

Korozja metali I

1. Zagadnienia do przygotowania:

Pojęcie i rodzaje korozji, szereg napięciowy metali, potencjał normalny, rodzaje mikroogniw galwanicznych, stan pasywny i aktywny metali.

2. Literatura:

Z. Kurzawa „Chemia” – skrypt PP, G. Wranglen „Podstawy korozji i ochrony metali”, inne podręczniki i skrypty omawiające tematy z p. 1.

3. Wykonanie ćwiczenia:

Aparatura: Miliwoltomierz

Sprzęt laboratoryjny: zlewki, cylinder miarowy, szczypce, suszarka, waga analityczna

Odczynniki: 6% NaCl, 0,6% H₂O₂, wskaźnik ferroksydowy, 1M H₂SO₄

Czyszczenie, trawienie i odtłuszczanie płytek wykonujemy przy stanowiskach specjalnie w tym celu przygotowanych.

a. Korozja z depolaryzacją wodorową

Zmierzyć wymiary geometryczne próbek ze stali węglowej i kwasoodpornej przy pomocy linijki. Oczyszczyć powierzchnie stali papierem ściernym, odtłuścić alkoholem, wytrawić w kwasie solnym i wysuszyć suszarką. Następnie próbki zważyć na wadze analitycznej z dokładnością 0,0001g i umieścić w zlewce zawierającej kwas siarkowy(VI) o stężeniu 1M lub 0,1M. Po upływie określonego czasu 30 min próbki wyjąć, przemyć wodą, alkoholem, wysuszyć suszarką i ponownie zważyć.

Obliczyć szybkość korozji cynku oraz podać wskaźniki szybkości korozji V_c i V_p przyjmując gęstość żelaza $d = 7,87 \text{ g/cm}^3$, korzystając ze wzorów:

$$V_c = \frac{\Delta m}{s * t}, [g / m^2 * doba], \quad V_p = \frac{V_c * 365}{1000 * d}, [mm / rok]$$

b. Korozja z depolaryzacją tlenową

Przygotować 200 cm³ roztworu o składzie 3%NaCl i 0,3% H₂O₂ przez zmieszanie równych objętości 6% NaCl i 0,6% H₂O₂ oraz 100 cm³ drugiego roztworu poprzez zmieszanie 50 cm³ wody destylowanej i 6% NaCl. Pierwszy roztwór rozlać do dwóch zlewek. Następnie jedną płytkę ze stali zwykłej i jedną ze stali nierdzewnej oczyścić papierem ściernym, odtłuścić w metanolu, opłukać wodą destylowaną, osuszyć bibułą, zważyć z dokładnością do 0,001 g i umieścić w przygotowanych roztworach na okres 45 minut. Obserwować zmiany zachodzące na powierzchni płytek, opisać zachodzące reakcje. Podobnie przygotowaną blachę ze stali węglowej umieścić w roztworze 3% NaCl. Po upływie 45 minut płytki opłukać wodą, osuszyć suszarką. Wszystkie próbki oczyścić z produktów korozji i zważyć.

Obliczyć wskaźniki korozji jak w punkcie wyżej oraz ocenić wpływ tlenu pochodzącego z rozkładu H₂O₂.

c. Wykonanie ogniwa stężeniowego tlenowego (próba Evansa)

Na oczyszczonej papierem ściernym płytkę ze stali zwykłej nanieść kilka kropeł wskaźnika ferroksydowego i obserwować zachodzące zmiany barwy w kroplach. Wskaźnik ferroksydowy jest mieszaniną dwóch wskaźników: do wykrywania jonów Fe²⁺ – zabarwia się na niebiesko i do wykrywania jonów OH⁻ – zabarwia się na malinowo. Opisać przebieg zjawiska i wytłumaczyć działanie tlenu. Zapisać odpowiednie reakcje przebiegające w ogniwie stężeniowym tlenowym.

Wyznaczanie potencjałów elektrod (Fe, Cu, Ni, Al)

Po mechanicznym oczyszczeniu i odtłuszczeniu płytek Fe, Cu, Ni i Al (nie trawić w HCl) zbudować z nich kolejno i z elektrody kalomelowej ogniwo wg. schematu (1).

SEM zbudowanych ogniw mierzyć co 15 s licząc od momentu zanurzenia elektrod w roztworze 3% NaCl przez okres 4 minut. Wyniki zestawić w tablicy i sporządzić wykres (oś x – czas, oś y – potencjał elektrod względem elektrody odniesienia).

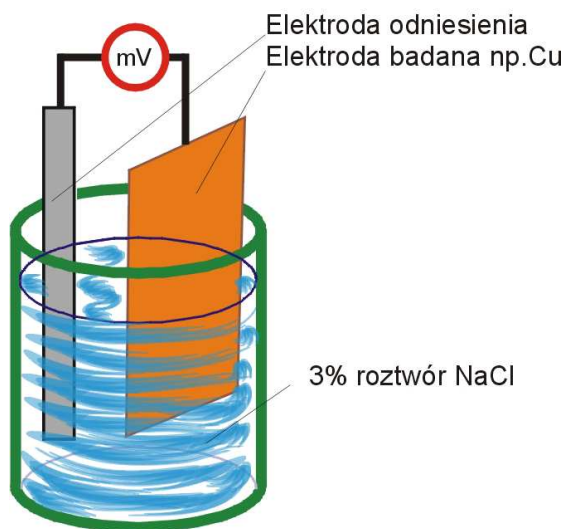
Obliczyć i zapisać potencjały normalne metali względem normalnej elektrody wodorowej i porównać je z potencjałami normalnymi zawartymi w tablicach.

Obliczenia wykonać korzystając ze wzoru:

$$E = E_1 - E_2,$$

gdzie: E_1 – potencjał elektrody dodatniej,

E_2 – potencjał elektrody ujemnej.



Schemat (1)