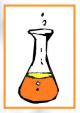
7 Coppia redox rame(II)-ferro(0)

1 ora



Concetti chimici:

- Ossidoriduzioni (o redox)
- Potenziali redox

Materiale occorrente

- Solfato di rame pentaidrato, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
- Chiodi di ferro

Richiami teorici

Per poter stimare in maniera quantitativa la forza ossidante e quella riducente delle specie chimiche coinvolte nelle reazioni di ossido-riduzione è stata creata una scala dei potenziali redox standard. Il potenziale standard (ε^0) misura la facilità con cui una specie, a concentrazione 1 M se è in soluzione o alla pressione di 1 atm se è gassosa, si riduce: più ε^0 (misurato in Volt (V)) è positivo più la specie, nelle condizioni standard considerate, tende a ridursi (ed è quindi un ossidante). Se ε^0 è negativo, invece, vuol dire che la sostanza si ossida con più facilità di quanto non si riduca (è un riducente). I potenziali sono stati misurati prendendo come riferimento l'ε^0 dell'idrogeno gassoso (H_2): tale potenziale è per convezione uguale a zero. Quando si hanno 2 sostanze, ciascuna caratterizzata da un certo ε^0, e si mettono insieme in uno stesso recipiente, si avrà una reazione redox spontanea se la differenza dei potenziali è maggiore di zero ($\Delta\varepsilon^0 > 0$).
L'aspetto più significativo delle reazioni redox è che possono essere condotte con i reagenti separati nello spazio e connessi da un conduttore elettrico provocando così un flusso di elettroni, quindi corrente elettrica. Tale sistema è comunemente noto come **cella galvanica o pila**.

Esecuzione dell'esperienza

In un bicchiere contenente una soluzione acquosa di $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (una spatolata in circa 15 mL di acqua), si immergono 2-3 chiodi di ferro. Dopo circa 1 ora si osserva che la soluzione, inizialmente di colore azzurro, è diventata incolore, mentre sui chiodi si è depositato un solido rosso-marrone.

Cosa è accaduto?

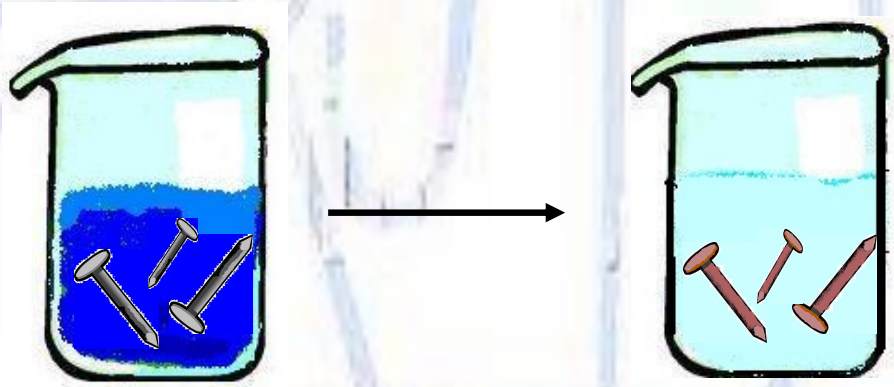
Il Cu^{2+} presente in soluzione reagisce con il ferro metallico dei chiodi. Tale reazione di ossido riduzione è infatti spontanea: la differenza dei potenziali standard delle due specie considerate è positiva ($\Delta\varepsilon^0$ = 0.78 V):

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu \qquad \varepsilon^0 = +0{,}34\ V$$

$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^- \qquad \varepsilon^0 = -0{,}44\ V$$

$$Cu^{2+} + Fe \longrightarrow Cu + Fe^{2+} \qquad \Delta\varepsilon^0 = +0{,}78\ V$$

Quindi con il trascorrere del tempo la specie Cu^{2+}, responsabile del colore azzurro della soluzione iniziale, si trasforma nella specie ridotta Cu, un solido rossiccio che si deposita sui chiodi; contemporaneamente, il ferro metallico dei chiodi si ossida a Fe^{2+}, che in soluzione è incolore. Ecco perché dopo alcune ore la soluzione da azzurra diventa incolore e si osserva anche un deposito rosso-marrone sui chiodi.



prima **dopo 1 ora**