

Laboratorio di Chimica Generale
Laurea Triennale in Scienze e Tecnologie per l'Ambiente e la Natura

Esperienza n°2
EQUILIBRI IN SOLUZIONE

Equilibri in soluzione e principio di Le Châtelier

Tutti gli ioni sciolti in acqua sono “ricoperti” da un certo numero di molecole di H₂O, che costituiscono la sfera di idratazione. Studieremo oggi il caso dello ione Fe³⁺: sciogliendo un suo sale in acqua si forma lo ione [Fe(H₂O)₆]³⁺ incolore secondo la reazione:



Il colore arancione delle soluzioni dei sali di Fe³⁺ è dato dalla parziale dissociazione di questo ione:



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

In laboratorio:

Preparare 25 mL di soluzione 0.05 mol/L di Fe³⁺ preparata a partire da Fe(NO₃)₃•9H₂O (ATTENZIONE: servirà anche per la parte B).

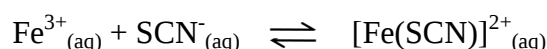
Porre nella prima provetta 3 mL di soluzione contenente 0.05 mol/L di Fe³⁺ preparata a partire da Fe(NO₃)₃•9H₂O e aggiungere HNO₃ 1M goccia a goccia finché il colore non cambia più. Contare le gocce necessarie e registrare il fenomeno osservato. Mescolare bene la soluzione dopo ogni aggiunta.

Considerazioni e domande:

- Che reazione avviene nella soluzione? Che equilibrio si instaura?
- Annotare i cambiamenti di colore della soluzione e motivarli.
- Perché l'aggiunta di HNO₃ alla soluzione di Fe³⁺ provoca un cambiamento di colore?

Legge dell'azione di massa

Consideriamo il seguente equilibrio:



Rispetto ai principali tipi di reazioni chimiche viste durante le lezioni di teoria, come si può classificare questa reazione?

Tale reazione è tra quelle impiegate per il riconoscimento qualitativo dello ione Fe³⁺. Il prodotto della reazione, l'addotto [Fe(SCN)]²⁺_(aq), è intensamente colorato in rosso.

In laboratorio:

Preparare 10 mL di soluzione 0.1 mol/L di NH_4SCN (tiocianato d'ammonio).

Preparare 25 mL di due nuove soluzioni andando a diluire 10 volte le soluzioni a disposizione, ottenendo così una soluzione di Fe^{3+} 0.005 mol/L and una soluzione di SCN^- 0.01 mol/L.

Porre 4 aliquote da 1 mL ciascuna della soluzione 0.005 mol/L di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ in 4 provette numerate. Aggiungere acqua distillata secondo la tabella seguente. Aggiungere a ciascuna delle provette la quantità indicata della soluzione 0.01 mol/L di KSCN.

Provetta	Volume $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Volume KSCN	Volume H_2O
1	1	0.5	8.5
2	1	1	8
3	1	2	7
4	1	3	6

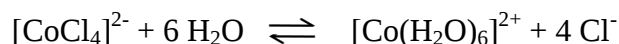
Per osservare meglio i cambiamenti di colore che si verificano, osservare le provette sullo sfondo di un foglio di carta bianca.

Considerazioni e domande:

- Che equilibrio si instaura nelle provette?
- Annotare i cambiamenti di colore osservati e motivarli.
- Calcolare le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio in ciascuna delle prove eseguite, sapendo che la **costante di dissociazione** di $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ è pari a $6.0 \cdot 10^{-6}$.
- Sulla base dei calcoli effettuati, giustificare perché impiegando diversi volumi della soluzione di NH_4SCN si ottengono colori diversi nelle provette.

Influenza della temperatura

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



Questa reazione è notevolmente esotermica.

In laboratorio:

Una soluzione 0.10 mol/L di CoCl_2 anidro in etanolo è già stata preparata. Porre 3 mL della soluzione in una provetta e aggiungere acqua goccia a goccia 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 CaCl_2 (soluzione concentrata) goccia a goccia alla prima provetta (**sotto cappa!!**): registrare il fenomeno osservato.

Porre la seconda provetta in un bagno di acqua calda alla temperatura di 60-70°C: 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 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?
- Che equilibrio si instaura nella soluzione?
- 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?
- Dal punto di vista del calore, che tipo di reazione è questa? Esotermica o endotermica? Spiegare come è possibile giungere a questa conclusione in base alle prove fatte.

Reattivi:

Per ciascuna delle sostanze utilizzate indicare nella relazione le frasi di rischio H e le frasi di precauzione P.

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
5. CaCl_2 soluzione concentrata

Vetreria / strumenti:

1. Bilancia
2. Spatole
3. Occhiali
4. Guanti latex
5. Beakers da 25-50-100 ml
6. Pipette da 5 ml e 10 ml
7. Propipette
8. Pasteur + tettarelle
9. Matracci da 50 e 100 ml
10. Bacchette di vetro
11. Cartine per pesata
12. Spruzzette
13. Provette (6) + portaprovette
14. Imbuti
15. Riscaldamento (bagno a 65°C)
16. Ghiaccio