# 高校化学 L01 第 110 講 沈殿生成と溶解度積

**この講でできるようになること**

- 混合後のイオン濃度からイオン積$Q$を求め、$K_{sp}$と比較して沈殿生成を判断できる。
- 混合による体積増加を考え、沈殿生成前の仮想的な濃度を計算できる。
- 共通イオンによって難溶性塩のモル溶解度が低下する理由を説明できる。

## イオン積$Q$による沈殿判定

本講では、25℃、希薄理想濃度モデルを扱う。混合体積は加算し、可溶性塩は完全解離するものとする。加水分解、錯形成などの副反応や核形成の遅れは無視する。

$K_{sp}$は濃度を用いた教材指定値として扱う。厳密には活量積で表されるが、本講では濃度近似を用いる。 難溶性塩では、固体と溶液中のイオンの間に溶解平衡が成立する。

例えば塩化銀では、

$$AgCl(s) \rightleftarrows Ag^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$$

であり、 $K_{sp} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$ となる。 このとき、ある時点のイオン濃度を同じ式へ代入した値をイオン積$Q$という。 $Q = [Ag^{+}][Cl^{-}]$。

$Q$は、その瞬間の溶液状態を表す値であり、温度で決まる定数ではない。

一方、$K_{sp}$は同じ温度なら塩ごとに一定の値を持つ。 本講では、 $K_{sp}(AgCl) = 1.8 \times 10^{-10}$、$K_{sp}(CaF_2) = 4.0 \times 10^{-11}$ を用いる。

## 沈殿生成の 3 条件

沈殿ができるか判断するときは、まず沈殿反応が起こる前の仮想的な混合状態を考える。 元の溶液から各イオンの物質量を求め、 $n = cV$ で計算した後、混合後の全体積で割ってイオン濃度を求める。 その濃度を$Q$の式へ代入し、$K_{sp}$と比較する。

| 条件 | 判定 | 意味 |
|---|---|---|
| $Q < K_{sp}$ | 未飽和 | その塩の沈殿は新たに生じない |
| $Q = K_{sp}$ | 飽和 | 溶解平衡条件に一致する |
| $Q > K_{sp}$ | 過飽和 | 沈殿生成方向へ進む |

$Q > K_{sp}$では沈殿生成が進み、十分時間が経過して固体が共存する平衡状態では$Q = K_{sp}$になる。 ただし、$Q = K_{sp}$だから必ず固体が存在するとは限らない。すでに固体がない溶液でも、その濃度条件で飽和している場合がある。

$Q < K_{sp}$では既存の固体は溶解方向に進み、固体の量が少なければ全て溶けて未飽和のままになる場合もある。 また、$Q$が常に$K_{sp}$であるわけではない。沈殿生成前の仮想混合状態では、$Q$と$K_{sp}$を比較して反応方向を判断する。

