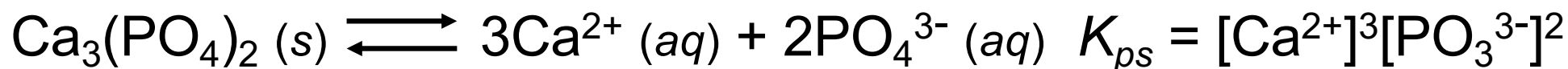
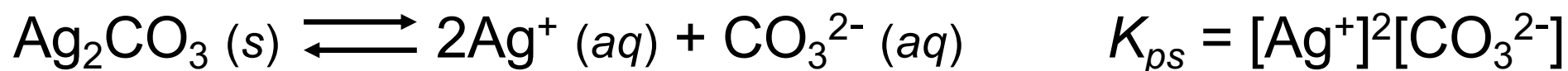
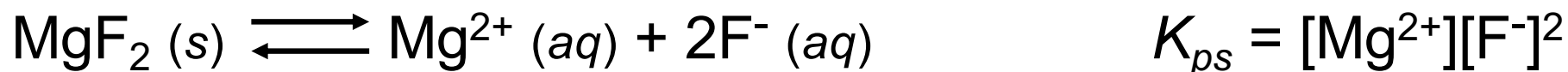


Equilíbrio de solubilidade

Constante do produto de solubilidade



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \quad K_{ps} \text{ é a } \textbf{constante do produto de solubilidade}$$



Dissolução de um sólido iônico em solução aquosa:

$Q < K_{sp}$ solução não saturada Não precipita

$Q = K_{sp}$ solução saturada

$Q > K_{sp}$ solução supersaturada Formação de precipitado

Equilíbrio de solubilidade

Constante do produto de solubilidade K_{ps}

TABLE 16.2

Solubility Products of Some Slightly Soluble Ionic Compounds at 25°C

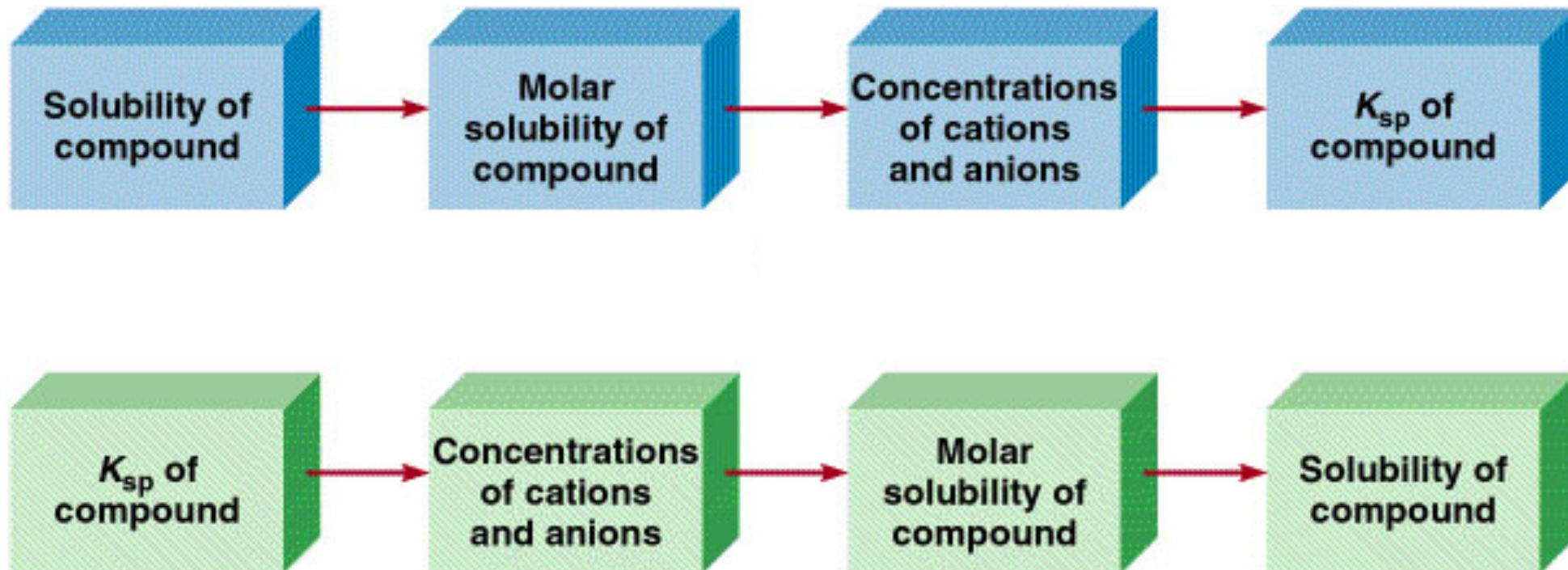
| Compound | K_{sp} | Compound | K_{sp} |
|--|-----------------------|--|-----------------------|
| Aluminum hydroxide $[\text{Al}(\text{OH})_3]$ | 1.8×10^{-33} | Lead(II) chromate (PbCrO_4) | 2.0×10^{-14} |
| Barium carbonate (BaCO_3) | 8.1×10^{-9} | Lead(II) fluoride (PbF_2) | 4.1×10^{-8} |
| Barium fluoride (BaF_2) | 1.7×10^{-6} | Lead(II) iodide (PbI_2) | 1.4×10^{-8} |
| Barium sulfate (BaSO_4) | 1.1×10^{-10} | Lead(II) sulfide (PbS) | 3.4×10^{-28} |
| Bismuth sulfide (Bi_2S_3) | 1.6×10^{-72} | Magnesium carbonate (MgCO_3) | 4.0×10^{-5} |
| Cadmium sulfide (CdS) | 8.0×10^{-28} | Magnesium hydroxide $[\text{Mg}(\text{OH})_2]$ | 1.2×10^{-11} |
| Calcium carbonate (CaCO_3) | 8.7×10^{-9} | Manganese(II) sulfide (MnS) | 3.0×10^{-14} |
| Calcium fluoride (CaF_2) | 4.0×10^{-11} | Mercury(I) chloride (Hg_2Cl_2) | 3.5×10^{-18} |
| Calcium hydroxide $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ | 8.0×10^{-6} | Mercury(II) sulfide (HgS) | 4.0×10^{-54} |
| Calcium phosphate $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$ | 1.2×10^{-26} | Nickel(II) sulfide (NiS) | 1.4×10^{-24} |

Equilíbrio de solubilidade

Solubilidade

Solubilidade molar (mol/L) é o nº de moles de soluto dissolvidos em 1 L de uma solução saturada.

Solubilidade (g/L) é o nº de gramas de soluto dissolvidos em 1 L de uma solução saturada.



Equilíbrio de solubilidade

Solubilidade

Qual é a solubilidade do cloreto de prata em g/L ?



| | | | |
|-------------|------|------|---------------------------------------|
| Inicial (M) | 0.00 | 0.00 | $K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ |
|-------------|------|------|---------------------------------------|

| | | | |
|-------------|----|----|----------------|
| Mudança (M) | +s | +s | $K_{sp} = s^2$ |
|-------------|----|----|----------------|

| | | | |
|----------------|---|---|---------------------|
| Equilíbrio (M) | s | s | $s = \sqrt{K_{sp}}$ |
|----------------|---|---|---------------------|

$$s = 1.3 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1.3 \times 10^{-5} \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = 1.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{Solubilidade AgCl} = \frac{1.3 \times 10^{-5} \cancel{\text{mol AgCl}}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{143.35 \text{ g AgCl}}{1 \cancel{\text{mol AgCl}}} = 1.9 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$

Equilíbrio de solubilidade

Relação entre K_{ps} e Solubilidade molar

TABLE 16.3

Relationship between K_{sp} and Molar Solubility (s)

| Compound | K_{sp} Expression | Cation | Anion | Relation between K_{sp} and s |
|---|----------------------------|--------|-------|--|
| AgCl | $[Ag^+][Cl^-]$ | s | s | $K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$ |
| BaSO ₄ | $[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$ | s | s | $K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$ |
| Ag ₂ CO ₃ | $[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$ | $2s$ | s | $K_{sp} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$ |
| PbF ₂ | $[Pb^{2+}][F^-]^2$ | s | $2s$ | $K_{sp} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$ |
| Al(OH) ₃ | $[Al^{3+}][OH^-]^3$ | s | $3s$ | $K_{sp} = 27s^4; s = \left(\frac{K_{sp}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$ |
| Ca ₃ (PO ₄) ₂ | $[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$ | $3s$ | $2s$ | $K_{sp} = 108s^5; s = \left(\frac{K_{sp}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$ |

Equilíbrio de solubilidade

Solubilidade e precipitação

Se 2.00 mL de NaOH 0.200 *M* forem adicionados a 1.00 L de CaCl₂ 0.100 *M*, haverá formação de precipitado ?

