

Laboratorio di Chimica Generale

Laurea Triennale in Geologia

Esperienza n°2

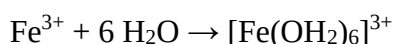
EQUILIBRI IN SOLUZIONE

Equilibri in soluzione e principio di Le Châtelier

In acqua gli ioni metallici sono “ricoperti” (coordinati) da un certo numero di molecole di H₂O, tipicamente 6, che costituiscono la sfera di idratazione. Essi si chiamano aquo-complessi. Alcune o tutte le molecole di acqua possono essere sostituite da anioni (e.g. cloruro) o molecole neutre (e.g. ammoniaca) per formare altri complessi. I complessi degli ioni dei metalli del blocco d sono spesso colorati, per questo motivo ne useremo alcuni in questa esperienza, che è divisa in 3 parti: le variazioni cromatiche permettono di seguire facilmente gli equilibri.

Parte 1

Studieremo il caso dell'equilibrio di dissociazione acida dello ione Fe³⁺: sciogliendo un suo sale in acqua si forma lo ione complesso [Fe(OH₂)₆]³⁺ secondo la reazione (**attenzione**: le formule degli ioni complessi vengono scritte tra parentesi quadre, da non confondere con quelle che indicano la concentrazione):



Il colore arancione delle soluzioni dei sali di Fe³⁺ è dato dall'equilibrio di dissociazione acida di questo aquo-complesso, che si comporta da acido debole (è definito un aquo-acido):



Questo equilibrio può essere influenzato andando a modificare la concentrazione dello ione H₃O⁺, per esempio aggiungendo un acido forte come l'acido nitrico HNO₃.

In laboratorio:

Preparare in un matraccio tarato 25.0 mL di soluzione 0.05 M di Fe³⁺ a partire da Fe(NO₃)₃·9H₂O (ATTENZIONE: servirà anche per la parte B). Pesate il sale di ferro su bilancia analitica.

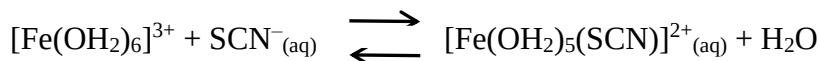
Ogni studente: con una pipetta graduata porre in una provetta 3.0 mL della soluzione di Fe³⁺ e aggiungere HNO₃ 1 M (già pronto) goccia a goccia con una pipetta Pasteur finché il colore non cambia più. **Dopo l'aggiunta di ogni goccia mescolare bene.** Contare le gocce necessarie e registrare il fenomeno osservato.

Considerazioni e domande:

- Annotare i cambiamenti di colore della soluzione e motivarli.
- Perché l'aggiunta di HNO₃ alla soluzione di Fe³⁺ provoca un cambiamento di colore?

Parte 2: applicazione della legge di azione di massa

Consideriamo il seguente equilibrio:



Tale reazione è tra quelle impiegate per il riconoscimento qualitativo dello ione Fe^{3+} . Il prodotto della reazione, l'addotto $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}_{(\text{aq})}$, è intensamente colorato in rosso.

In laboratorio:

Preparare in matraccio tarato 25.0 mL di soluzione 0.1 M di NH_4SCN (tiocianato di ammonio, anche detto solfocianuro di ammonio). Pesate il sale su bilancia analitica.

Preparare in matracci tarati 25.0 mL di due nuove soluzioni andando a diluire 10 volte sia la soluzione 0.05 M di Fe^{3+} che quella 0.1 M di NH_4SCN , ottenendo così una soluzione di Fe^{3+} 0.005 M e una soluzione di SCN^- 0.01 M. Utilizzate pipette graduate per prelevare i volumi opportuni delle due soluzioni da diluire.

