

ĆWICZENIE 2

Ogniwa elektrochemiczne.

Elektroliza.

Wymagana literatura

- ⇒ Ćwiczenia Laboratoryjne i Rachunkowe z Chemii Ogólnej i Technicznej. Praca zbiorowa pod redakcją Janiny Karolak-Wojciechowskiej.
- Ćwiczenie Nr 4.I (s. 25-30)
 - Ćwiczenie Nr 5.I (s. 31-37)
- ⇒ Materiał zawarty w niniejszej instrukcji

Pytania do kolokwium

1. Wymień i krótko scharakteryzuj rodzaje ogniw galwanicznych.
2. Podaj nazwy elektrod, ich biegunowość oraz procesy jakie na nich zachodzą w ogniwie galwanicznym. Zapisz schemat ogniwa Daniela.
3. W jakim celu dodaje się depolaryzator do ogniwa i w jaki sposób on działa?
4. Omów budowę klasycznego akumulatora ołowiowego.
5. Zapisz równania reakcji zachodzących na anodzie i katodzie podczas pracy akumulatora ołowiowego.
6. Wyjaśnij różnicę między ogniwem galwanicznym a elektrolizerem. Podaj nazwy elektrod, ich biegunowość oraz procesy jakie na nich zachodzą w elektrolizerze.
7. W jakiej kolejności redukują się jony na katodzie podczas elektrolizy?
8. W jakiej kolejności utleniają się jony na anodzie podczas elektrolizy?
9. Napisz równania elektrodowe dla elektrolizy stopionego NaCl i wodnego roztworu NaCl.
10. Napisz równania elektrodowe dla elektrolizy rozcieńczonego H_2SO_4 z anodą glinową. Jakiemu procesowi następczemu ulega anoda? Zapisz równanie reakcji dla tego procesu.

Wykonanie ćwiczenia

Ogniwa elektrochemiczne

Sprzęt:

- ⇒ zlewka, uchwyt z metalowymi zaciskami do elektrod, elektrody z Zn, Cu, Al, Fe i C, woltomierz, przewody elektryczne, żarówka, śrubokręt, kawałki papieru ściernego

Odczynniki:

- ⇒ roztwory H_2SO_4 , NH_4Cl , NaCl, $K_2Cr_2O_7$.

Przed przystąpieniem do budowania ogniw oczyścić powierzchnie elektrod i miejsca ich mocowania w zaciskach papierem ściernym. Nie czyścić elektrody z C (grafitowej)!

Ogniwo należy zbudować poprzez umieszczenie dwóch elektrod w zaciskach uchwytu i dokręcenie śrub mocujących śrubokrętem w taki sposób, aby elektrody nie mogły wysunąć się z zacisków oraz aby niewielki fragment elektrody wystawał ponad śruby. Do zlewki nalać

roztwór elektrolitu i umieścić w nim elektrody. Za pomocą przewodów elektrycznych połączyć woltomierz z elektrodami i dokonać pomiaru napięcia.

Zbudować następujące ogniwa, zmierzyć ich napięcie oraz zapisać wszelkie obserwacje:

1. Elektrody: Al i Cu, elektrolit: H_2SO_4
2. Elektrody: Fe i Cu, elektrolit: H_2SO_4
3. Elektrody: Zn i Cu, elektrolit: H_2SO_4
4. Elektrody: Zn i Cu, elektrolit: NaCl
5. Elektrody: Zn i Cu, elektrolit: NH_4Cl
6. Elektrody: Zn i C, elektrolit: H_2SO_4 , depolaryzator $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – zmierzyć wartość napięcia bez dodatku depolaryzatora, następnie dodawać depolaryzator po dwie krople i po każdym dodaniu notować wartość napięcia. Po każdym dodaniu sprawdzać również czy żarówka podłączona do ogniwa zaświeci się. Czynności te powtarzać do momentu zaświecenia się żarówki. Określić na tej podstawie napięcie żarówki.

Elektroliza

Sprzęt:

- ⇒ Zlewka uchwyt z metalowymi zaciskami do elektrod, elektrody z Zn, Cu, Al, Fe i C, woltomierz, przewody elektryczne, żarówka, śrubokręt, kawałki papieru ściernego

Odczynniki:

- ⇒ roztwory CuCl_2 , KI, NaCl, H_2SO_4 , fenoloftaleina

Układ do elektrolizy buduje się analogicznie jak ogniwo, z tym że zamiast podłączać woltomierz, do elektrod przykłada się źródło prądu. Bardzo ważne jest, aby podłączyć odpowiednią elektrodę do odpowiedniego bieguna: anodę do „+”, katodę do „-”.

Przeprowadzić następujące procesy elektrolizy. Zapisać wszelkie obserwacje.