©ミライコーチング

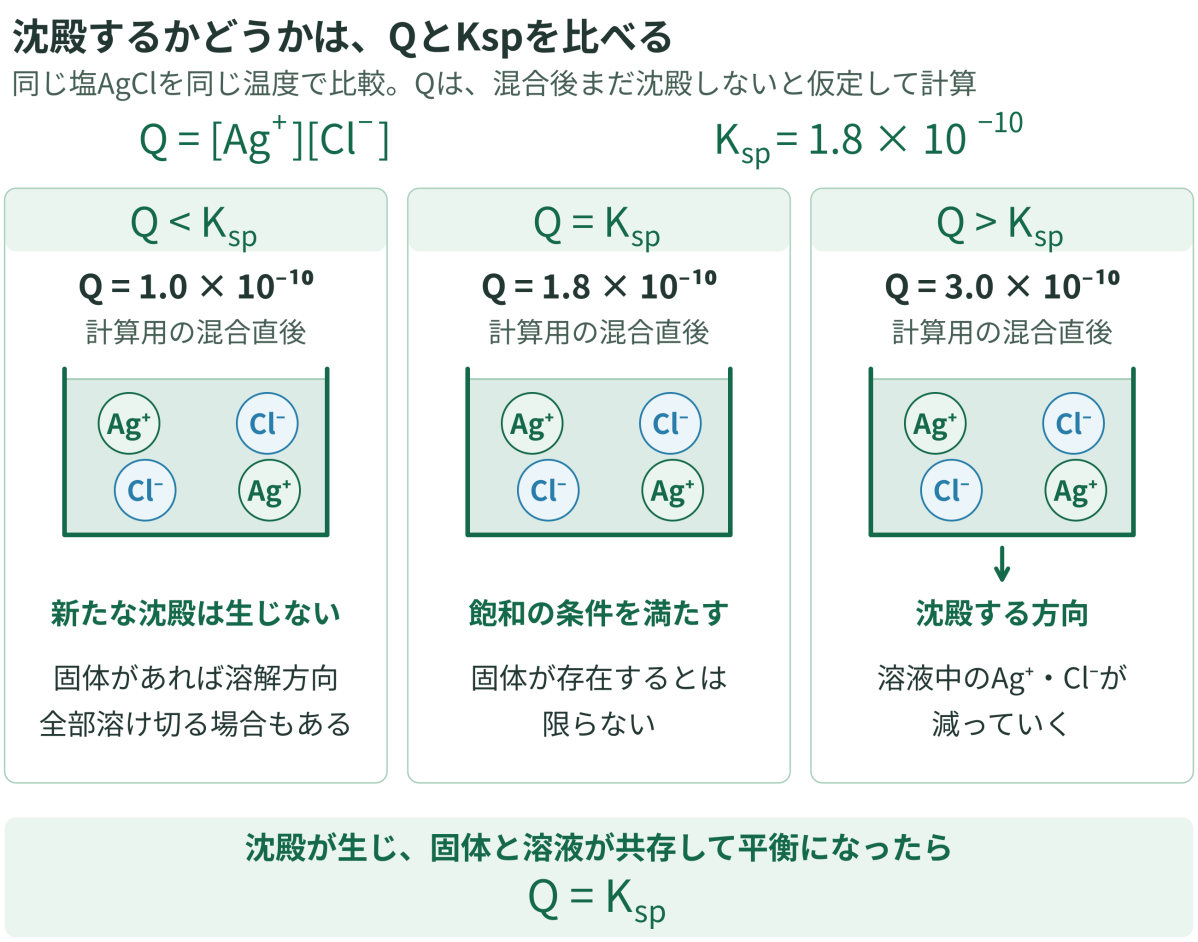


**図 1**　同じ温度でも、その時点のイオン積と溶解度積の大小で反応の向きが異なる。

## 混合による濃度変化

沈殿判定では、元の溶液の濃度をそのまま使ってはいけない。 例えば、硝酸銀水溶液と塩化ナトリウム水溶液を混合する場合、混合によって体積が増えるため、イオン濃度は変化する。 まず混合後に沈殿ができていないと仮定し、その時点の濃度から$Q$を求める。

その結果、 $Q > K_{\mathrm{sp}}$ なら沈殿生成が進む。 「混合・希釈の段階を示す図」では、$AgNO_3$と$NaCl$をそれぞれ$2.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$、$20.0\,\mathrm{mL}$ずつ混合する例を示す。

混合後の全体積は$40.0\,\mathrm{mL}$となり、沈殿生成前の仮想的な濃度は、 $[Ag^+] = 1.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$、$[Cl^-] = 1.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。 このとき、 $Q = 1.0 \times 10^{-8}$ であり、 $Q > K_{\mathrm{sp}}$ となるため、沈殿生成方向へ進む。 この図の粒子数は模式的な比較であり、実際の濃度比や粒子数そのものを表すものではない。