- **Ciascuno studente:** con una pipetta graduata porre 5 aliquote da 1.0 mL ciascuna della soluzione 0.005 M di Fe^{3+} in 5 provette numerate. Aggiungere con una pipetta graduata acqua distillata secondo la tabella seguente. Aggiungere poi alle provette 2 – 5 con una pipetta graduata la quantità indicata in tabella della soluzione 0.01 M di NH_4SCN (la provetta 1 serve come riferimento per il colore, il cosiddetto “bianco”). **Si aggiunge prima l'acqua e poi il tiocianato, in modo che il cambio di colore sia ben visibile.**

Provetta	Volume Fe^{3+} (mL)	Volume KSCN (mL)	Volume H_2O (mL)
1	1.0	–	9.0
2	1.0	0.5	8.5
3	1.0	1.0	8.0
4	1.0	2.0	7.0
5	1.0	3.0	6.0

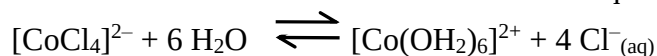
Per osservare meglio i cambiamenti di colore che si verificano, osservare le provette sullo sfondo di un foglio di carta bianca.

Considerazioni e domande:

- Rispetto ai principali tipi di reazioni chimiche viste durante le lezioni di teoria, come si può classificare questa reazione di cui avete visto lo spostamento dell'equilibrio?
- Annotare i cambiamenti di colore osservati e motivarli.
- In quale delle provette l'equilibrio è più spostato a destra, e perché?
- In quale delle provette l'equilibrio è più spostato a sinistra, e perché?
- Scrivere la costante di dissociazione di $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$. Sapendo che essa è pari a $9.1 \cdot 10^{-3}$ calcolate le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio in ciascuna delle provette?
- Sulla base dei calcoli effettuati, giustificare perché impiegando diversi volumi della soluzione di NH_4SCN si ottengono colori diversi nelle provette.

Parte 3: influenza della temperatura su un equilibrio chimico

Il complesso di cobalto $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ ha un colore blu, mentre il complesso $[\text{Co}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ è colorato in rosa. I due complessi possono essere interconvertiti dalla reazione di equilibrio:



Questa reazione (vista da sinistra a destra) è notevolmente esotermica.

In laboratorio:

Avrete a disposizione una soluzione 0.10 M di CoCl_2 anidro in etanolo assoluto (cioè contenente pochissima acqua) e una soluzione satura di cloruro di calcio, CaCl_2 . Con una pipetta graduata porre 3.0 mL della soluzione del sale di cobalto in una provetta e aggiungere acqua goccia a goccia, mescolando bene dopo ogni aggiunta, fino a che il colore cambia da blu a rosa. **Non aggiungere più acqua del necessario.** Dividere la soluzione rosa ottenuta in due parti uguali in due provette.

Aggiungere la soluzione satura di CaCl_2 goccia a goccia alla prima provetta e agitare bene la soluzione dopo ciascuna aggiunta: registrare il fenomeno osservato. Fermarsi quando il colore non cambia più.

Scaldare la seconda provetta in un bagno di acqua calda (troverete dei becker parzialmente riempiti con acqua distillata, scaldati alla temperatura di 60–70°C su una piastra riscaldante): si dovrebbe osservare un cambiamento di colore (se questo non si verifica, è probabile che la quantità di acqua aggiunta all'inizio sia troppo elevata: è necessario ricominciare da capo). Il cambiamento di colore è reversibile: se la provetta viene posta in un bagno di ghiaccio (che troverete vicino al becker con acqua calda) si osserva che il colore della soluzione cambia nuovamente.

Considerazioni e domande:

- Indicare tutti i cambiamenti di colore osservati in modo chiaro. Quali composti sono responsabili dei colori osservati?
- Perché la soluzione di CoCl_2 è stata preparata in etanolo e non in acqua?
- Perché aggiungendo acqua alla soluzione il colore cambia?
- Perché bisogna aggiungere l'acqua goccia a goccia e non superare la quantità necessaria affinché la soluzione diventi rosa?
- Perché l'aggiunta di CaCl_2 provoca la ricomparsa del colore iniziale?
- Perché il colore della soluzione cambia a seconda della temperatura?

Reattivi:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
2. Soluzione di HNO_3 1M
3. NH_4SCN
4. Soluzione di CoCl_2 anidro in etanolo assoluto
5. CaCl_2

Smaltimento dei rifiuti

Tutte le miscele ottenute dopo reazione e tutte le soluzioni avanzate al termine dell'esperienza vanno raccolte nelle bottiglie per la raccolta di soluzioni contenenti metalli pesanti.