Os iões presentes em solução são Na⁺, OH⁻, Ca²⁺, Cl⁻.

O único precipitado possível é Ca(OH)₂ (regras de solubilidade).

Será $Q > K_{ps}$ para o Ca(OH)₂?

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 0.100 \text{ M} \quad [\text{OH}^-]_0 = 4.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ca}^{2+}]_0 [\text{OH}^-]_0^2 = 0.10 \times (4.0 \times 10^{-4})^2 = 1.6 \times 10^{-8}$$

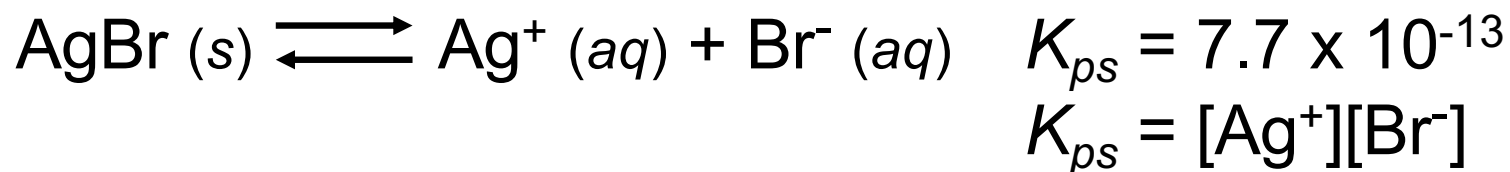
$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 8.0 \times 10^{-6}$$

$$Q < K_{sp} \quad \text{Não há formação de precipitado}$$

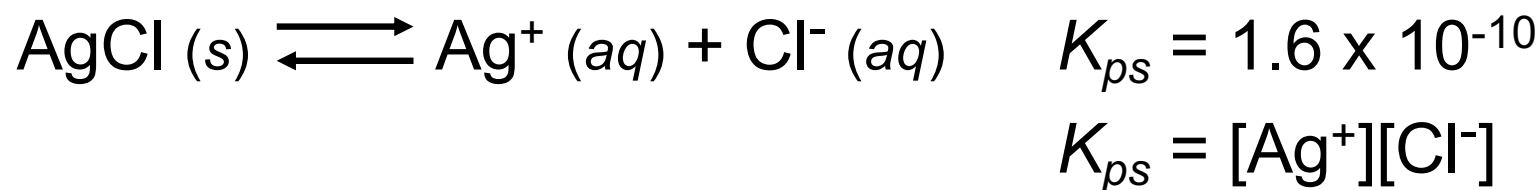
Equilíbrio de solubilidade

Solubilidade e precipitação

Qual a concentração de Ag necessária para precipitar UNICAMENTE AgBr de uma solução contendo Br⁻ e Cl⁻ numa concentração de 0.02 M ?

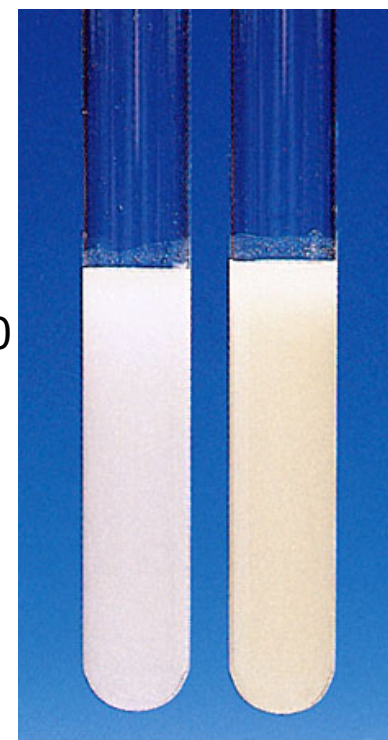


$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{sp}}{[\text{Br}^-]} = \frac{7.7 \times 10^{-13}}{0.020} = 3.9 \times 10^{-11} \text{ M}$$