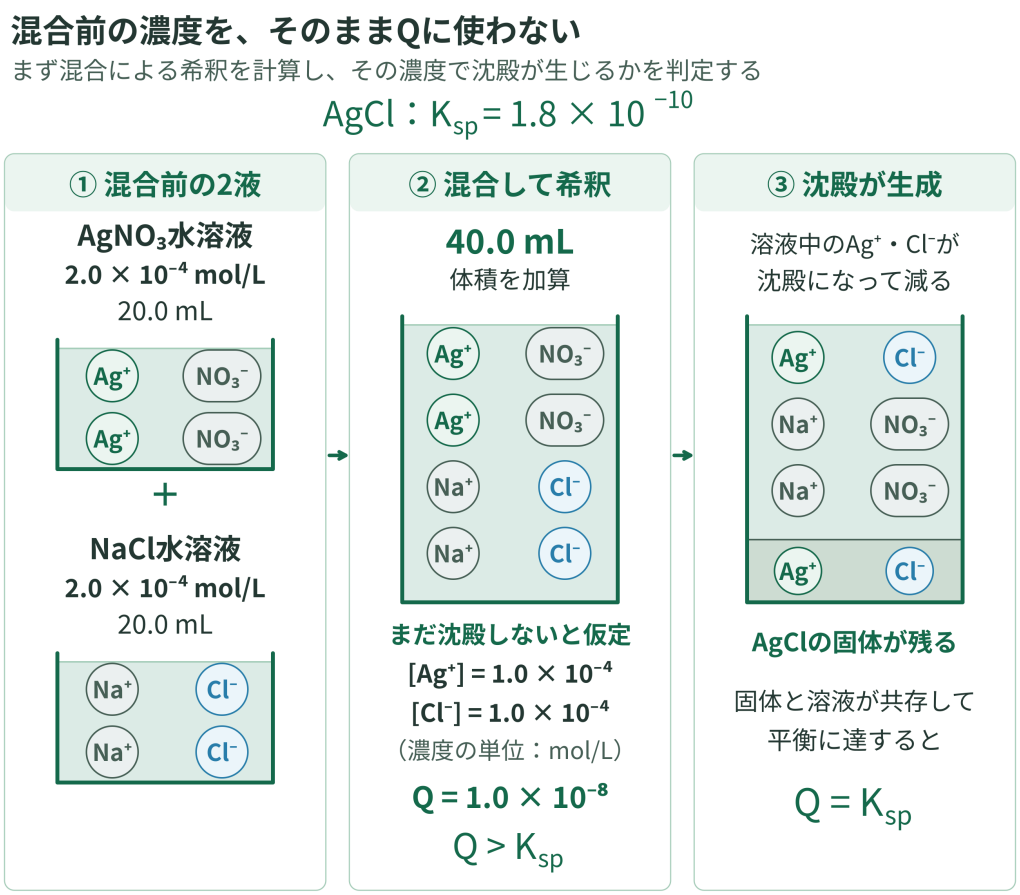


**図 2**　元の溶液から混合後の濃度を求め、沈殿生成前の仮想状態でイオン積を判定する。

## 共通イオンによる溶解度低下

難溶性塩の溶解度は、同じイオンを含む物質を加えることで低下することがある。この節では、各溶媒へ十分な量の$AgCl$固体を加え、平衡時にも固体が残る条件で比較する。 例えば$AgCl$では、

$$AgCl(s) \rightleftarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

である。 純水中では、モル溶解度を$s$とすると、 $[Ag^+] = s$、$[Cl^-] = s$ である。 一方、$0.0100\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$の$NaCl$水溶液では、 $[Ag^+] = s$、$[Cl^-] = 0.0100 + s$ となる。

したがって、 $s(0.0100 + s) = K_{\mathrm{sp}}$ となる。 $s \ll 0.0100$なら、 $s \approx \frac{K_{\mathrm{sp}}}{0.0100}$ として扱える。 追加された$Cl^-$によって溶解平衡が左へ移動し、$AgCl$の溶解量が減少する。

ただし、追加した共通イオンを単純に溶解した$AgCl$由来のイオン量として扱ってはいけない。$K_{\mathrm{sp}}$は同じ温度では一定であり、変化するのは平衡時の濃度である。

