\rightleftharpoons Pb^{2+} (aq)$	$+ CO_3^{2-} (aq)$
Inizio	/	0.00 M	0.00 M
Durante	/	+ x M	+ x M
Equilibrio	/	x M	x M

$$x = [Pb^{2+}] = [CO_3^{2-}] = S_{PbCO_3}$$

Solubilità molare $PbCO_3$

Prodotto di solubilità

Sapendo che la K_{ps} del carbonato di piombo è $1.0 \cdot 10^{-13}$, determinare la solubilità molare del composto.



	$PbCO_3 (s)$	$\rightleftharpoons Pb^{2+} (aq)$	$+ CO_3^{2-} (aq)$
Inizio	/	0.00 M	0.00 M
Durante	/	+ x M	+ x M
Equilibrio	/	x M	x M

$$x = [Pb^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s_{PbCO_3}$$

$$K_{ps} = (x)(x) = x^2 = 1.0 \cdot 10^{-13}$$

$$x = s_{PbCO_3} = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1.0 \cdot 10^{-13}} = 3.2 \cdot 10^{-7} M$$

Prodotto di solubilità

La **solubilità molare** del cromato d'argento Ag_2CrO_4 è $6.5 \cdot 10^{-5}$ M a 25°C .
Determinate la K_{ps} del sale a tale temperatura.

Prodotto di solubilità

La **solubilità molare** del cromato d'argento Ag_2CrO_4 è $6.5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
Determinate la K_{ps} del sale a tale temperatura.



	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq)$	$+ \text{CrO}_4^{2-}(aq)$
Inizio	/	0.00 M	0.00 M
Durante	/	+ 2x M	+ x M
Equilibrio	/	2x M	x M

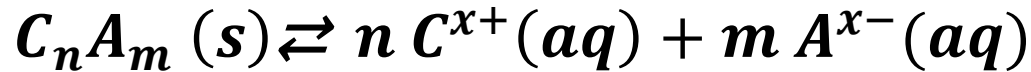
$$s_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = x = [\text{CrO}_4^{2-}] = 2 \cdot [\text{Ag}^+] = 6.5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = 2x = 2 \cdot s_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 2 \cdot (6.5 \cdot 10^{-5} \text{ M}) = 1.3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (1.3 \cdot 10^{-4} \text{ M})^2 (6.5 \cdot 10^{-5} \text{ M}) = 1.1 \cdot 10^{-12}$$

Prodotto di solubilità e quoziente di reazione

Data una reazione solubilizzazione ad un dato momento



$$Q = [C^{x+}]^n [A^{x-}]^m$$

a) $Q < K_{ps}$:

- La concentrazione degli ioni in soluzione è inferiore rispetto a quella all'equilibrio, dunque la reazione procederà verso destra (avverrà la reazione diretta) finché il sistema non raggiunge l'equilibrio: la soluzione **non è satura**.

b) $Q > K_{ps}$:

- La concentrazione degli ioni in soluzione è superiore rispetto a quella all'equilibrio, dunque la reazione procederà verso sinistra (avverrà la reazione inversa) finché il sistema non raggiunge l'equilibrio: la soluzione **è sovrasatura**.

c) $Q = K_{ps}$:

- Il sistema è all'equilibrio: la soluzione **è satura**

Esercizi

Sapendo che la K_{ps} del cromato di stronzio è $3.6 \cdot 10^{-5}$, determinare se si formerà precipitato quando 12.0 g di Na_2CrO_4 vengono aggiunti a 333 mL di $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ $4.5 \cdot 10^{-3}$ M.

