

Esperienza n. 5

REAZIONI DI PRECIPITAZIONE E PRODOTTO DI SOLUBILITÀ

Le Reazioni di Precipitazione sono reazioni che portano alla formazione di specie poco solubili, spesso sali, nelle particolari condizioni sperimentali.

Per solubilità si intende la concentrazione di soluto in una soluzione satura (soluzione che contiene la massima concentrazione di soluto in un determinato solvente) ad una data temperatura. La solubilità dei sali è legata al Prodotto di Solubilità, K_{ps} . Una specie poco solubile precipiterà se il Quoziente di Reazione associato ad un dato istante del processo è maggiore di K_{ps} , altrimenti resterà in soluzione.

Come per tutti gli equilibri chimici, alcune variabili sperimentali, come ad es. la temperatura o la variazione della concentrazione di una o più specie coinvolte nell'equilibrio, mediante aggiunta o rimozione di reagenti o prodotti, possono influenzare l'equilibrio di solubilità: la prima farà variare il valore della costante dell'equilibrio, mentre la seconda avrà un effetto sulla solubilità del sale.

Obiettivi dell'esperienza:

applicare le conoscenze sull'equilibrio di solubilità di prodotti poco solubili al fine di verificarne qualitativamente e/o quantitativamente le variazioni in funzione:

- del pH;
- della presenza di uno ione comune;
- della temperatura;

e calcolare la solubilità ed il prodotto di solubilità della specie.

A) VARIAZIONE DELLA SOLUBILITÀ DELL'IDROSSIDO FERRICO PER EFFETTO DEL PH

Materiale occorrente:

- soluzione di FeCl_3 ; NH_3 conc.; HCl 2M.
- pipette di Pasteur
- Bacchetta di vetro
- 1 becker da 25 mL

Procedura sperimentale:

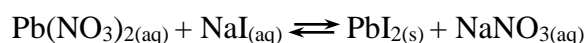
- Porre qualche mL di soluzione limpida di FeCl_3 in un becker da 25 mL.
- Sotto cappa, aggiungere poche gocce di ammoniaca conc. agitando con una bacchetta di vetro: si forma un solido flocculento rosso-bruno. Cosa si è formato?
- Dissolvere il solido con qualche goccia di acido cloridrico dil.
- Spostare l'equilibrio nelle due direzioni finché si vuole aggiungendo alternativamente poche gocce di acido o di base.

Quesiti:

- 1) Scrivere e bilanciare gli equilibri chimici coinvolti nella reazione.
- 2) Spiegare l'effetto dell'aggiunta dell'acido e della base sull'equilibrio di solubilità: qual è la grandezza che varia?

B) VARIAZIONE DEL PRODOTTO DI SOLUBILITÀ DEL PbI₂ CON LA TEMPERATURA (DA SVOLGERE IN GRUPPI DI 4)**Materiale occorrente:**

- Pb(NO₃)₂; NaI.
- 2 becker da 250 mL
- pipette di Pasteur
- agitatore magnetico + ancoretta
- 1 imbuto

Equilibrio coinvolto (da bilanciare):**Procedura sperimentale:**

- In un becker, pesare 0.42 g di Pb(NO₃)₂ e scioglierli in 100 mL di acqua distillata.
- Calcolare la quantità di NaI da aggiungere in modo da rispettare il rapporto stechiometrico calcolato per l'equazione, pesare il sale e scioglierlo in 100 mL di acqua distillata.
- Aggiungere, lentamente e sotto agitazione, la soluzione di NaI a quella di Pb(NO₃)₂: si osserverà la formazione di un precipitato giallo-oro di PbI₂.
- Scaldare la soluzione, sempre sotto agitazione, fino a completa dissoluzione del precipitato, aggiungendo acqua all'occorrenza.
- Lasciando lentamente raffreddare la soluzione, si osserverà una nuova precipitazione del PbI₂.
- Filtrare i cristalli su filtro di carta e lasciarli asciugare all'aria.

Quesiti:

- 1) Scrivere l'equilibrio di solubilità del sale.
- 2) Calcolare la solubilità del sale a temperatura ambiente, sapendo che $K_{ps}=8.7 \times 10^{-9}$ e verificare che il prodotto delle concentrazioni dei reagenti sia superiore alla K_{ps} .
- 3) Spiegare l'effetto della variazione di temperatura sull'equilibrio di solubilità: qual è la grandezza che varia? Perché?

C) VARIAZIONE DELLA SOLUBILITÀ DEL BICARBONATO DI SODIO PER EFFETTO DELLO IONE COMUNE (QUESTA ESPERIENZA E' COMUNE PER OGNI BANCO DI LAVORO)

Materiale occorrente:

- NaHCO₃, NaCl, HCl 0.2M, rosso di metile
- 2 beute da 300 mL
- agitatore magnetico + ancoretta
- pipetta graduata da 5 mL + porcellino

Equilibrio coinvolto:



Procedura sperimentale:

- Preparare due soluzioni sature di NaHCO₃ in acqua distillata (circa 1.14M) pesando almeno 11g di sale in 96.5 g di acqua (considerare che l'aumento di volume nella solubilizzazione del sale è 3.5 mL).
- Aggiungere ad una delle due 6-7 g di NaCl accuratamente pesati (in questo caso trascurare l'ulteriore aumento di volume).
- Lasciare a lungo sotto agitazione le due soluzioni (almeno 1 ora) e lasciarle decantare.
- Prelevare con una pipetta graduata 5.00 mL di ciascuna soluzione limpida e porli in due becker da 300 mL.
- Diluire a ~150 mL con acqua.
- Titolare le due soluzioni con una soluzione a titolo noto di HCl o H₂SO₄ 0.2N, usando un indicatore di pH (Rosso Metile: viraggio giallo-rosa a pH ~4-6; N.B.: leggere il viraggio al rosso e non al colore intermedio in quanto il pH del punto equivalente è ~4).

Quesiti:

- 1) Calcolare la solubilità del sale nei due casi (corrispondente alla concentrazione di equilibrio dello ione HCO₃⁻) ed il prodotto di solubilità per entrambe le soluzioni: qual è la grandezza che varia?
- 2) Spiegare l'effetto dell'aggiunta del cloruro di sodio sull'equilibrio di solubilità.