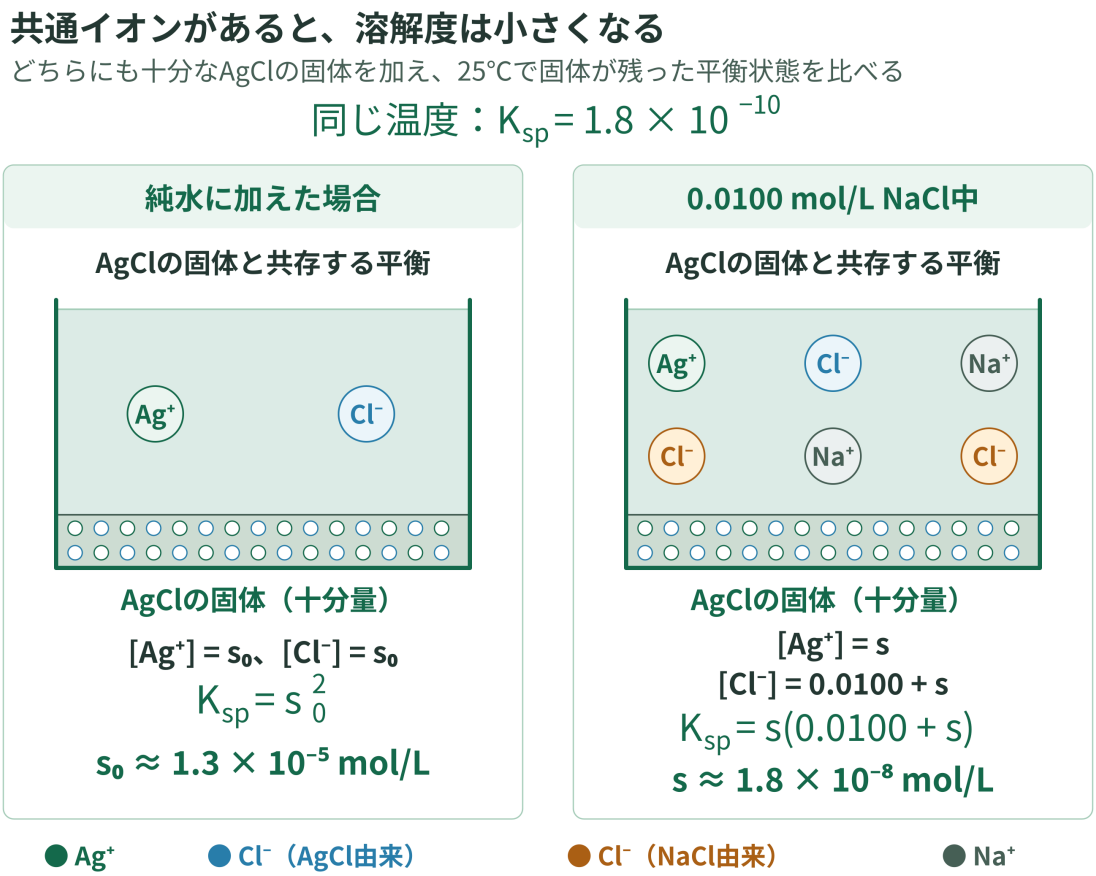


**図 3**　共通イオンがある水溶液では、同じ溶解度積を保つため塩のモル溶解度が小さくなる。

## 沈殿判定の手順

沈殿生成を判断するときは、次の順序で考える。

1. 混合前の各イオンの物質量を求める。
2. 混合後の全体積から沈殿生成前のイオン濃度を求める。
3. その濃度を使って$Q$を計算する。
4. $Q$と$K_{sp}$を比較し、沈殿生成の方向を判断する。

沈殿判定では、濃度変化と平衡定数を分けて考えることが重要である。温度が同じなら$K_{sp}$は変化せず、操作によって変化するのは溶液中のイオン濃度である。

## 例題

25℃、希薄理想濃度モデル、体積加算を用いて考える。可溶性塩は完全解離し、副反応や核形成の遅れは無視する。$K_{sp}$は濃度$\mathrm{mol\,L^{-1}}$を代入する教材指定値であり、 $K_{sp}(AgCl) = 1.8 \times 10^{-10}$、$K_{sp}(CaF_2) = 4.0 \times 10^{-11}$ を用いる。

