

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

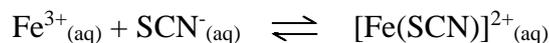
Ponete nella prima provetta 3 mL di soluzione contenente 0.20 mol/L di Fe³⁺ preparata a partire da Fe(NO₃)₃•9H₂O e aggiungete HNO₃ 3M goccia a goccia finché il colore non cambia più. Contate le gocce necessarie e registrate il fenomeno osservato. Ovviamente, mescolate bene la soluzione dopo ogni aggiunta.

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 0.10 mol/L di KSCN (tiocianato di potassio).

Preparate 25 mL di due nuove soluzioni andando a diluire 10 volte le soluzioni a disposizione, ottenendo così una soluzione di Fe^{3+} 0.020 mol/L and una soluzione di SCN^{-} 0.001 mol/L.

Ponete 4 aliquote da 1 mL ciascuna della soluzione 0.020 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 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, potete osservare le provette sullo sfondo di un foglio di carta bianca.

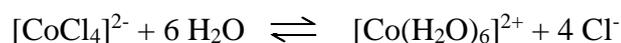
Domande:

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 KSCN 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 |