

Esperienza n. 4

Reazioni Redox: influenza del pH e degli equilibri di solubilità

Istruzioni

Eseguire i saggi in provetta, inserendo in ognuna l'elemento solido (vedi Tabella 1) oppure circa 10 gocce della soluzione (vedi Tabella 2).
Addizionare poi il reagente goccia a goccia, mescolando la soluzione accuratamente.
Eventualmente scaldare a bagnomaria per accelerare la reazione.
Ripetere per ogni reagente.

Registrare nella tabella allegata le vostre osservazioni e riportare le formule delle specie insolubili o solubili che si formano.

Scrivere le reazioni chimiche implicate nelle varie esperienze.

Descrivere l'effetto del pH nei vari casi.

Commentare ogni altra osservazione relativa all'esperienza svolta.

Tabella 1

	HCl dil.	Cu ²⁺	HNO ₃ dil. (*)
<u>1.</u> Zn			
<u>2.</u> Cu			

(*) Operare sotto cappa.

Tabella 2 ()**

	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
<u>1.</u> NaNO ₂			
<u>2.</u> test 1 +CH ₃ COOH (2 M)			
<u>3.</u> test 1 + H ₂ SO ₄ dil.			
<u>4.</u> test 1 + H ₂ SO ₄ conc.(*) (1-2 gocce)+CHCl ₃			

(*): Operare sotto cappa

(**): Nelle provette dove si è notato un cambiamento di colore aggiungere CHCl₃.

Ed inoltre:

Ad una soluzione di CuSO₄ aggiungere KI goccia a goccia. Centrifugare, separare il precipitato e lavare con H₂O.

Al surnatante aggiungere successivamente CHCl₃ (1-2 ml) sbattendo vigorosamente.

Osservare ciò che si verifica.

Analizzare il precipitato solubilizzandolo in HNO₃ (dil.) a caldo.

Dividere la soluzione in due parti e successivamente:

- alcalinizzare una porzione con NH₃ conc.
- Estrarre la soluzione con CHCl₃

Scrivere le reazioni chimiche implicate nell'esperienza. Spiegare come la formazione di un composto poco solubile influenza le proprietà redox della coppia Cu²⁺/Cu⁺.

$$E^0 \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+ = +0.153 \text{ V}; E^0 \text{I}_2/\text{I}^- = +0.53 \text{ V}; K_{\text{pS}} \text{CuI} = 1.1 \cdot 10^{-12}$$