Esercizi

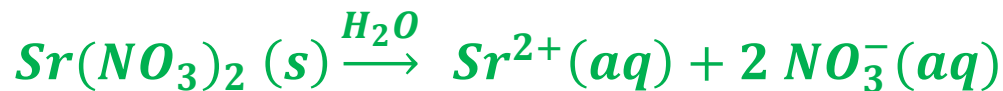
Sapendo che la K_{ps} del cromato di stronzio è $3.6 \cdot 10^{-5}$, determinare se si formerà precipitato quando 12.0 g di Na_2CrO_4 vengono aggiunti a 333 mL di $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ $4.5 \cdot 10^{-3}$ M.



$$\begin{aligned} PM_{\text{Na}_2\text{CrO}_4} &= (2 \cdot PA_{\text{Na}}) + PA_{\text{Cr}} + (4 \cdot PA_{\text{O}}) \\ &= (2 \cdot 22.98977 \text{ g/mol}) + 51.996 \text{ g/mol} + (4 \cdot 15.9994 \text{ g/mol}) = 161.973 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CrO}_4} = \frac{m}{PM} = \frac{12.0 \text{ g}}{161.973 \text{ g/mol}} = 0.0741 \text{ mol}$$

$$C_{\text{Na}_2\text{CrO}_4} = \frac{n}{V} = \frac{0.0741 \text{ mol}}{0.333 \text{ L}} = 0.222 \text{ M} = [\text{CrO}_4^{2-}]$$



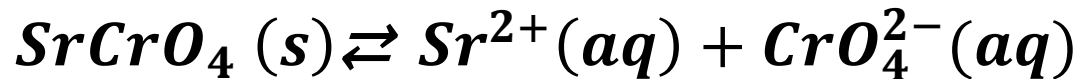
$$C_{\text{Sr}(\text{NO}_3)_2} = 4.5 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{Sr}^{2+}]$$

Esercizi

Sapendo che la K_{ps} del cromato di stronzio è $3.6 \cdot 10^{-5}$, determinare se si formerà precipitato quando 12.0 g di Na_2CrO_4 vengono aggiunti a 333 mL di $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ $4.5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

$$C_{\text{Na}_2\text{CrO}_4} = 0.222 \text{ M} = [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$C_{\text{Sr}(\text{NO}_3)_2} = 4.5 \cdot 10^{-3} \text{ M} = [\text{Sr}^{2+}]$$



$$Q = [\text{Sr}^{2+}][\text{CrO}_4^{2-}] = (0.222 \text{ M})(4.5 \cdot 10^{-3} \text{ M}) = 1.0 \cdot 10^{-3}$$

$$Q > K_{ps}$$

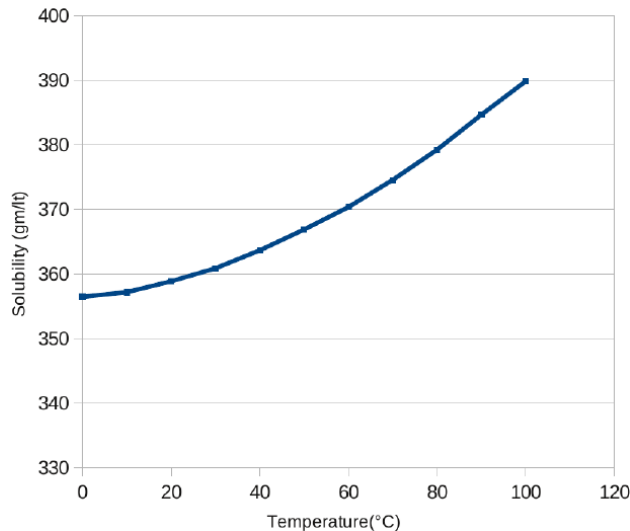
Si forma precipitato

Fattori che influenzano la solubilità

Prodotto di solubilità

Fattori che influenzano la solubilità di un sale:

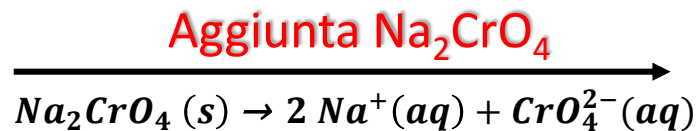
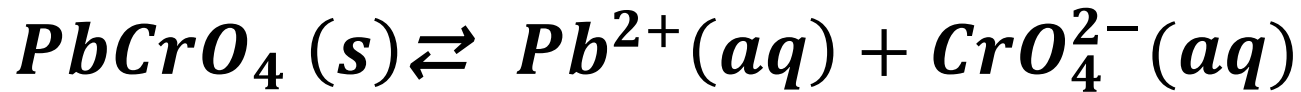
- **Temperatura**
- **Effetto dello ione comune**
- **pH**
- **Formazione di complessi**



Temperatura	Solubilità NaCl (g · L ⁻¹)
0 °C	356.5
10 °C	357.2
20 °C	358.9
30 °C	360.9
40 °C	363.7
50 °C	366.9
60 °C	370.4
70 °C	374.6
80 °C	379.3
90 °C	384.7
100 °C	389.9

Effetto dello ione comune

La solubilità di un sale in una soluzione contenente uno dei suoi costituenti è minore che in acqua pura



L'aumento della concentrazione di uno dei prodotti fa spostare l'equilibrio verso sinistra: il sale precipita

Effetto dello ione comune

Sapendo che la K_{ps} del solfato di bario è $1.1 \cdot 10^{-10}$, determinare la solubilità molare del sale in acqua pura ed una soluzione di Na_2SO_4 0.10 M.

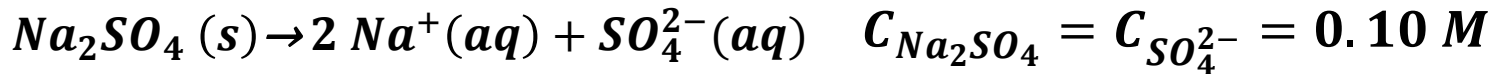
Effetto dello ione comune

Sapendo che la K_{ps} del solfato di bario è $1.1 \cdot 10^{-10}$, determinare la solubilità molare del sale in acqua pura ed una soluzione di Na_2SO_4 0.10 M.

	$\text{BaSO}_4(s)$	$\rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(aq)$	$+\text{SO}_4^{2-}(aq)$
Inizio	/	0.00 M	0.00 M
Durante	/	+ x M	+ x M
Equilibrio	/	x M	x M

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (x)(x) = x^2 = 1.1 \cdot 10^{-10}$$

$$x = s = \sqrt{1.1 \cdot 10^{-10}} = 1.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$



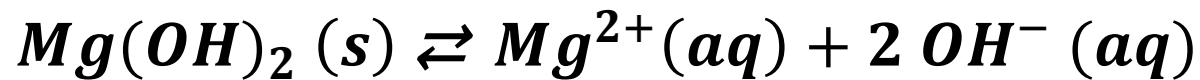
	$\text{BaSO}_4(s)$	$\rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(aq)$	$+\text{SO}_4^{2-}(aq)$
Inizio	/	0.00 M	0.10 M
Durante	/	+ x M	+ x M
Equilibrio	/	x M	0.10 + x M

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = (x)(0.10 \text{ M} + x) = 1.1 \cdot 10^{-10}$$

$$x = s = \frac{1.1 \cdot 10^{-10}}{0.10} = 1.1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Solubilità e pH

Se nel prodotto di solubilità figurano ioni H_3O^+ o OH^- , la solubilità del sale in acqua varia col pH.



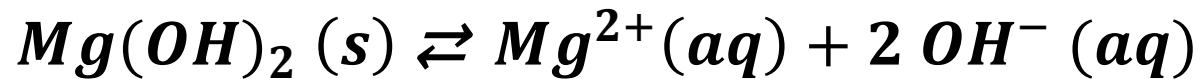
Aggiunta base
↓
Aumento ioni OH^-
↓
Aumento pH



L'aumento della concentrazione degli ioni OH^- fa spostare l'equilibrio verso sinistra: il sale precipita

Ridissoluzione di precipitati

Se nel prodotto di solubilità figurano ioni H_3O^+ o OH^- , la solubilità del sale in acqua varia col pH.



