

Temat lekcji: Zjawisko korozji elektrochemicznej.

Cel ogólny lekcji:

Wprowadzenie pojęcia korozji elektrochemicznej.

Cele operacyjne:

Uczeń wie:

1. Jakie są warunki powstawania mikroogniw galwanicznych.
2. Zna procesy redox zachodzące w mikroogniwie.
3. Na czym polega korozja elektrochemiczna.
4. Jakie są zabezpieczenia antykorozyjne.

Uczeń umie:

1. Wyjaśnić wpływ różnych czynników na szybkość procesu korozji.
2. Wskazać korzystne zabezpieczenia antykorozyjne.

Metody pracy:

- Słowna i pogadanka,
- Demonstracyjna: przeprowadzenie doświadczenia.

Forma pracy:

- Indywidualna, karta pracy

Środki dydaktyczne:

- tablica, kreda,
- karta pracy,
- odczynniki: KCl, KOH,
- próbówki, gwoździe, blaszka cynkowa, drut miedziany.

Przebieg lekcji:

1. Część nawiązująca:

- ❖ Przypomnienie wiadomości o ogniwach galwanicznych.

2. Część właściwa:

- ❖ Sformułowanie tematu lekcji.

- ❖ Podanie definicji korozji i jej podziału:

KOROZJA- procesy niszczenia stałych metali i stopów, będące wynikiem ich reakcji z otoczeniem.

Dla metali technicznych proces korozyjny jest procesem samorzutnym, naturalnym i przebiegającym w takich środowiskach jak wilgotne powietrze, wody naturalne. Szereg napięciowy informuje nas o tendencji metali do samorzutnych procesów korozyjnych, w prawej części tego szeregu znajdują się metale szlachetne o małych o małych tendencjach do ulegania procesom korozyjnym. Środowiska korozyjne naturalne mogą być *ciekłe* – wody naturalne rzeczne, jezior, woda morska, *gazowe* – atmosfera, gazy spalinowe, *mieszane* – gleba, w której cząstki stałe są przemieszane z powietrzem i wodą. Zależnie od środowiska rozróżnia się: **korozję atmosferyczną, korozję gazową, korozję wodną, korozję ziemną.**

Mechanizm procesów może być chemiczny lub elektrochemiczny. W zależności od mechanizmu wyróżniamy **korozję elektrochemiczną**, przebiegają głównie w środowiskach ciekłych, wodnych roztworach, atmosferze i wilgotnych glebach, i **korozję chemiczną.**

Skutkiem procesów korozyjnych jest zniszczenie metalu, ujawniające się przede wszystkim na powierzchniach, w postaci nagromadzenia się stałych produktów

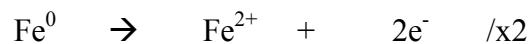
reakcji – tlenków, rdzy. Zależnie od charakteru zniszczenia korozyjnego rozróżnia się **korozyję ogólną i miejscową**.

W wyniku zetknięcia się metalu z elektrolitem powstają lokalne mikroogniwa. W skali mikroskopowej metale nie mają jednorodnej powierzchni, mają strukturę ziarnistą, krystaliczną. Toteż w zetknięciu z elektrolitem granice ziaren (z racji tego, że posiadają one wyższą energię) stają się obszarem anodowym, a obszar ziarna otoczony granicami, mając niższą energię staje się obszarem katodowym.

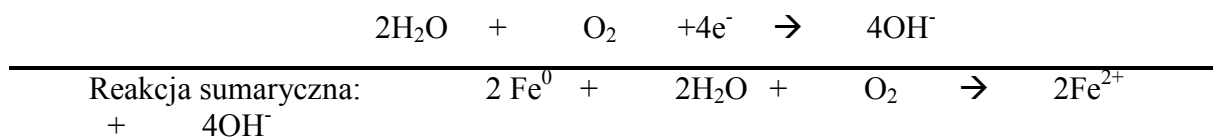
Mikroogniwo korozyjne składa się z jednego elektrolitu, więc łatwo ulega polaryzacji, potencjał katodowy obniża się, potencjał anodowy podwyższa się, zatem różnica potencjałów, a tym samym napięcie ogniwa maleje, czyli hamuje procesy katodowy i anodowy. Co za tym idzie, zmniejsza się szybkość rozpuszczania metalu.