$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{ps}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{0.020} = 8.0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$3.9 \times 10^{-11} \text{ M} < [\text{Ag}^+] < 8.0 \times 10^{-9} \text{ M}$$



Equilíbrio de solubilidade

Efeito de íon comum e solubilidade

A presença de um íon comum **diminui** a solubilidade de um sal



Qual é a solubilidade molar do AgBr em (a) água pura e (b) NaBr 0.0010 M ?



$$K_{ps} = 7.7 \times 10^{-13}$$

$$s^2 = K_{ps}$$

$$s = 8.8 \times 10^{-7}$$



$$[\text{Br}^-] = 0.0010 \text{ M}$$



$$[\text{Ag}^+] = s$$

$$[\text{Br}^-] = 0.0010 + s \approx 0.0010$$

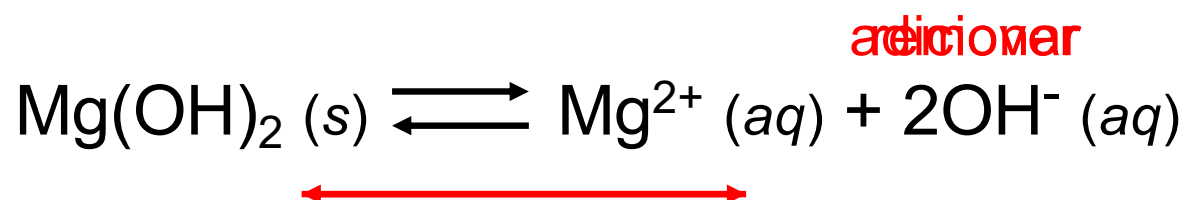
$$K_{ps} = 0.0010 \times s$$

$$s = 7.7 \times 10^{-10}$$

Equilíbrio de solubilidade

pH e solubilidade

- A presença de um ião comum **diminui** a solubilidade.
- Bases insolúveis dissolvem-se em soluções ácidas.
- Ácidos insolúveis dissolvem-se em soluções básicas



$$K_{sp} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$K_{sp} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$4s^3 = 1.2 \times 10^{-11}$$

$$s = 1.4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2.8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3.55 \quad \text{pH} = 10.45$$

~~adicionar~~

A pH inferior a 10.45

diminui $[\text{OH}^-]$



Aumenta a solubilidade do Mg(OH)_2

A pH superior a 10.45

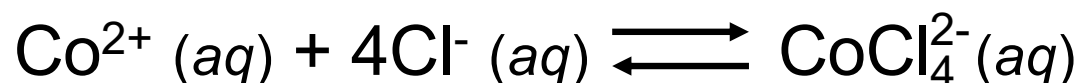
aumenta $[\text{OH}^-]$

Diminui a solubilidade da Mg(OH)_2

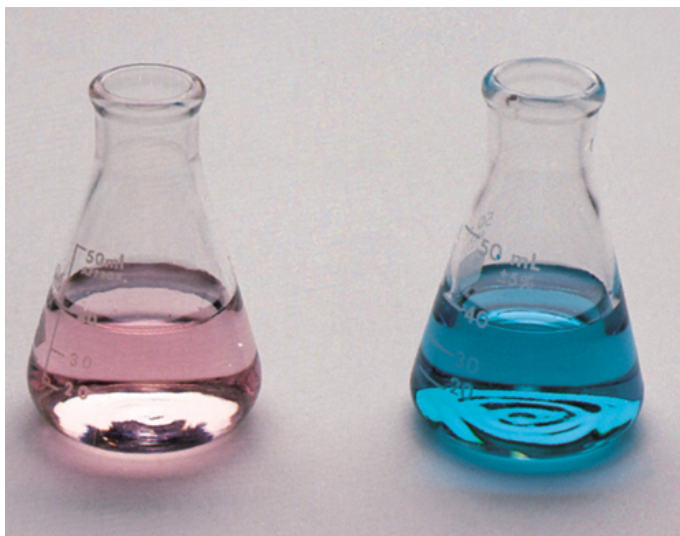
Equilíbrio de solubilidade

Equilíbrio de complexação e solubilidade

Um **ião complexo** é um ião que contém um catião central ligado a uma ou mais moléculas ou iões.