Aggiunta acido
↓
Aumento ioni H_3O^+
↓
Diminuzione pH



La diminuzione della concentrazione degli ioni OH^- fa spostare l'equilibrio verso destra: il sale va in soluzione

Solubilità e pH

Sapendo che la K_{ps} dell'idrossido di zinco è $4.0 \cdot 10^{-17}$, calcolarne la solubilità molare in acqua pura e in una soluzione acida a pH 5.0.

Solubilità e pH

Sapendo che la K_{ps} dell'idrossido di zinco è $4.0 \cdot 10^{-17}$, calcolarne la solubilità molare in acqua pura e in una soluzione acida a pH 5.0.

	$Zn(OH)_2(s)$	$\rightleftharpoons Zn^{2+}(aq)$	$+2 OH^{-}(aq)$
Inizio	/	0.00 M	0.00 M
Durante	/	+ x M	+ x M
Equilibrio	/	x M	2x M

$$K_{ps} = [Zn^{2+}][OH^{-}]^2 = (x)(2x)^2 = 4x^3 = 4.0 \cdot 10^{-17} \quad s = x = \sqrt[3]{\frac{4.0 \cdot 10^{-17}}{4}} = 2.1 \cdot 10^{-6} M$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 5.0 = 9.0 \quad [OH^{-}] = 10^{-9.0} = 1.0 \cdot 10^{-9} M$$

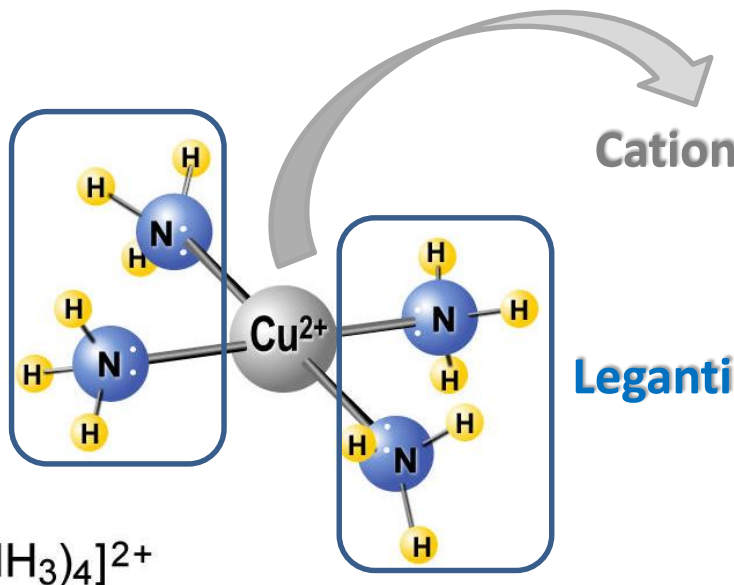
	$Zn(OH)_2(s)$	$\rightleftharpoons Zn^{2+}(aq)$	$+2 OH^{-}(aq)$
Inizio	/	0.00 M	$1.0 \cdot 10^{-9} M$
Durante	/	+ x M	+ 2x M
Equilibrio	/	x M	$1.0 \cdot 10^{-9} + 2x M$

$$K_{ps} = [Zn^{2+}][OH^{-}]^2 = (x)(1.0 \cdot 10^{-9} M + 2x)^2 = 4.0 \cdot 10^{-17} \quad x = s = \frac{4.0 \cdot 10^{-17}}{(1.0 \cdot 10^{-9})^2} = 4.0 M$$

Reazioni di complessazione

La formazione di complessi con uno degli ioni che figurano nell'espressione della K_{ps} aumenta la solubilità del sale

