

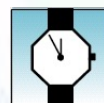


Concetti chimici

- Solubilità dei sali
- Equilibri di complessazione

Materiale occorrente

- Cloruro di mercurio(II), HgCl_2
- Ioduro di potassio, KI



20 min



Norme di sicurezza

- Usare guanti ed occhiali di protezione
- Evitare il contatto con i sali di mercurio

Richiami teorici

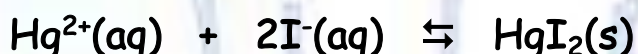
Lavorare con soluzioni di composti ionici è talmente comune per un chimico che è necessario avere alcune nozioni su quali siano i **sali** solubili e quali no. Per gli scopi di questa discussione un **sale** sarà definito come un composto costituito da un catione diverso dal protone e da un qualsiasi anione. I sali sono composti cristallini, diversamente dagli acidi che possono essere gassosi o liquidi. Un sale si definisce solubile in un dato solvente quando può dare origine ad una soluzione più concentrata di 0,01 M (la molarità M è il rapporto tra il numero di moli del soluto e il volume della soluzione misurato in litri, dove il numero di moli è pari alla quantità in grammi della sostanza diviso il suo peso molecolare). Un sale poco solubile presenterà una solubilità minore di 0,01 M. Quando ad un solvente è aggiunto un eccesso di sale, si realizza in esso una concentrazione costante del soluto: il solvente ed il soluto in eccesso, che precipita, sono in equilibrio e la soluzione è detta satura. La solubilità di una sostanza in un dato solvente ad una certa temperatura è data dalla concentrazione del soluto nella soluzione satura. (Vedi anche la scheda 3). Nell'esperimento proposto di seguito si prepara una soluzione satura di un sale di mercurio(II) in acqua e successivamente si discioglie il precipitato attraverso la formazione di un complesso solubile.

Esecuzione dell'esperienza

Si prepara una soluzione acquosa di HgCl_2 sciogliendo 1 g di cloruro mercurico in 150 mL di acqua. La soluzione è incolore. Successivamente, in un altro becher, si prepara una soluzione acquosa di KI sciogliendo 3 g di ioduro di potassio in 150 mL di acqua. Anche questa soluzione è incolore. Si versano 100 mL della prima soluzione in una beuta e vi si aggiungono 125 mL della seconda soluzione: immediatamente si osserva la precipitazione di un solido giallo-oro. Continuando ad aggiungere la soluzione di KI si nota che, una volta che tutta la soluzione di ioduro di potassio è stata aggiunta, il precipitato scompare lasciando una soluzione limpida leggermente colorata di giallo.

Cosa è accaduto?

Lo ioduro di mercurio(II) è meno solubile di HgCl_2 , perciò, quando si aggiunge I^- , contenuto nella soluzione di KI, si ha la precipitazione di HgI_2 che è un solido di colore giallo-arancione:



Successivamente continuando ad aggiungere I^- si ha la formazione del complesso $[\text{HgI}_4]^{2-}$ che è solubile e debolmente colorato di giallo. Questo fatto spiega la scomparsa del precipitato:

