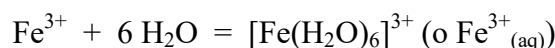


Laboratorio di Chimica Generale
Laurea Triennale in Geologia e Scienze e Tecnologie per l'Ambiente e la Natura

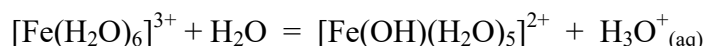
Esperienza n°2
EQUILIBRI IN SOLUZIONE

Verifica della legge di azione di massa e del 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:

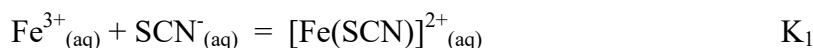


Il colore arancione delle soluzioni dei sali di Fe³⁺ è dato dalla parziale dissociazione di questo ione:



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

Consideriamo poi il seguente equilibrio:



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.

Lo ione idrogeno fosfato reagisce con lo ione Fe³⁺ secondo:



E l'addotto è incolore e la costante di equilibrio di della seconda reazione è maggiore di quella della prima reazione (K₂ >> K₁).

Infine, lo ione Fe³⁺ può essere precipitato formando vari sali poco solubili. Il più caratteristico (ed impiegato anche per il riconoscimento qualitativo dello ione Fe³⁺) è il Blu di Prussia Fe₄[Fe(CN)₆]₃•6H₂O.

In laboratorio:

Parte A

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.

Parte B

In un becker da 100 mL, mescolate 3 mL della soluzione di Fe(NO₃)₃•9H₂O 0.05 mol/L preparata nella Parte A e 3 mL della soluzione di NH₄SCN (tiocianato d'ammonio) 0.1 mol/L. Diluite la soluzione

ottenuta con 60 mL di acqua distillata fino a che il colore rosso intenso si attenua, in modo che sia possibile distinguere bene una sua intensificazione o attenuazione.

Ponete 5 aliquote da 4 mL della soluzione diluita in ciascuna delle altre 5 provette. Per osservare meglio i cambiamenti di colore che si verificano, potete osservare le provette sullo sfondo di un foglio di carta bianca.

Usate il primo campione come riferimento (il cosiddetto “bianco”).

Aggiungete, al campione numero 2, alcuni cristalli di NH_4SCN solido e mescolate con la bacchetta di vetro: registrate il fenomeno osservato.

Aggiungete, al campione numero 3, 4 mL della soluzione di Fe^{3+} : registrate il fenomeno osservato.

Aggiungete, al campione numero 4, alcuni cristalli di $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$: registrate il fenomeno osservato.

Aggiungete, al campione numero 5, alcune gocce di $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 0.1M: registrate il fenomeno osservato. Lasciar depositare il precipitato e registrare il colore della soluzione.

Sulla base delle osservazioni fatte, nella relazione interpretare i cambiamenti di colore sulla base del comportamento degli equilibri chimici considerati. In particolare:

Parte A

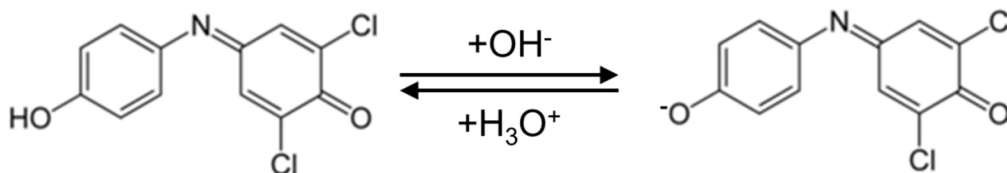
1. Perché l'aggiunta di HNO_3 alla soluzione di Fe^{3+} provoca un cambiamento di colore?

Parte B

2. Perché l'aggiunta di NH_4SCN provoca un cambio del colore nella provetta 2?
3. Perché l'aggiunta della soluzione di Fe^{3+} provoca un cambio del colore nella provetta 3? Perché in questo caso l'effetto è meno evidente che nel caso precedente?
4. Perché l'aggiunta di Na_2HPO_4 provoca la scomparsa del colore nella provetta 4?
5. Cosa succede dopo aver aggiunto il $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ nella provetta 5?