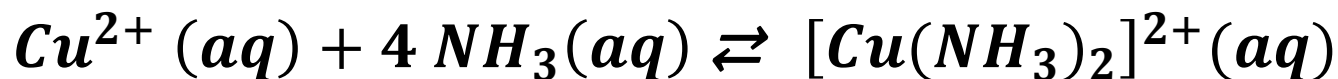
Ione complesso \longrightarrow Specie carica in cui un catione metallico è legato a molecole neutre o anioni dette leganti



Leganti: basi di Lewis

Catione metallico: acido di Lewis

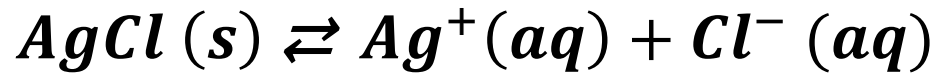
Ione complesso: addotto acido-base



Reazione di complessazione

Formazione di ioni complessi

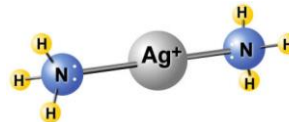
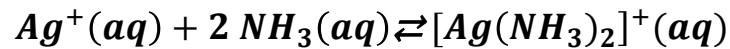
La formazione di complessi con uno degli ioni che figurano nell'espressione della K_{ps} aumenta la solubilità del sale



Aggiunta ammoniacca



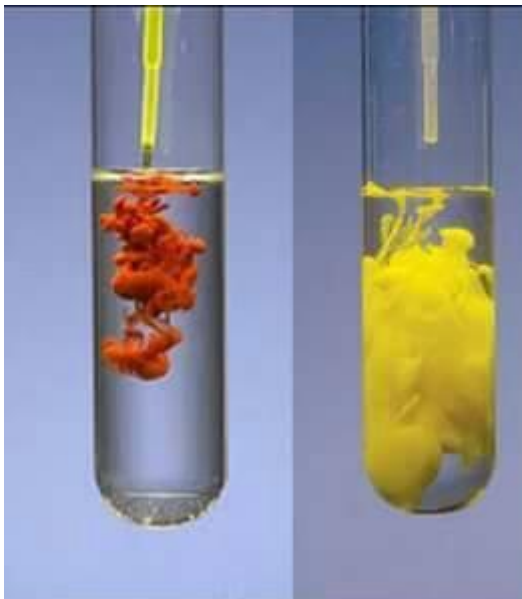
Complessazione



La diminuzione della concentrazione degli ioni Ag^+ fa spostare l'equilibrio verso destra: il sale va in soluzione

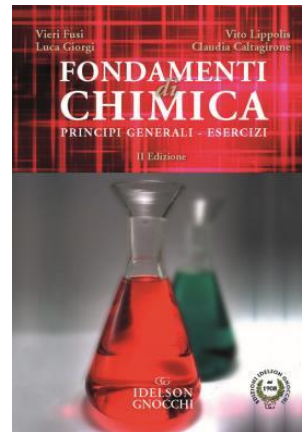
Obiettivi minimi

- Comprendere quali sono i sali insolubili e saper scrivere i loro equilibri di dissoluzione in acqua (prodotto di solubilità) e l'espressione della K_{ps}
- Saper calcolare la K_{ps} conoscendo la solubilità molare di un sale e viceversa
- Saper utilizzare il quoziente di reazione per prevedere la formazione dei precipitati
- Comprendere le applicazioni del principio di Le Châtelier agli equilibri di solubilità: effetto dello ione comune e del pH, altri fattori che influenzano la solubilità dei sali (temperatura, complessazione)



Dove studiare?

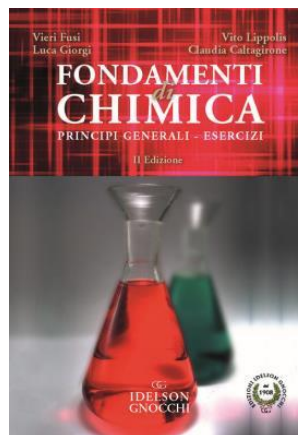
Capitolo 10
Pagg. 349-351



Esercizi per casa...