1. Anoda: C, katoda: C, elektrolit: CuCl_2
2. Anoda: C, katoda: C, elektrolit: H_2SO_4
3. Anoda: Cu, katoda: C, elektrolit: H_2SO_4
4. Anoda: Al, katoda: C, elektrolit: H_2SO_4 rozcieńczony w stosunku 1:5 wodą dejonizowaną
5. Anoda: C, katoda: C, elektrolit: NaCl, dwie krople fenoloftaleiny
6. Anoda: C, katoda: C, elektrolit: KJ

Tabela 1 – szereg potencjałów elektrochemicznych metali

Półogniwo	Reakcja elektrodowa	E° (V)
Li/Li⁺	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,01
K/K⁺	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
Ba/Ba²⁺	$\text{Ba}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,92
Sr/Sr²⁺	$\text{Sr}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89
Ca/Ca²⁺	$\text{Ca}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,84
Na/Na⁺	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
Mg/Mg²⁺	$\text{Mg}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,38
Be/Be²⁺	$\text{Be}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,70
Al/Al³⁺	$\text{Al}^{3+} + 3 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
Mn/Mn²⁺	$\text{Mn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,05
Zn/Zn²⁺	$\text{Zn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
Cr/Cr³⁺	$\text{Cr}^{3+} + 3 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,71
Fe/Fe²⁺	$\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
Cd/Cd²⁺	$\text{Cd}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,40
Co/Co²⁺	$\text{Co}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
Ni/Ni²⁺	$\text{Ni}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,22
Sn/Sn²⁺	$\text{Sn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
Pb/Pb²⁺	$\text{Pb}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
Fe/Fe³⁺	$\text{Fe}^{3+} + 3 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,04
H₂/2H⁺	$2\text{H}^+ + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
Bi/Bi³⁺	$\text{Bi}^{3+} + 3 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Bi}$	+0,20
Sb/Sb³⁺	$\text{Sb}^{3+} + 3 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Sb}$	+0,20
Cu/Cu²⁺	$\text{Cu}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
Cu/Cu⁺	$\text{Cu}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,52
Ag/Ag⁺	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
Hg/Hg²⁺	$\text{Hg}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,87
Pt/Pt²⁺	$\text{Pt}^{2+} + 2 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1,20
Au/Au³⁺	$\text{Au}^{3+} + 3 \bar{e} \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,42

Sprawozdanie

Ogniwa elektrochemiczne

- ⇒ Dla każdego zbudowanego ogniwa zapisać schemat ogniwa (Anoda | Elektrolit | Katoda), reakcje elektrodowe oraz obliczyć teoretyczną wartość SEM ($SEM = E^0_K - E^0_A$). Porównać zmierzone wartości napięcia z teoretycznymi wartościami SEM. Wyjaśnić przyczyny różnic tych wartości, jeżeli występują.

Przykład:

Ogniwo 1

Al | H₂SO₄ | Cu

Reakcja na anodzie: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$

Reakcja na katodzie: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

Obserwacje: Na elektrodzie Al powstają pęcherzyki gazu. Powierzchnia elektrody Al uległa rozтворzeniu.

Zmierzone napięcie: ... V

$SEM = E^0_{H_2/2H^+} - E^0_{Al/Al^{3+}} = 0\text{ V} - (-1,66\text{ V}) = 1,66\text{ V}$

Stwierdzić, czy pomiar zgadza się z wartością teoretyczną SEM i wyjaśnić przyczyn rozbieżności w przypadku niezgodności.

Dodatkowo:

- ⇒ Porównać wyniki pomiarów dla ogniw 3, 4, 5 i wyjaśnić przyczyny różnic odnosząc się do zastosowanych elektrolitów.
- ⇒ Wyjaśnić wpływ depolaryzatora na działanie ogniwa.
- ⇒ Określić napięcie żarówki.

Wnioski:

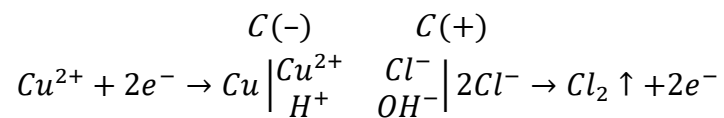
- ⇒ Określić, która elektroda (anoda czy katoda) ulega reakcji chemicznej podczas pracy ogniwa ze wspólnym elektrolitem, a która służy jedynie do zapewnienia przepływu elektronów.

Elektroliza

Przebieg procesów elektrolizy zapisać według poniższego schematu, w którym kreski pionowe oznaczają elektrody (z wyszczególnieniem biegunowości i materiału), natomiast przestrzeń między kreskami – naczynie z zawartymi jonami (kationy zapisujemy przy anodzie, aniony przy katodzie). Po obu stronach kreski zapisuje się odpowiednie reakcje elektrodowe (po stronie anody – utlenianie, po stronie katody – redukcje). Pod każdym schematem zapisać obserwacje poczynione podczas prowadzenia elektrolizy oraz wytłumaczyć przyczyny ich występowania.

Przykład:

Elektroliza 1



Obserwacje: Katoda pokrywa się metaliczną warstwą. Jest to warstwa miedzi powstała w wyniku redukcji kationów miedzi na katodzie. Na anodzie wydzielają się pęcherzyki gazu. Jest to chlor powstały w wyniku utlenienia anionów chlorkowych na anodzie.

Wnioski:

- ⇒ Sformułować zasadę decydującą o kolejności redukowania się jonów na katodzie.
- ⇒ Sformułować zasadę decydującą o kolejności utleniania się jonów na anodzie.