沈殿判定の$Q$は、沈殿が起こる前と仮定した混合後濃度から求める値であり、沈殿後の最終濃度ではない。

**例題 1**

$AgNO_3$水溶液10.0 mLと$NaCl$水溶液10.0 mLを混合した。どちらの水溶液も濃度は、

$1.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。

1. 沈殿生成前と仮定した混合後の$Ag^+$濃度と$Cl^-$濃度を求めよ。
2. イオン積$Q$を求め、$AgCl$の沈殿が生じるか判断せよ。

**解答・解説**

**1.**
混合前の各イオンの物質量を求める。

$Ag^+$は、$(1.0 \times 10^{-4})(0.0100) = 1.0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol}$ である。 混合後の全体積は、$10.0 + 10.0 = 20.0\,\mathrm{mL}$ となる。 したがって、沈殿生成前の仮想的な濃度は、$[Ag^+] = \frac{1.0 \times 10^{-6}}{0.0200} = 5.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

$Cl^-$も同様に、$[Cl^-] = 5.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。

**2.**
$AgCl$では、

$Q = [Ag^+][Cl^-]$ である。 したがって、$Q = (5.0 \times 10^{-5})^2 = 2.5 \times 10^{-9}$ となる。 これは、$Q = 2.5 \times 10^{-9} > K_{\mathrm{sp}} = 1.8 \times 10^{-10}$ を満たすため、溶液は過飽和となり、$AgCl$の沈殿が生じる。

**例題 2**

$AgNO_3$水溶液10.0 mLと$NaCl$水溶液30.0 mLを混合した。$AgNO_3$の濃度は、

$2.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$、$NaCl$の濃度は、$1.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。

1. 沈殿生成前と仮定した混合後の$Ag^+$濃度と$Cl^-$濃度を求めよ。
2. イオン積$Q$を求め、$AgCl$の沈殿が生じるか判断せよ。

**解答・解説**

**1.**
$Ag^+$の物質量は、

$(2.0 \times 10^{-5})(0.0100) = 2.0 \times 10^{-7}\,\mathrm{mol}$ である。 全体積は、$10.0 + 30.0 = 40.0\,\mathrm{mL}$ なので、$[Ag^+] = \frac{2.0 \times 10^{-7}}{0.0400} = 5.0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

$Cl^-$の物質量は、$(1.0 \times 10^{-5})(0.0300) = 3.0 \times 10^{-7}\,\mathrm{mol}$ である。 したがって、$[Cl^-] = \frac{3.0 \times 10^{-7}}{0.0400} = 7.5 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

**2.**
イオン積は、

$Q = [Ag^+][Cl^-]$ より、$Q = (5.0 \times 10^{-6})(7.5 \times 10^{-6}) = 3.75 \times 10^{-11}$ となる。 2 桁で、$Q = 3.8 \times 10^{-11}$ である。 これは、$Q < K_{\mathrm{sp}}$ であるため、$AgCl$の沈殿は生じない。

元の溶液の濃度をそのまま掛けるのではなく、混合後の体積による希釈を考えた濃度で$Q$を求める必要がある。

©ミライコーチング

**例題 3**

$CaF_2$の沈殿について考える。

沈殿判定時点の条件として、$[Ca^{2+}] = 1.0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ を固定する。この値は体積を変化させる実験過程を意味するものではなく、判定時の濃度条件である。$K_{sp}(CaF_2) = 4.0 \times 10^{-11}$ である。

1. $CaF_2$のイオン積$Q$の式を書き、沈殿開始の境界となる$[F^-]$を求めよ。
2. $[F^-] = 1.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$と$[F^-] = 3.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$の 2 つの試料について、沈殿が生じるか判断せよ。

**解答・解説**

**1.**
$CaF_2$の溶解平衡は、

$$CaF_2(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$$

である。したがって、$Q = [Ca^{2+}][F^-]^2$ となる。沈殿開始の境界は、$Q = K_{sp}$ である。

よって、$(1.0 \times 10^{-3})[F^-]^2 = 4.0 \times 10^{-11}$ より、$[F^-]^2 = 4.0 \times 10^{-8}$ したがって、$[F^-] = 2.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

**2.**
まず、

$[F^-] = 1.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ の場合、$Q = (1.0 \times 10^{-3})(1.0 \times 10^{-4})^2 = 1.0 \times 10^{-11}$ となる。これは、$Q < K_{sp}$ なので沈殿は生じない。