A **constante de formação** ou de **estabilidade** (K_f) é a constante de equilíbrio para a formação do ião complexo.



$$K_f = \frac{[\text{CoCl}_4^{2-}]}{[\text{Co}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^4}$$

 K_f 

estabilidade
do complexo



TABLE 16.4

Formation Constants of Selected Complex Ions in Water at 25°C

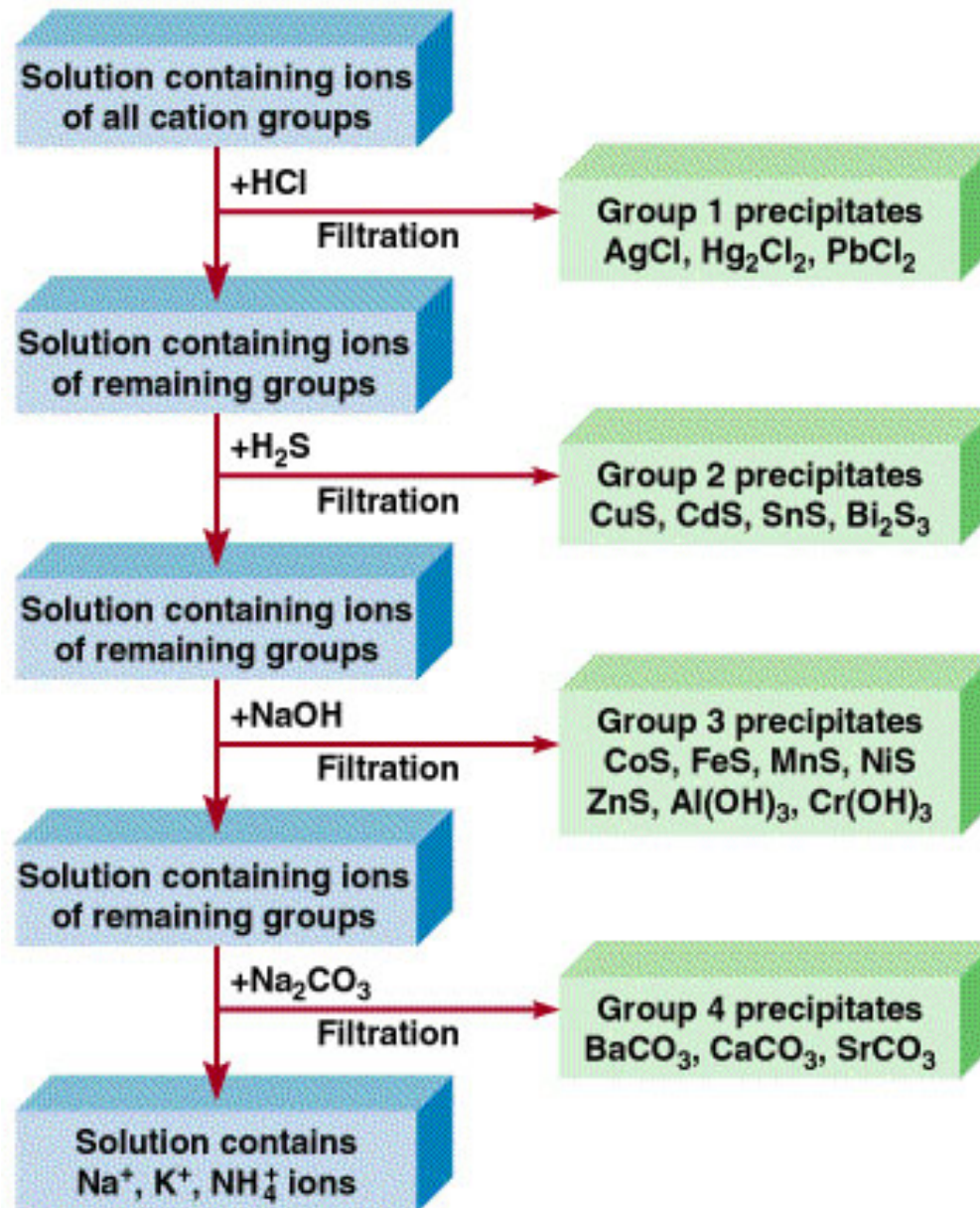
| Complex Ion | Equilibrium Expression | Formation Constant (K_f) |
|---------------------------------|--|------------------------------|
| $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ | $\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ | 1.5×10^7 |
| $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ | $\text{Ag}^+ + 2\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-$ | 1.0×10^{21} |
| $\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$ | $\text{Cu}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$ | 1.0×10^{25} |
| $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ | $\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ | 5.0×10^{13} |
| $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$ | $\text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$ | 7.1×10^{16} |
| CdI_4^{2-} | $\text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^- \rightleftharpoons \text{CdI}_4^{2-}$ | 2.0×10^6 |
| HgCl_4^{2-} | $\text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{HgCl}_4^{2-}$ | 1.7×10^{16} |
| HgI_4^{2-} | $\text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^- \rightleftharpoons \text{HgI}_4^{2-}$ | 2.0×10^{30} |
| $\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$ | $\text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$ | 2.5×10^{41} |
| $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ | $\text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ | 5.0×10^{31} |
| $\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ | $\text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ | 2.9×10^9 |

