**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:

Fe3+ + 6 H2O [Fe(H2O)6]3+ (o Fe3+(aq))

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

[Fe(H2O)6]3++ H2O [Fe(OH)(H2O)5]2++ H3O+(aq)

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:

Fe3+(aq) + SCN-(aq) [Fe(SCN)]2+(aq)

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 KSCN (tiocianato di potassio).

Preparare 25 mL di due nuove soluzioni andando a diluire 10 volte le soluzioni a disposizione, ottenendo così una soluzione di Fe3+ 0.005 mol/L e una soluzione di SCN- 0.01 mol/L.

Porre 4 aliquote da 1 mL ciascuna della soluzione 0.005 mol/L di Fe(NO3)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 Fe(NO3)3** | **Volume KSCN** | **Volume H2O** |
| **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 [Fe(SCN)]2+ è pari a 9.1∙10-3.
* Sulla base dei calcoli effettuati, giustificare perché impiegando diversi volumi della soluzione di KSCN si ottengono colori diversi nelle provette.

**Influenza della temperatura**

Il complesso di cobalto [CoCl4]2- ha un colore blu, mentre il complesso [Co(H2O)6]2+ è colorato in rosa. I due complessi possono essere interconvertiti dalla reazione:

[CoCl4]2- + 6 H2O [Co(H2O)6]2+ + 4 Cl-

Questa reazione è notevolmente esotermica.

In laboratorio:

Una soluzione 0.10 mol/L di CoCl2 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 la soluzione di CaCl2 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 CoCl2 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 HCl 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. Fe(NO3)3
2. Soluzione di HNO3 1M
3. KSCN
4. Soluzione di CoCl2 anidro in etanolo
5. HCl concentrato

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