次に、$[F^-] = 3.0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ の場合、$Q = (1.0 \times 10^{-3})(3.0 \times 10^{-4})^2 = 9.0 \times 10^{-11}$ となる。これは、$Q > K_{sp}$ なので沈殿生成方向へ進む。なお、$Q = K_{sp}$は境界条件であり、その等号だけから固体量が存在すると断定することはできない。

**例題 4**

十分な量の固体$AgCl$を$0.0100\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$の$NaCl$水溶液へ加え、25℃で平衡に達した。体積変化は無視する。

$K_{\mathrm{sp}}(AgCl) = 1.8 \times 10^{-10}$ である。

1. 溶解度を$s$として、$[Ag^+]$と$[Cl^-]$を表し、$s$を求めよ。ただし、$s \ll 0.0100$ としてよい。
2. 純水中の$AgCl$のモル溶解度$s_0 = 1.3 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$と比較し、共通イオン効果と$K_{\mathrm{sp}}$の変化について説明せよ。

**解答・解説**

**1.**
$AgCl$の溶解平衡は、

$$AgCl(s) \rightleftarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

である。 溶解度を$s$とすると、 $[Ag^+] = s$ となる。 $Cl^-$は$NaCl$由来の濃度があるため、 $[Cl^-] = 0.0100 + s$ となる。

したがって、 $K_{\mathrm{sp}} = s(0.0100 + s)$ である。 $s \ll 0.0100$より、 $s(0.0100) \approx 1.8 \times 10^{-10}$ となる。
よって、 $s \approx \frac{1.8 \times 10^{-10}}{0.0100} = 1.8 \times 10^{-8}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。
近似の確認として、 $\frac{s}{0.0100} = 1.8 \times 10^{-6}$ であり、十分小さい。

**2.**
純水中では、

$s_0 = 1.3 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。 一方、$NaCl$水溶液中では、 $s = 1.8 \times 10^{-8}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となり、溶解度は小さくなる。 これは$Cl^-$という共通イオンが増加したため、溶解平衡が左へ移動したためである。

ただし、温度は同じ 25℃なので、 $K_{\mathrm{sp}}$ 自体は変化しない。変化するのは平衡時のイオン濃度と溶解度である。

# 演習問題

25℃、希薄理想濃度モデルで考える。$K_{\mathrm{sp}}$は濃度$\mathrm{mol\,L^{-1}}$を代入する教材指定値として、
$K_{\mathrm{sp}}(AgCl) = 1.8 \times 10^{-10}$、$K_{\mathrm{sp}}(CaF_2) = 4.0 \times 10^{-11}$ を用いる。 体積は加算し、可溶性塩は完全解離するものとする。

加水分解、錯形成などの副反応や核形成の遅れは無視する。混合後濃度は、沈殿が起こる前と仮定した仮想的な状態から求める。数値は 2 桁有効数字で答え、途中計算では桁を保持する。

**演習 1**

硝酸銀$AgNO_3$水溶液25.0 mLと塩化ナトリウム$NaCl$水溶液25.0 mLを混合する。

$AgNO_3$の濃度は、 $4.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$、$NaCl$の濃度は、 $4.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。

1. 沈殿生成前と仮定した混合後の$Ag^+$濃度と$Cl^-$濃度を求めよ。
2. イオン積$Q$を求め、$AgCl$の沈殿が生じるか判断せよ。

**演習 2**

硝酸銀$AgNO_3$水溶液20.0 mLと塩化ナトリウム$NaCl$水溶液30.0 mLを混合する。

$AgNO_3$の濃度は、 $2.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$、$NaCl$の濃度は、 $1.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。

1. 沈殿生成前と仮定した混合後の$Ag^+$濃度と$Cl^-$濃度を求めよ。
2. イオン積$Q$を求め、$AgCl$の沈殿が生じるか判断せよ。

**演習 3**

塩化カルシウム$CaCl_2$水溶液とフッ化ナトリウム$NaF$水溶液を混合する。

$CaCl_2$の濃度は、 $2.0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ 体積は、 10.0 mL である。 $NaF$の濃度は、 $4.0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ 体積は、 10.0 mL である。

1. 沈殿生成前と仮定した混合後の$Ca^{2+}$濃度と$F^-$濃度を求めよ。
2. $CaF_2$のイオン積$Q$を求め、沈殿が生じるか判断せよ。$F^-$濃度の指数に注意して計算せよ。

