

1. ①水 100g に対し NaCl 0.650g を含む溶液を Hittorf の輸率測定容器中で電気分解した。②陽極として銀を用い、放電する Cl^- を AgCl の固体として除くようにした。③電解後に陽極部の液 80.09g 中に含まれる NaCl は 0.372g であった。また、④直列につないだ銀電量計に析出した銀は 0.720g であった。この結果から NaCl 溶液における Na^+ と Cl^- の輸率を求めよ。
(原子量: Ag 107.9 Na 23.0 Cl 35.5)

<解説> point: 輸率

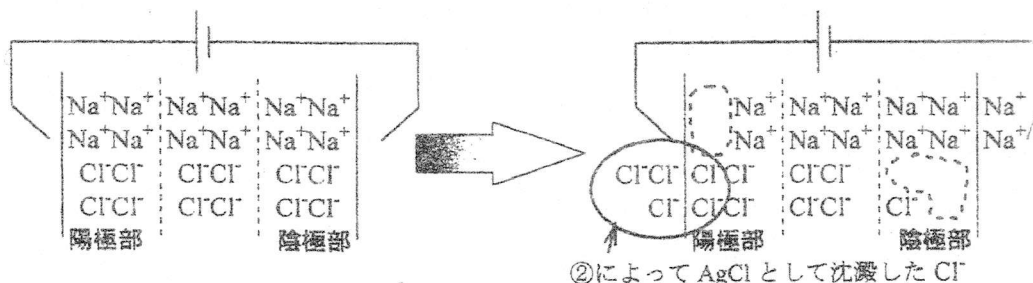
電解質中では、電気を陽イオンは陰極に、陰イオンは陽極に運ぶことによって初めて「電気が流れる」状態となる。

$$(\text{陽イオンが運んだ電気量}) + (\text{陰イオンが運んだ電気量}) = (\text{全体で流れた電気量})$$

となり、全体で流れた電気量を 1 とした時の陰イオンの運んだ電気量を『陰イオンの輸率』陽イオンの運んだ電気量を『陽イオンの輸率』という。

$$(\text{陽イオンの輸率}) + (\text{陰イオンの輸率}) = 1$$

また、一般的に 1F の電気量を 1mol のイオンが運んでいると考える。つまり、今回の問題において、仮に全体で 5F 流したとして Na^+ が 2F、 Cl^- が 3F 運んだとすると、電気を運ぶ Na^+ は 2mol、 Cl^- は 3mol となり、概略を示すと下図のようになる。



この場合、 Na^+ の輸率は $\frac{2}{2+3} = 0.4$ 、 Cl^- の輸率は $\frac{3}{2+3} = 0.6$ である。

また、陽極付近における Na^+ の減少量、陰極付近における Cl^- の減少量に注目すると、電気を運んだ Na^+ 、 Cl^- の分だけ陽極付近、陰極付近の Na^+ 、 Cl^- が減少していることから、

$$\begin{aligned} \text{「陽(陰)イオンが運んだ電気量(F)」} &= \text{「電気を運んだ陽(陰)イオンの物質量(mol)」} \\ &= \text{「陽(陰)極付近における陽(陰)イオンの減少量(mol)」} \end{aligned}$$

が成り立つ。今回の問題は陽極部における NaCl の変化(= Na^+ の変化)を求め、そこから Na^+ の輸率、さらには Cl^- の輸率を求める流れになる。

<解答>

③→ 電気分解後の陽極部の液は 80.09g (≒水 79.72g + NaCl 0.372g)

①→ 今回の電気分解で水の変化はないものとみなせるので、電気分解前の陽極部の