

Laboratorio di Chimica Generale

Laurea Triennale in Geologia

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).

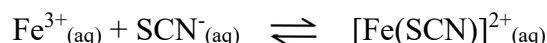
Ponete nella prima provetta 3 mL di soluzione contenente 0.05 mol/L di Fe³⁺ preparata a partire da Fe(NO₃)₃•9H₂O e aggiungete HNO₃ 1M goccia a goccia finché il colore non cambia più. Contate le gocce necessarie e registrate il fenomeno osservato. Ovviamente, mescolate bene la soluzione dopo ogni aggiunta.

Domanda:

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 che abbiamo visto, come classifichereste questa reazione?

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:

ATTENZIONE: In questa fase dell'esperienza, le soluzioni contenenti Fe^{3+} e SCN^{-} non devono mai mescolarsi prima di quando necessario. Pertanto, è fondamentale fare molta attenzione a lavare accuratamente la vetreria passando da una soluzione all'altra.

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

Preparate 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.

Ponete 4 aliquote da 1 mL ciascuna della soluzione 0.005 mol/L di $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ in 4 provette numerate. Aggiungete acqua distillata secondo la tabella seguente. Aggiungete a ciascuna delle provette la quantità indicata della soluzione 0.01 mol/L di NH_4SCN .

Provetta	Volume $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Volume NH_4SCN	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, potete osservare le provette sullo sfondo di un foglio di carta bianca.

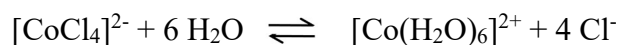
Domande:

Calcolate 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 $3.00 \cdot 10^{-4}$.

Spiegate le osservazioni fatte. In particolare, sulla base dei calcoli effettuati, giustificare perché impiegando diversi volumi della soluzione di NH_4SCN si ottengono diverse intensità di colore 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. Ponete 5.0 mL della soluzione in una provetta **pulita ed asciutta** e aggiungete acqua goccia a goccia fino a che il colore cambia da blu a rosa. **Non aggiungete acqua più del necessario**. Dividete la soluzione rosa ottenuta in due parti uguali che porrete in due provette.

Aggiungete HCl concentrato goccia a goccia alla prima provetta (**sotto cappa!!**): registrate il fenomeno osservato.

Ponete la seconda provetta in un bagno di acqua calda alla temperatura di 60-70°C: dovrete vedere un cambiamento di colore (se non lo vedete significa che avete aggiunto troppa acqua all'inizio: ricominciate da capo). Il cambiamento di colore è reversibile: se ponete la provetta in un bagno di ghiaccio il colore della soluzione cambia nuovamente.

Domande:

Interpretate le osservazioni fatte alla luce del Principio di Le Châtelier. In particolare:

1. Perché aggiungendo H_2O alla soluzione il colore cambia?
2. Perché la soluzione di CoCl_2 è stata preparata in etanolo e non in acqua?
3. Perché dovete aggiungere l'acqua goccia a goccia e fermarvi subito non appena la soluzione diventa rosa?
4. Perché l'aggiunta di HCl provoca la ricomparsa del colore iniziale?
5. Perché il colore della soluzione cambia a seconda della temperatura?
6. Dal punto di vista del calore, che tipo di reazione è questa? Esotermica o endotermica?

Reattivi:

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
2. Soluzione di HNO_3 1M
3. NH_4SCN
4. Soluzione di CoCl_2 anidro in etanolo
5. HCl concentrato

Vetreria / strumenti:

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