

電気分解とファラデーの法則

1 導入

この講義で最も重要なのは、電気分解の量的な計算では、電流や時間をそのまま見るのではなく、まず電気量 $Q = It$ を出し、それを電子の物質質量へ結びつけることです。電気分解の反応は半反応式で整理しますが、量まで求めるには「電子が何 mol 流れたか」を数える必要があります。その橋渡しをするのがファラデーの法則です。

2 用語と定義

電気量とは
Electric charge

$$Q = It$$

で与えられる量です。
つまり電流と時間の積として

$$I \left[\frac{\text{A}}{\text{A}} \right] \times t \left[\frac{\text{s}}{\text{s}} \right] \Rightarrow Q \left[\frac{\text{C}}{\text{C}} \right]$$

と読めます。

ファラデー定数とは、1 [mol(e⁻); N_{amt}] の電子がもつ電気量で、
Faraday constant

$$F = 96485.33212 \text{ [C/mol(e}^{-}\text{); } ITN_{\text{amt}}^{-1}\text{]}$$

です。

3 方針

まず半反応式から、「目的の物質 1 [mol(product); N_{amt}] を作るのに電子が何 mol 必要か」を読み取ります。そのあと電気量 $Q = It$ を計算し、 $n(e^{-}) = Q/F$ で電子の物質質量へ直します。

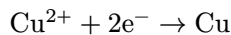
4 直感的な説明

電流は「1 秒あたりにどれだけ電気が流れるか」です。時間を掛ければ、流れた電気量が出ます。その電気量が電子の個数に対応し、半反応式が物質の量へ変換してくれます。

5 厳密な説明

5.1 1. 半反応式を立てる

銅の析出なら



です。つまり銅 1 [mol(Cu); N_{amt}] を得るには、電子 2 [mol(e^{-}); N_{amt}] が必要です。

5.2 2. 電気量から電子の mol を出す

$$Q = It$$

で流れた電気量を求めます。つぎに

$$n(\text{e}^{-}) = \frac{Q}{F}$$

で電子の物質を出します。

単位では、電気量をファラデー定数で割ることで電子の物質になります。

$$\frac{Q [\text{C}; IT]}{F [\text{C/mol}(\text{e}^{-}); ITN_{\text{amt}}^{-1}]} [\text{mol}(\text{e}^{-}); N_{\text{amt}}] \Rightarrow n(\text{e}^{-}) [\text{mol}(\text{e}^{-}); N_{\text{amt}}]$$

5.3 3. 目的物質へ変換する

半反応式より、銅の物質 $n(\text{Cu})$ は

$$n(\text{Cu}) = \frac{1}{2}n(\text{e}^{-}) = \frac{Q}{2F}$$

です。さらに質量が欲しければ

$$m = Mn$$

で求めます。

質量へ移るときは、モル質量と物質を掛けます。

$$M [\text{g}(\text{Cu})/\text{mol}(\text{Cu}); MN_{\text{amt}}^{-1}] \times n(\text{Cu}) [\text{mol}(\text{Cu}); N_{\text{amt}}] \Rightarrow m [\text{g}(\text{Cu}); M]$$

6 見分け方

- 電気分解で量を問われたら、いきなり比例式へ飛ばず、まず半反応式を書きます。
- 電流と時間が与えられたら、最初に $Q = It$ を作ります。
- 電気量が出たら、ファラデー定数で割って電子の mol に直します。
- 電子の mol から目的物質の mol へ移る段階は、半反応式の係数で決まります。

7 最終形

$$Q = It$$

$$n(\text{e}^{-}) = \frac{Q}{F}$$

半反応式の係数で $n(\text{e}^{-})$ から生成物の mol を出す

ひとこと

8 一言でいうと

- 電気分解の計算は、半反応式で電子の必要量を読み、ファラデーの法則で電気量を mol に直す作業です。