Lippolis: Capitolo 10

- n. 5, 6, 7 pag. 373
- n. 17, 18, 19 pag. 374
- n. 20, 21, 22 pag. 375
- n. 12, 13, 14 pag. 376



Domande d'esame tipo

- 1) Quale tipo di reazione rappresenta la foto a lato? (1 punto)
- Con sviluppo di gas
 - Acido-base
 - Di precipitazione
 - Nessuna delle precedenti



- 2) Quale delle seguenti **non** è una miscela omogenea? (1 punto)
- Soluzione
 - Lega
 - Sospensione
 - Miscela di gas

- 3) Indicare il nome dello strumento riportato nella figura a lato. (1 punto)
- Navicella per pesata
 - Cartina tornasole
 - Carta da filtro
 - pHmetro



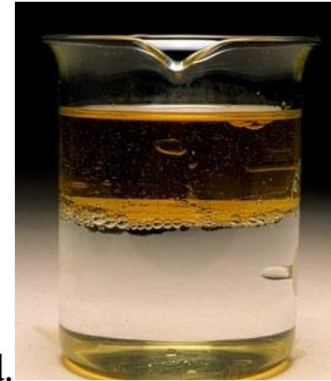
Domande d'esame tipo

- 4) Per quale tipo di operazione si utilizzano le pipette? (1 punto)
- Titolazione
 - Pesata
 - Prelievo di liquidi
 - Misura del pH
- 1) Quale delle seguenti equazioni chimiche si riferisce ad una reazione di sintesi? (1 punto)
- $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
 - $FeCl_3(aq) + 3 NaOH(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3 NaCl(aq)$
 - $2 NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3 H_2(g)$
 - $2 Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2 MgO(s)$
- 2) Indicare il nome dello strumento riportato nella figura a lato. (1 punto)
- Pipetta
 - Beuta
 - Beaker
 - Navicella per pesata



Domande d'esame tipo

4) Quale delle seguenti immagini si riferisce ad una miscela omogenea? (1 punto)



5) Quale dei seguenti rappresenta un segnale di divieto? (1 punto)



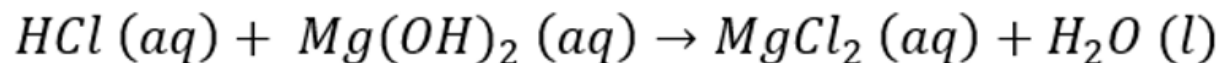
Domande d'esame tipo

- 6) Si calcoli il pH di una soluzione 0.12 M di acido acetico, indicando l'equilibrio relativo; $K_a = 1.85 \cdot 10^{-5}$. (5 punti)
- 10) La massima concentrazione ottenibile in acqua per l'acido cloridrico è 37% p/p. Esprimere tale concentrazione in mol/L, sapendo che la densità della soluzione equivale a 1.19 g/mL. (5 punti)
- 6) Si calcoli il pH di una soluzione 0.0100 M di idrossido di calcio, esprimendo l'equazione chimica relativa. (5 punti)
- 7) Si calcoli il pH di una soluzione 0.250 M di acetato sodio, indicando le reazioni coinvolte e l'espressione della costante; $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$. (5 punti)

Domande d'esame tipo

- 6) Si calcoli il pH di una soluzione 0.125 M di ammoniaca, indicando l'equilibrio relativo; $K_b = 1.85 \cdot 10^{-5}$. (5 punti)
- 7) Si vogliono preparare 250.0 mL di una soluzione 0.30 M di cloruro di sodio a partire da una soluzione 0.55 M dello stesso sale. Indicare quale volume della soluzione di partenza occorre prelevare. (5 punti)
- 8) Si titolano 50.0 mL di acido cloridrico con idrossido di sodio 0.200 M, e per raggiungere il punto di viraggio della fenolftaleina si utilizzano 26.0 mL di base. Qual è la concentrazione molare dell'acido? (5 punti)
- 9) Si calcoli il pH di una soluzione ottenuta mescolando 10.0 mL di acido fluoridrico 0.125 M con 15.0 mL di idrossido di potassio 0.300 M; $K_a = 6.7 \cdot 10^{-4}$. (5 punti)

