

# 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 H<sub>2</sub>O, che costituiscono la sfera di idratazione. Studieremo oggi il caso dello ione Fe<sup>3+</sup>: sciogliendo un suo sale in acqua si forma lo ione [Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> incolore secondo la reazione:



Il colore arancione delle soluzioni dei sali di Fe<sup>3+</sup> è dato dalla parziale dissociazione di questo ione:



Questo equilibrio può essere influenzato andando a modificare la concentrazione dello ione H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, per esempio aggiungendo un acido forte.

### In laboratorio:

Preparare 25 mL di soluzione 0.05 mol/L di Fe<sup>3+</sup> preparata a partire da Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>•9H<sub>2</sub>O (ATTENZIONE: servirà anche per la parte B).

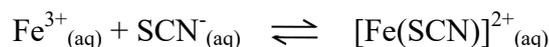
Ponete nella prima provetta 3 mL di soluzione contenente 0.05 mol/L di Fe<sup>3+</sup> preparata a partire da Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>•9H<sub>2</sub>O e aggiungete HNO<sub>3</sub> 1M goccia a goccia finché il colore non cambia più. Contate le gocce necessarie e registrate il fenomeno osservato. Ovviamente, mescolate bene la soluzione dopo ogni aggiunta.

### Domanda:

Perché l'aggiunta di HNO<sub>3</sub> alla soluzione di Fe<sup>3+</sup> 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  $\text{Fe}^{3+}$ . Il prodotto della reazione, l'addotto  $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}_{(\text{aq})}$ , è intensamente colorato in rosso.

### In laboratorio:

Preparate 10 mL di soluzione 0.1 mol/L di  $\text{NH}_4\text{SCN}$  (tiocianato d'ammonio).

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

Provetta	Volume $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Volume $\text{KSCN}$	Volume $\text{H}_2\text{O}$
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.

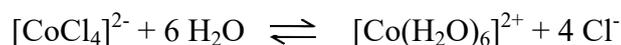
### Domande:

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  $\text{NH}_4\text{SCN}$  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  $\text{CoCl}_2$  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 la soluzione di  $\text{CoCl}_2$  è stata preparata in etanolo e non in acqua?
2. Perché aggiungendo  $\text{H}_2\text{O}$  alla soluzione il colore cambia?
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  $\text{HNO}_3$  1M
3.  $\text{NH}_4\text{SCN}$
4. Soluzione di  $\text{CoCl}_2$  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                     |