

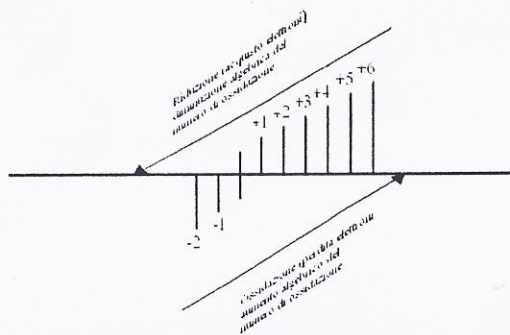
"Reazioni di ossido-riduzione"

Premessa

Scopo di questa esperienza è di studiare alcune reazioni in cui avviene una variazione del numero di ossidazione di uno o più reagenti. Queste reazioni vengono indicate come reazioni di ossido-riduzione.

L'ossidazione è quel fenomeno chimico in cui un elemento aumenta il proprio numero di ossidazione. La riduzione è, invece, quel fenomeno chimico in cui si verifica la diminuzione del numero di ossidazione di un elemento. Ogni reazione di ossidoriduzione può essere considerata come la somma di due semireazioni: una di ossidazione, consistente nella cessione di elettroni ed una di riduzione consistente nell'acquisto di elettroni.

Questa doppia e contemporanea variazione del numero di ossidazione di un elemento viene presentata nel seguente schema:

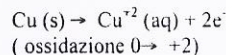


Ad esempio nella reazione fra rame e nitrato di argento il rame metallico viene ossidato a ioni Cu(II) dagli ioni argento che, a loro volta, vengono ridotti ad argento metallico.

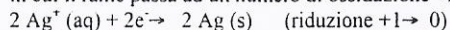
L'equazione corrispondente a questa reazione che consiste in un trasferimento di elettroni dal rame metallico allo ione argento, Ag⁺ (aq), scritta in forma ionica è:



Questa reazione può essere considerata come la somma della reazione di ossidazione



in cui il rame passa ad un numero di ossidazione +2, e quella di riduzione



in cui l'argento, Ag⁺, viene ridotto ad argento metallico, Ag.

Argomento

Questa esperienza si compone di due parti.

a) In un primo tempo verranno prese in esame alcune possibili reazioni tra metalli e ioni metallici. Dall'analisi dei risultati si potrà determinare la forza di un metallo come riducente e di uno ione metallico come ossidante.

b) nella seconda parte (teorica) vengono date informazioni sulle reazioni tra alogeni e ioni alogenidrici. Anche reazioni di questo tipo sono reazioni di ossidoriduzione in quanto, ad esempio, quando il cloro gorgoglia in una soluzione acquosa di bromuro di sodio avviene la seguente reazione:



su questa reazione si possono fare considerazioni analoghe a quelle fra metalli e ioni metallici.

Materiale occorrente:

1 becher da 100 ml; pezzi di Zn, Pb e Cu;
nitrato di piombo (Pb(NO₃)₂) 0,1M; solfato di zinco (ZnSO₄) 0,1 M; solfato di rame (CuSO₄) 0,1M.

Parte Sperimentale

- A. Versare circa 20 cm³ di soluzione di solfato di zinco a concentrazione 0,1 M nel becher. Immergere il pezzo di zinco. Attendere circa 5 min e annotare con accuratezza quanto viene osservato. Buttare la soluzione e sciacquare il becher con acqua distillata
- B. Riversare circa 20 cm³ di soluzione di solfato di zinco nel becher Immergere il pezzo di piombo Attendere 5 minuti ed osservare. Buttare la soluzione e sciacquare il becher con acqua distillata
- C. Riversare circa 20 cm³ di soluzione di solfato di zinco nel becher Immergere il pezzo di rame. Attendere 5 minuti ed osservare. Buttare la soluzione e sciacquare il becher con acqua distillata
- D. Ripetere le operazioni descritte in A, B, C sostituendo alla soluzione di solfato di zinco quella di solfato di rame. Attendere circa 5 min e annotare con accuratezza quanto viene osservato.
- E. Ripetere le operazioni descritte in A, B, C sostituendo alla soluzione di solfato di zinco quella di nitrato di piombo. Attendere circa 5 min e annotare con accuratezza quanto viene osservato.

Parte Teorica

- A. Si ha a disposizione acqua di cloro, acqua di bromo, acqua di iodio.
- B. Aggiungendo a ciascuna delle precedenti soluzioni, cloroformio si nota che il cloroformio nel caso del cloro assume una colorazione verdina, nel caso del bromo una colorazione rossastra e in quello dello iodio violacea.
- C. Se si eseguono i seguenti saggi:
 - a) In due provette distinte versare 40 gocce di bromuro di sodio (provetta 1) e altrettanti di ioduro di potassio (provetta 2). Aggiungendo a ciascuna provetta 30 gocce di cloroformio e successivamente 20 gocce di acqua di cloro si osserva nella provetta 1 che il cloroformio assume un colore rosso e nella due un colore violaceo.
 - b) Ripetendo l'esperienza a) usando cloruro di sodio 0,1 M (provetta 3) e ioduro di potassio 0,1 M (provetta 4), e aggiungendo 30 gocce di cloroformio e circa 20 gocce di acqua di bromo per ciascuna provetta, si osserva nessun colore del cloroformio della provetta 3 e colore violaceo del cloroformio della provetta 4.
 - c) Ripetendo l'esperienza precedente, prelevando cloruro di sodio 0,1 M (provetta 5) e bromuro di sodio 1,0 M (provetta 6) e aggiungendo ad ognuna 30 gocce di cloroformio e 20 gocce di acqua di iodio, si osserva che il cloroformio resta incolore in entrambi i casi.

Domande:

- 1) Quale dei metalli Cu, Pb, Zn viene ossidato da entrambe le soluzioni degli ioni degli altri due metalli? Quale da una sola? E quale da nessuna?
- 2) Scrivere in ordine di decrescente facilità di ossidazione le semireazioni metallo-ione metallico.
- 3) Scrivere (nei casi in cui hanno luogo) le reazioni ioniche bilanciate.
- 4) Quale degli ioni alogenidrici viene ossidato dalle soluzioni degli altri due alogeni allo stato elementare? Quale da una sola? E quale da nessuna?
- 5) Scrivere le semireazioni alogeno-ione alogenidrico in ordine di decrescente forza di ossidazione.
- 6) Tenendo conto che Ag⁺ è un agente ossidante più forte dello iodio, ma è più debole del bromo e che I₂ è un ossidante più forte dello ione rame, ma più debole dello ione argento, costruire una tabella generale di tutte le semi-reazioni considerate in questa esperienza, disponendole in ordine di decrescente potere ossidante.

Considerazioni emerse dalla discussione

- Le reazioni di ossidazione e riduzione avvengono contemporaneamente
- L'ossidazione provoca un aumento del numero di ossidazione di una specie chimica, la riduzione ne provoca la diminuzione
- Il metallo che si ossida più facilmente sarà quello che reagisce con un maggior numero di ioni metallici
- La sostanza che si ossida è detta riducente mentre la sostanza che si riduce ossidante
- Gli alogeni sono dei forti ossidanti, la loro forza ossidante decresce all'interno del gruppo, settimo, dall'alto verso il basso
- Uno ione alogenidrico è ossidato dalla soluzione contenente un alogeno allo stato elementare se quest'ultimo è posizionato più in alto all'interno del settimo gruppo
- L'alogeno più ossidante è il fluoro

Di seguito sono riportate tutte le semi-reazioni considerate nell'esperienza disposte in ordine di decrescente potere ossidante