Table 16.5 Separation of Cations into Groups According to Their Precipitation Reactions with Various Reagents

| Group | Cation | Precipitating Reagents | Insoluble Compound | K_{sp} |
|-------|--------------------|---|--------------------------|-----------------------|
| 1 | Ag^+ | HCl ↓ | AgCl | 1.6×10^{-10} |
| | Hg_2^{2+} | | Hg_2Cl_2 | 3.5×10^{-18} |
| | Pb^{2+} | | PbCl_2 | 2.4×10^{-4} |
| 2 | Bi^{3+} | H_2S in acidic solutions ↓ | Bi_2S_3 | 1.6×10^{-72} |
| | Cd^{2+} | | CdS | 8.0×10^{-28} |
| | Cu^{2+} | | CuS | 6.0×10^{-37} |
| | Sn^{2+} | | SnS | 1.0×10^{-26} |
| | Al^{3+} | | $\text{Al}(\text{OH})_3$ | 1.8×10^{-33} |
| 3 | Co^{2+} | H_2S in basic solutions ↓ | CoS | 4.0×10^{-21} |
| | Cr^{3+} | | $\text{Cr}(\text{OH})_3$ | 3.0×10^{-29} |
| | Fe^{2+} | | FeS | 6.0×10^{-19} |
| | Mn^{2+} | | MnS | 3.0×10^{-14} |
| | Ni^{2+} | | NiS | 1.4×10^{-24} |
| | Zn^{2+} | | ZnS | 3.0×10^{-23} |
| | Ba^{2+} | | BaCO_3 | 8.1×10^{-9} |
| 4 | Ca^{2+} | Na_2CO_3 ↓ | CaCO_3 | 8.7×10^{-9} |
| | Sr^{2+} | | SrCO_3 | 1.6×10^{-9} |
| | K^+ | | None | |
| 5 | Na^+ | No precipitating reagent | None | |
| | NH_4^+ | | None | |
| | | | None | |

