

ようかいどせき きほん 溶解度積の基本

1 導入

この講義で最重要なのは、沈殿は「よく溶けない塩の溶解平衡が破れる」ときに起こる」と見ることです。溶解度積を暗記で覚えると、「なぜ混ぜたとたんに沈殿するのか」「どこまで溶けていられるのか」が見えません。ここでは、まず溶ける・析出するを平衡として書き、その平衡を表す定数として溶解度積を導入します。

2 用語と定義

溶解度積とは、難溶性塩の溶解平衡に対して定義される平衡定数です。

イオン積とは、その瞬間のイオン濃度を掛け合わせた値です。

3 方針

まず難溶性塩の溶解を可逆反応として書きます。そのあと、平衡にあるときの濃度の積を K_{sp} として定義し、実際のイオン濃度から作るイオン積 Q と比較して沈殿の有無を判断します。

4 直感的な説明

難溶性塩は「まったく溶けない」わけではなく、少しは溶けてイオンになります。ただし、そのイオンが増えすぎると、こんどは逆に固体へ戻る向きが強くなります。このつり合いの限界を表しているのが溶解度積です。

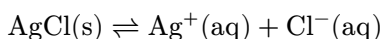
5 厳密な説明

5.1 1. 溶解平衡

平衡定数の一般形や、「平衡は反応が止まったことではない」という点がまだ曖昧なら、ここで化学平衡へ戻るのが自然です。

→ 講義 化学平衡の基本 [lecture](#) [chemistry](#) [theoretical](#)
<https://study.bem130.com/lecture/chemistry/theoretical/化学平衡の基本-講義/>

例として $AgCl$ を考えると、



です。固体の活量は一定として吸収するので、平衡定数は

$$K_{sp} = c_{Ag^+} c_{Cl^-}$$

となります。

ここで c_{Ag^+} [mol(Ag⁺)/L; $N_{\text{amt}}L^{-3}$]、 c_{Cl^-} [mol(Cl⁻)/L; $N_{\text{amt}}L^{-3}$] は、それぞれのイオンの濃度です。

5.2 2. なぜ積の形になるか

平衡定数は、もともと反応式の生成物の濃度を係数つきで掛けたものを、反応物の濃度で割った形です。

ここでは固体 AgCl の部分が定数に 吸収 されるので、溶液中のイオンだけが残ります。

5.3 3. イオン積との比較

実際の溶液で

$$Q = c_{\text{Ag}^+}c_{\text{Cl}^-}$$

を作ると、

$$Q < K_{\text{sp}}$$

ならまだ溶ける余地があり、

$$Q = K_{\text{sp}}$$

なら飽和、

$$Q > K_{\text{sp}}$$

ならイオンが多すぎるので沈殿が生じます。

5.4 4. 溶解度との関係

1:1 型の塩 AB が 1 L あたり s mol 溶けるなら

$$c_{\text{A}^+} = s, \quad c_{\text{B}^-} = s$$

だから

ここで s [mol(AB)/L; $N_{\text{amt}}L^{-3}$] はモル溶解度です。

$$K_{\text{sp}} = s^2$$

です。したがって

$$s = \sqrt{K_{\text{sp}}}$$

となります。

6 見分け方

- 難溶性塩、沈殿、混合、飽和が出たら、まず溶解度積を疑います。
- いきなり暗記した条件を使うのではなく、先に溶解平衡の反応式を書きます。
- 沈殿の判定では、 K_{sp} そのものより、まず実際のイオン積 Q を作って比較します。

7 最終形

K_{sp} = [難溶性塩/なんようせいえん]の[溶解/ようかい][平衡/へいこう]に[対/たい]する[平衡定数/へいこうていすう]

$Q < K_{sp}$: [不飽和/ふほうわ], $Q = K_{sp}$: [飽和/ほうわ], $Q > K_{sp}$: [沈殿/ちんでん]

8 一言でいうと

- 溶解度積は、「どこまでならイオンとして溶けていられるか」を平衡で表した量です。