Bilanciare la seguente equazione chimica, indicare a che tipo di reazione si riferisce ed assegnare il nome ai composti coinvolti



Domande d'esame tipo

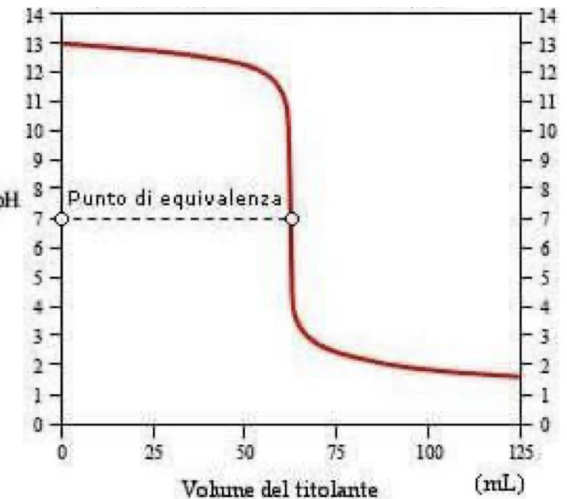
- 9) Si titolano 50.0 mL di idrossido di sodio con acido cloridrico 0.12 M, e per raggiungere il punto equivalente si utilizzano 12.2 mL di titolante. Calcolare la concentrazione molare dell'analita, indicando la reazione coinvolta. (5 punti)
- 10) Si calcoli la concentrazione di una soluzione ottenuta aggiungendo 200 mL di acqua distillata a 0.30 L di cloruro di sodio 0.25 M. (5 punti)
1. Qual è la concentrazione molare di una soluzione ottenuta diluendo 20.0 mL di solfato di rame(II) 0.0250 M ad un volume finale di 50.0 mL? Descrivete come eseguireste in laboratorio questa diluizione, specificando la vetreria necessaria.
3. Una soluzione tampone è stata preparata aggiungendo 6.50 g di acetato di sodio a 250 mL di acido acetico 0.150 M ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$). Qual è il pH del tampone?
1. Quale massa di soluto (in grammi) contengono 500.0 mL una soluzione 0.30 M di idrossido di sodio?

Domande d'esame tipo

Descrivere dettagliatamente la procedura da seguire e la vetreria da utilizzare per l'esecuzione di una titolazione acido-base

Definire le proprietà e l'utilizzo degli indicatori di pH

Identificare il tipo di titolazione a cui si riferisce la curva a lato e descriverne e giustificarne l'andamento



Discutere i vari tipi di pipette che si conoscono, le loro differenze ed i loro diversi utilizzi.

Domande d'esame tipo

- 8) Si calcoli K_{ps} dell'idrossido di calcio sapendo che il pH di una soluzione satira di questo sale equivale a 12.3, indicando l'equilibrio relativo e l'espressione della costante. (5 punti)
- 9) Si calcoli K_{ps} del solfuro rameoso sapendo che la solubilità molare del sale corrisponde a $8.55 \cdot 10^{-17}$ M, indicando l'equilibrio relativo e l'espressione della costante. (5 punti)
- 10) Si calcoli la solubilità molare del solfuro ferroso, indicando l'equilibrio relativo e l'espressione della costante; $K_{ps} = 6.3 \cdot 10^{-18}$ (5 punti)
- 9) Si calcoli la solubilità molare del fluoruro di piombo(II) in fluoruro di sodio 0.21 M, indicando l'equilibrio relativo e l'espressione della costante; $K_{ps} = 3.7 \cdot 10^{-8}$ (5 punti)