**演習 4**

$AgCl$について沈殿判定を考える。

判定時点の条件として、 $[Ag^+] = 2.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ とする。この値は判定時の濃度条件であり、体積変化を伴う実験過程を意味しない。

1. $AgCl$の沈殿開始の境界となる$[Cl^-]$を求めよ。
2. $[Cl^-]$がその境界値に等しい試料と、$[Cl^-] = 1.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$の試料について、沈殿生成方向になるか判断せよ。

**演習 5**

十分な量の固体$AgCl$を$0.0200\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$の$NaCl$水溶液へ加え、25℃で平衡に達した。

$K_{\mathrm{sp}}(AgCl) = 1.8 \times 10^{-10}$ である。

1. 溶解度を$s$として$K_{\mathrm{sp}}$の式を立て、$s \ll 0.0200$として近似値を求めよ。また、近似の妥当性を確認せよ。
2. 純水中の$AgCl$のモル溶解度と比較し、共通イオンによる変化と$K_{\mathrm{sp}}$の変化について説明せよ。

**演習 6**

沈殿平衡とイオン積$Q$について考える。

1.「イオン積$Q$はいつでも溶解度積$K_{\mathrm{sp}}$と等しい」という説明を訂正し、沈殿生成前の仮想混合状態と、固体共存時の最終平衡状態を区別して説明せよ。
2.「$Q = K_{\mathrm{sp}}$なら必ず固体が存在する。また、$Q < K_{\mathrm{sp}}$なら固体を少し加えても全く溶けない」という説明を訂正し、固体が存在しない場合や固体が全部溶ける場合も含めて説明せよ。

©ミライコーチング

# 演習問題の解答・解説

## 解答 1

**1.**
$AgNO_3$と$NaCl$を混合したとき、沈殿生成前の仮想的な状態で濃度を求める。

$Ag^+$の物質量は、$n(Ag^+) = (4.0 \times 10^{-5})(0.0250) = 1.0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol}$ である。混合後の全体積は、$0.0250 + 0.0250 = 0.0500\,\mathrm{L}$ なので、$[Ag^+] = \frac{1.0 \times 10^{-6}}{0.0500} = 2.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

$Cl^-$も同じ物質量なので、$[Cl^-] = 2.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。

**2.**
$AgCl$では、

$Q = [Ag^+][Cl^-]$ である。したがって、$Q = (2.0 \times 10^{-5})(2.0 \times 10^{-5}) = 4.0 \times 10^{-10}$ となる。$Q = 4.0 \times 10^{-10} > K_{\mathrm{sp}} = 1.8 \times 10^{-10}$ なので、過飽和状態となり、$AgCl$の沈殿生成方向へ進む。

## 解答 2

**1.**
混合後の全体積は、

$0.0200 + 0.0300 = 0.0500\,\mathrm{L}$ である。$Ag^+$の物質量は、$(2.0 \times 10^{-5})(0.0200) = 4.0 \times 10^{-7}\,\mathrm{mol}$ なので、$[Ag^+] = \frac{4.0 \times 10^{-7}}{0.0500} = 8.0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

$Cl^-$の物質量は、$(1.0 \times 10^{-5})(0.0300) = 3.0 \times 10^{-7}\,\mathrm{mol}$ なので、$[Cl^-] = \frac{3.0 \times 10^{-7}}{0.0500} = 6.0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

**2.**
イオン積は、

$Q = [Ag^+][Cl^-]$ より、$Q = (8.0 \times 10^{-6})(6.0 \times 10^{-6}) = 4.8 \times 10^{-11}$ である。これは、$Q < K_{\mathrm{sp}} = 1.8 \times 10^{-10}$ なので、$AgCl$の沈殿は生じない。元の溶液濃度をそのまま用いるのではなく、混合後の全体積で希釈された濃度を用いる必要がある。

## 解答 3

**1.**
混合後の全体積は、

$0.0100 + 0.0100 = 0.0200\,\mathrm{L}$ である。$Ca^{2+}$の物質量は、$(2.0 \times 10^{-3})(0.0100) = 2.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol}$ なので、$[Ca^{2+}] = \frac{2.0 \times 10^{-5}}{0.0200} = 1.0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