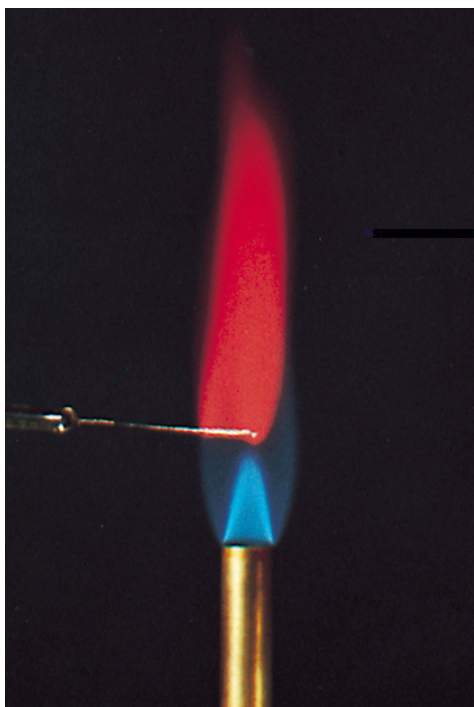


Análise qualitativa de cátions

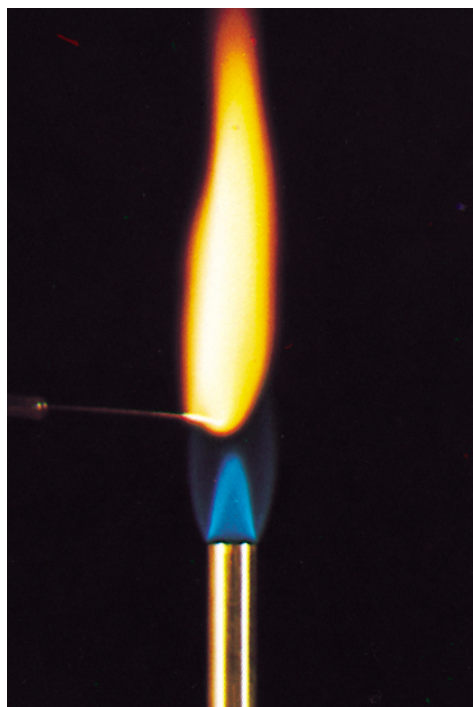




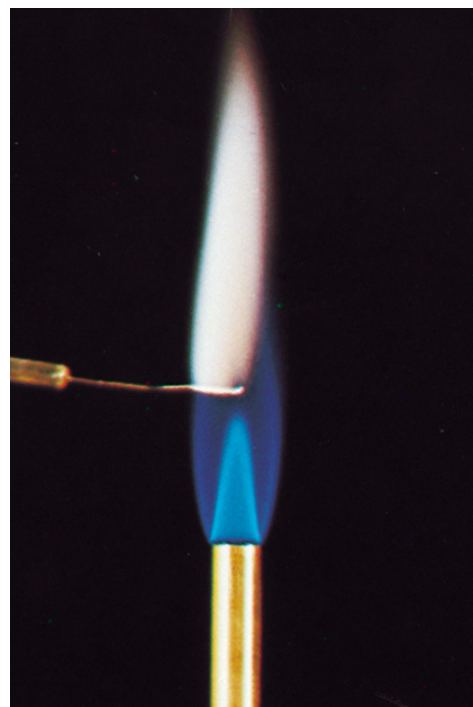
Teste de chama para Catiões



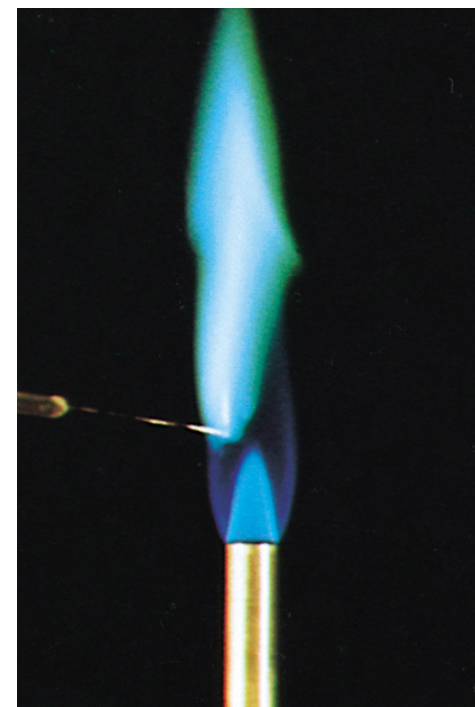
lítio



sódio

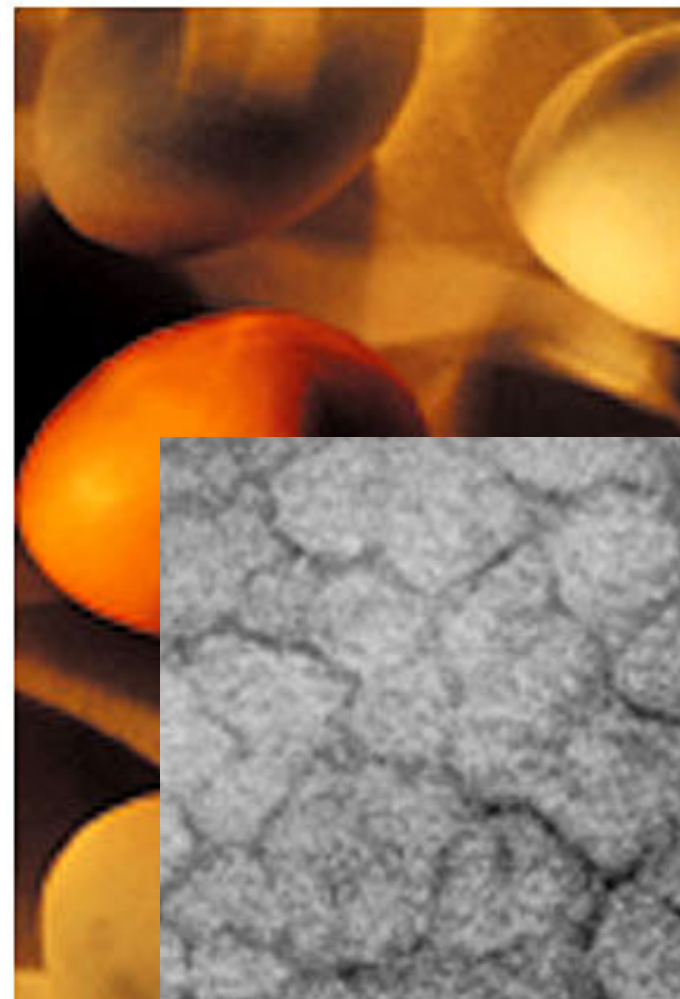
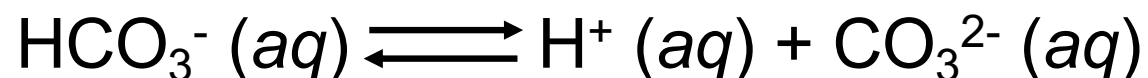
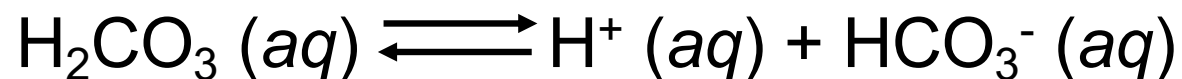
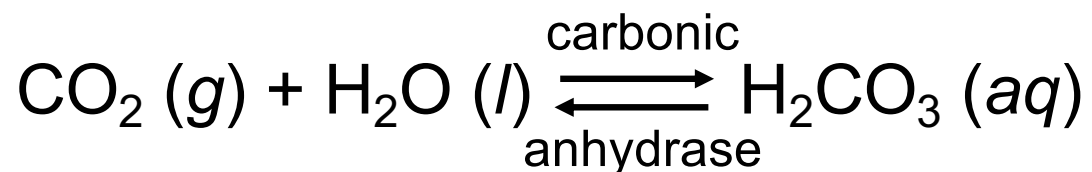
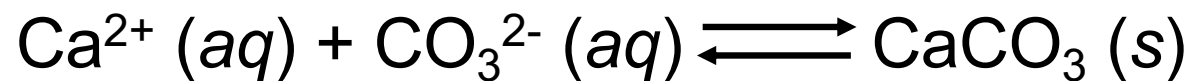


potássio



cobre

Chemistry In Action: How an Eggshell is Formed



Solubilidade

Regras de solubilidade para compostos iônicos em H₂O a 25 °C

1. Todos os sais compostos de metais alcalinos (grupo IA) são solúveis.
2. Todos os sais compostos de amônio (NH₄⁺) são solúveis.
3. Todos os sais de compostos contendo nitrato (NO₃²⁻) clorato (ClO₃⁻) e perclorato (ClO₄⁻) são solúveis.
4. A maioria dos hidróxidos (HO⁻) são insolúveis. A exceção são os hidróxidos dos metais alcalinos e o hidróxido de bário [Ba(OH)₂]. O hidróxido de cálcio [Ca(OH)₂] é ligeiramente solúvel.
5. A maioria dos compostos contendo cloreto (Cl⁻), brometo (Br⁻) ou iodeto (I⁻) são solúveis, as exceções são aqueles sais contendo Ag⁺, Hg₂²⁺ e Pb²⁺.
6. Todos os carbonatos (CO₃²⁻), fosfatos (PO₄³⁻), cromatos (CrO₄²⁻) e sulfuretos (S²⁻) são insolúveis; as exceções são aqueles dos metais alcalinos e os de amônio.
7. A maioria dos sulfatos (SO₄²⁻) são solúveis. O sulfato de cálcio (CaSO₄) e o sulfato de prata (AgSO₄) são ligeiramente solúveis. O sulfato de bário (BaSO₄), o sulfato de mercúrio (II) (HgSO₄) e o sulfato de chumbo (PbSO₄) são insolúveis.