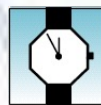


22

Argenteria pulita



30 min

Concetti chimici

- Reazioni redox

Materiale occorrente

- Argenteria opaca
- Idrossido di sodio (soda), NaOH
- Foglio di alluminio



Norme di sicurezza

- Usare guanti ed occhiali di protezione

Richiami teorici

Nella patina nera che ricopre l'argenteria e la rende opaca è presente Ag^+ . Usando un opportuno agente riducente, è possibile far avvenire una reazione di ossido-riduzione, nella quale Ag^+ è ridotto ad Ag metallico, e far tornare l'argenteria brillante. In soluzione alcalina l'alluminio è un potente riducente; pertanto a causa della notevole differenza di potenziale tra argento e alluminio ($\Delta\varepsilon^0 = \varepsilon^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - \varepsilon^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) \gg 0$) in ambiente basico avviene la seguente reazione redox (vedi Scheda 7):



Argenteria opaca



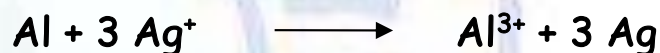
Argenteria pulita

Esecuzione dell'esperienza

Una bacinella di plastica viene rivestita internamente con un foglio di alluminio. Su questo si pone l'argenteria. Dopo aver preparato una soluzione di soda al 7% (150 g di NaOH in 2 L di H₂O distillata) la si versa nella bacinella e si lascia riposare per qualche minuto (al massimo 10 min) durante i quali si osserva un copioso sviluppo di gas (è idrogeno (H₂), infiammabile, lavorare lontano da fiamme e fonti di calore!). Infine si lava con acqua distillata e si ottiene argenteria lucente e perfettamente pulita.

Cosa è accaduto?

In soluzione basica, l'alluminio riduce non solo lo ione argento ad argento metallico, secondo la reazione riportata precedentemente, ma anche l'acqua ad idrogeno:



Questo spiega lo sviluppo di gas osservato. Inoltre Al³⁺ in presenza degli ioni OH⁻ forma il complesso [Al(OH)₄]⁻, solubile in acqua.