$F^-$の物質量は、$NaF$の完全解離より、$(4.0 \times 10^{-3})(0.0100) = 4.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol}$ である。したがって、$[F^-] = \frac{4.0 \times 10^{-5}}{0.0200} = 2.0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

**2.**
$CaF_2$では、

$Q = [Ca^{2+}][F^-]^2$ である。したがって、$Q = (1.0 \times 10^{-3})(2.0 \times 10^{-3})^2 = 4.0 \times 10^{-9}$ となる。これは、$Q = 4.0 \times 10^{-9} > K_{\mathrm{sp}} = 4.0 \times 10^{-11}$ なので、$CaF_2$の沈殿生成方向へ進む。

$F^-$は係数 2 で生じるため、$Q$では濃度を 2 乗することに注意する。

## 解答 4

**1.**
$AgCl$では、

$Q = [Ag^+][Cl^-]$ である。 沈殿開始の境界では、 $Q = K_{\mathrm{sp}}$ となる。 したがって、 $(2.0 \times 10^{-5})[Cl^-] = 1.8 \times 10^{-10}$ より、 $[Cl^-] = \frac{1.8 \times 10^{-10}}{2.0 \times 10^{-5}} = 9.0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となる。

**2.**
$[Cl^-] = 9.0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$の場合、

$Q = K_{\mathrm{sp}}$ であり、飽和条件である。 この状態では正味の沈殿生成方向への駆動はなく、固体の存在量や有無をこの条件だけで決めることはできない。 一方、 $[Cl^-] = 1.0 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ の場合、 $Q = (2.0 \times 10^{-5})(1.0 \times 10^{-5}) = 2.0 \times 10^{-10}$ となる。

これは、 $Q > K_{\mathrm{sp}}$ なので、沈殿生成方向へ進む。

## 解答 5

**1.**
$AgCl$の溶解平衡は、

$$AgCl(s) \rightleftarrows Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

である。 $NaCl$水溶液中では、 $[Ag^+] = s$、$[Cl^-] = 0.0200 + s$ となる。 したがって、 $s(0.0200 + s) = 1.8 \times 10^{-10}$ である。

$s \ll 0.0200$より、 $0.0200s \approx 1.8 \times 10^{-10}$ となる。 よって、 $s \approx 9.0 \times 10^{-9}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。 近似の確認として、 $\frac{s}{0.0200} = 4.5 \times 10^{-7}$ であり、十分小さいため近似は妥当である。

**2.**
純水中では、

$s_0 = 1.3 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ である。 $NaCl$水溶液中では、 $s = 9.0 \times 10^{-9}\,\mathrm{mol\,L^{-1}}$ となり、共通イオン$Cl^-$の存在によって溶解度は低下する。 これは、増加した$Cl^-$によって溶解平衡が左へ移動するためである。

一方、温度は同じ 25℃なので、 $K_{\mathrm{sp}}$ は変化しない。変化するのは平衡時のイオン濃度とモル溶解度である。

## 解答 6

**1.**
「イオン積$Q$はいつでも溶解度積$K_{sp}$と等しい」という説明は誤りである。

$Q$は、その時点のイオン濃度を$K_{sp}$と同じ式へ代入した値であり、一般には$K_{sp}$と異なる。 沈殿判定では、沈殿が起こる前と仮定した仮想混合状態の濃度から$Q$を求める。 一方、十分時間が経過して固体が共存する溶解平衡では、 $Q = K_{sp}$ となる。

**2.**
「$Q = K_{sp}$なら必ず固体がある」という説明は誤りである。

$Q = K_{sp}$は飽和条件を表すが、固体の存在量や有無までは決めない。 また、 $Q < K_{sp}$ の場合、その溶液は未飽和である。 この状態では、少量の固体を加えると固体が溶解することがあり、加えた固体の量が少なければ全て溶解して、なお未飽和の状態になる場合もある。

したがって、$Q$と$K_{sp}$の比較は沈殿生成や溶解方向を判断する基準であり、固体量を直接表すものではない。