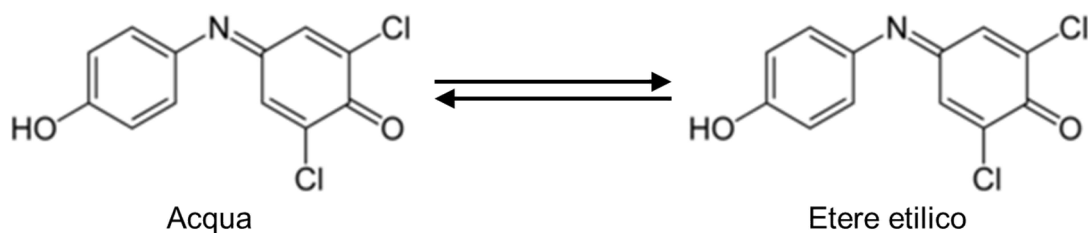
Equilibrio acido-base ed equilibri di ripartizione

Il 2,6-dicloroindofenolo è un composto che assume un colore molto diverso a seconda del pH del sistema in cui si trova. La forma protonata presenta un colore rosso mentre la forma deprotonata presenta un colore blu intenso.



Il pKa del 2,6-dicloroindofenolo è 5.9. Di conseguenza, per $\text{pH} < \text{pKa}$ prevarrà la specie protonata rossa mentre a $\text{pH} > \text{pKa}$ prevarrà la specie deprotonata blu. L'equilibrio acido-base del 2,6-dicloroindofenolo può quindi essere studiato osservando il colore della soluzione al variare del pH.

La forma protonata del 2,6-dicloroindofenolo ha una certa solubilità in acqua ma risulta molto più solubile in solventi organici non miscibili con acqua, quali il diclorometano (DCM) o l'etere etilico (ET). Pertanto, si instaura un *equilibrio di partizione* del 2,6-dicloroindofenolo tra i due solventi, che può essere trattato esattamente come un equilibrio chimico.



Esso è governato da una sua costante di equilibrio (costante di partizione) data da:

$$K = \frac{[2,6\text{-dicloroindofenolo}]_{\text{ET}}}{[2,6\text{-dicloroindofenolo}]_{\text{Acqua}}}$$

Il valore di K sarà tanto maggiore quanto più la sostanza in esame sarà solubile in solvente organico piuttosto che in acqua. Per la forma protonata (elettricamente neutra) del 2,6-dicloroindofenolo, K avrà un valore molto grande perché è in ET è molto più solubile che in acqua. La forma deprotonata (carica elettricamente), invece, sarà molto più solubile in acqua che in ET perché i solventi organici hanno uno scarso potere di solvatazione delle specie ioniche; pertanto in questo caso il valore di K sarà molto piccolo. Cambiando il pH della soluzione acquosa di 2,6-dicloroindofenolo è quindi possibile osservare la sua partizione tra acqua e ET.

In laboratorio:

Parte C

Operare sempre sotto cappa!!!

In un imbuto separatore, versare 100 mL acqua e 50 mL di ET. Osservare il sistema bifasico che si forma. Agitare bene l'imbuto separatore per equilibrare la tensione di vapore del solvente, secondo le istruzioni del docente. A questo punto, eseguire le operazioni riportate in ogni step. Osservare i cambiamenti che avvengono e registrarli sul quaderno.

Step 1: aggiungere 20 – 30 gocce della soluzione di 2,6-dicloroindofenolo in NaOH 0.02M. Osservare quale fase si colora di blu

Step 2: aggiungere 10 gocce di HNO₃ 1M e mescolare molto gentilmente il sistema usando una bacchetta di vetro.

Step 3: con una bacchetta di vetro, mescolare le due fasi in maniera più energica.

Step 4: mescolare vigorosamente le due fasi agitando l'imbuto separatore finché la fase acquosa diventa praticamente incolore. Osservare quanto l'intensità del colore dipenda dal solvente in cui la specie protonata è sciolta.

Step 5: aggiungere 10 gocce di NaOH 1M ed agitate molto gentilmente il sistema.

Step 6: Mescolare vigorosamente le due fasi agitando l'imbuto separatore.

Se siete interessati, potete ripetere ciclicamente la procedura dallo step 2 allo step 6.

Parte C

6. Descrivere nella relazione come si modifica il sistema dopo ogni step dell'esperienza e giustificare cosa succede sulla base degli equilibri descritti a lezione.

Smaltimento dei rifiuti

Parte A: Nessuna tossicità.

Parte B: Raccogliere sotto cappa nella bottiglia per la raccolta dei metalli pesanti, previa aggiunta di una abbondante dose di NaOH.

Parte C: Raccogliere tutto in bottiglia dei solventi non clorurati. Lavare la vetreria utilizzata con acetone e riunire tutto nella stessa bottiglia.

Reattivi

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
2. NH_4SCN
3. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
4. Soluzioni già pronte di HNO_3 1M, NaOH 1M, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 0.1M e 2,6-dicloroindofenolo (0.5 g/L in NaOH 0.02M).

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. bacchetta di vetro
11. spruzzette
12. provette (6) + portaprovette
13. imbuti