❖ Schemat pracy ogniwa korozyjnego na przykładzie stali. Proces anodowy i katodowy.

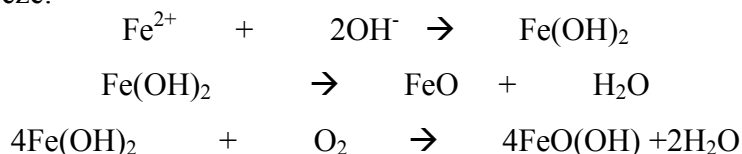
Proces anodowy: jony metalu przechodzą do roztworu, ich elektrony walencyjne pozostają w fazie metalicznej i migrują do obszaru katodowego:



Na ziarnie grafitu lub cementytu Fe_3C zachodzi **proces katodowy:** asymilacja elektronów migrujących od obszaru anodowego przez jakikolwiek znajdujący się w roztworze depolaryzator, tj. jon lub atom mający zdolność przyłączania elektronów (redukowania się):



Reakcje następcze:



Wodorotlenek żelaza (II) utlenia się na powietrzu do wodorotlenek żelaza (III) i na powierzchni stali powstaje rdza, będąca mieszaniną uwodnionych tlenków żelaza, która ułatwia proces dalszej korozji.

Czynników przyspieszających korozję należą:

- obecność elektrolitów, zwłaszcza mocnych (w roztworach o odczynie kwasowym korozja jest szybsza niż w roztworach o odczynie zasadowym);
- kontakt z mniej aktywnym metalem (w powstałym ogniwie mniej aktywny metal pełni rolę katody, czyli elektrody redukcji);
- wzrost temperatury;

Czynniki zapobiegające korozji:

- pasywacja – czyli pokrywanie powierzchni metalowych przedmiotów powłokami ochronnymi – warstewkami tlenków lub fosforanów metalu;
- pokrywanie farbami, tworzywami sztucznymi;
- w przypadku żelaza lub stali (ale nie stali szlachetnej) jest to emalia, farba antykorozyjna, smoła, tworzywa sztuczne, warstewki metalu szlachetniejszego (niklowanie, chromowanie) lub metalu mniej szlachetnego, ale łatwiej ulegającego pasywacji (cynkowanie, cynowanie);
- stosowanie inhibitorów (utworzenie warstwy ochronnej np. trudno rozpuszczalnej powłoki);
- protektory, płyty wykonane z bardziej aktywnych metali, które same ulegają korozji zamiast metalu, który chcemy chronić;
- ochrona katodowa.

❖ Doświadczenie:

Przygotuj: gwoźdźniki stalowe, drut miedziany, blaszkę cynkową, wodę destylowaną, roztwór chlorku potasu, roztwór wodorotlenku potasu, gazowaną wodę mineralną, probówki.

Napełnij trzy probówki roztworem KCl. Pozostałe probówki napełnij wodą destylowaną, wodą mineralną oraz roztworem KOH. Jeden z gwoźdźników połącz z blaszką cynkową, drugi – z kawałkiem drutu miedzianego. Gwoźdźnik z blaszką cynkową i gwoźdźnik z drutem miedzianym umieść w probówce z roztworem KCl. W probówkach z wodą destylowaną, wodą mineralną, roztworem KOH i KCl umieść po jednym gwoźdźniku. Zanotuj wygląd po rozpoczęciu doświadczenia i porównaj z wyglądem po upływie, co najmniej 24 godzin.

3. Podsumowanie:

Podsumowanie najistotniejszych informacji z lekcji