

Temat lekcji: Elektroliza roztworów wodnych.

Cel ogólny lekcji:

Wprowadzenie pojęcia elektrolizy.

Cele operacyjne:

Uczeń wie:

1. Jak zdefiniować proces elektrolizy.
2. Co to jest nad napięcie.
3. Jaka jest różnica pomiędzy ogniwem galwanicznym a elektrolizerem (elektrolizą).
4. Co to jest potencjał wydzielania.

Uczeń umie:

1. Podać definicję elektrolizy.
2. Zdefiniować i wyjaśnić od jakich czynników zależy nad napięcie.
3. Wyjaśnić co to jest potencjał rozkładowy.
4. Określić warunki, w jakich przebiega elektroliza.
5. Przedstawić procesy elektrodowe za pomocą równań chemicznych.
6. Zaprojektować i przeprowadzić elektrolizę wodnego roztworu soli, kwasu.
7. Przewidywać procesy elektrodowe.

Metody pracy:

- Słowna i pogadanka,
- Demonstracyjna: przeprowadzenie doświadczenia.

Forma pracy:

- Indywidualna, karta pracy

Środki dydaktyczne:

- tablica, kreda,
- karta pracy,
- odczynniki: CuCl_2 , HCl , H_2SO_4 , NaOH , SnCl_2
- aparat Hoffmana, statyw, kuwety, elektrody grafitowe, bateria 9V, kable połączeniowe.

Przebieg lekcji:

1. Część nawiązująca:

- ❖ Przypomnienie wiadomości o budowie ogniwa galwanicznego.

W ogniwach galwanicznych wytwarzanie prądu elektrycznego jest reakcją samorzutną. Jeżeli chcielibyśmy ten proces odwrócić, musielibyśmy wykonać pracę na układzie. Byłby to więc proces wymuszony.

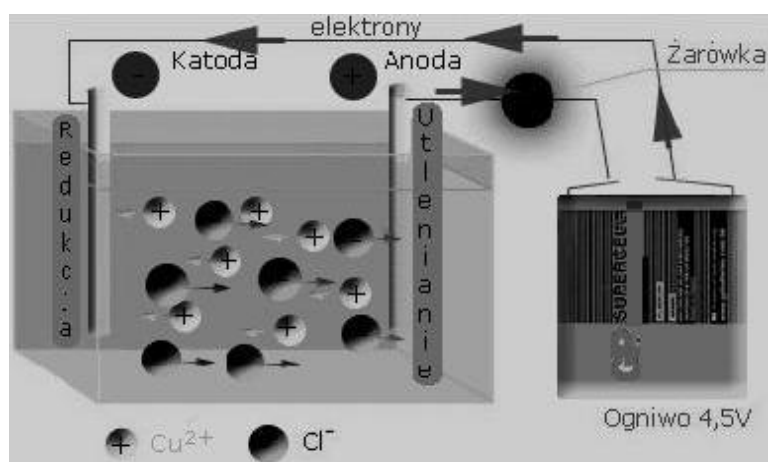
2. Część właściwa:

- ❖ Sformułowanie tematu lekcji.
- ❖ Podanie definicji elektrolizy.

Elektroliza – jest to proces, który polega na przyłożeniu do elektrod odpowiedniego napięcia z zewnętrznego źródła, powodującego przepływ prądu przez elektrolit i wymuszenie reakcji elektrodowych.

Proces elektrolizy zachodzi w stopionych solach i roztworach wodnych kwasów, zasad oraz soli i przeprowadzany jest w urządzeniach nazywanych **elektrolizerami**.

Elektrolizery mają inną budowę jak ogniwa galwaniczne. W elektrolizerach w odróżnieniu od ogniwa, elektrody znajdują się w jednym naczyniu zawierającym roztwór jednego elektrolitu.

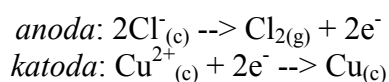


Na rysunku przedstawiono schemat elektrolizera stosowanego do wydzielenia miedzi z roztworu chlorku miedzi(II).

Podobnie jak w ogniwie galwanicznym utlenianie zachodzi na anodzie, a redukcja na katodzie.

Ruch elektronów od anody do katody odbywa się zewnętrznym przewodnikiem. W roztworze kationy poruszają się w kierunku elektrody zwanej **katodą**, a ujemnie naładowane aniony przesuwają się w stronę dodatnio naładowanej elektrody zwanej **anodą**.

Jony po osiągnięciu elektrod podlegają następującym reakcjom.



❖ Podanie definicji napięcia rozkładowego i nadnapięcia.

napięciem rozkładowym – nazywamy najmniejsze napięcie konieczne do wywołania elektrolizy

W praktyce na wartość napięcia rozkładowego $U_{\text{rozkł.}}$ jest powiększana o tzw. **nadnapięcie η** .

Na wartość nadnapięcia wpływają:

- materiał elektrody oraz stan jej powierzchni
- gęstość prądu
- temperatura

Nadnapięcie można rozłożyć na nadnapięcia przy poszczególnych elektrodach

$$(\eta = \eta_k + \eta_a)$$

Aby więc otrzymać wartość rzeczywistego napięcia rozkładowego, należy teoretyczne napięcie rozkładowe powiększyć o nadnapięcie na obu elektrodach, a ponadto o spadek napięcia $I \cdot R$, wywołany oporem elektrolitu:

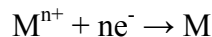
$$U_{\text{rozkł.}} = E_1 - E_2 + \eta_k + \eta_a + I \cdot R$$

gdzie; E_1 i E_2 - potencjały elektrod utworzonych z produktów elektrolizy, η_a , η_k - nadnapięcia, I natężenie prądu, R - opór elektrolitu.

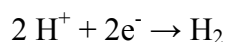
❖ Przewidywanie produktów elektrolizy.

• **reakcje katodowe :**

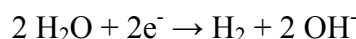
w pierwszej kolejności rozładowują się kationy metali ciężkich, czyli metali położonych w szeregu napięciowym na prawo od glinu:



Jeśli roztwór elektrolitu nie zawiera jonów metali ciężkich, na katodzie wydziela się wodór pochodzący z rozładowania kationów H^{+} (jeśli odczyn roztworu jest kwaśny):



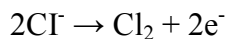
lub z redukcji cząsteczek wody (w roztworach obojętnych i zasadowych):



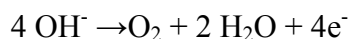
W przypadku zakwaszonego roztworu soli metalu ciężkiego wydzielanie metalu i wodoru może zachodzić równocześnie.

• **reakcje anodowe:**

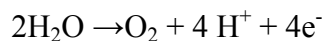
w pierwszej kolejności rozładowują się aniony kwasów beztlenowych, np:



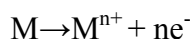
Jeśli są one nieobecne w roztworze, na anodzie wydziela się tlen pochodzący z rozładowania jonów OH^{-} (w roztworach zasadowych):



lub utlenienia cząsteczek wody (roztwory obojętne i kwaśne):



Jeśli anoda nie jest wykonana z metalu szlachetnego lub grafitu, może ulec roztwarzaniu, jak na przykład podczas elektrolizy roztworu $CuSO_4$ na elektrodach miedzianych:

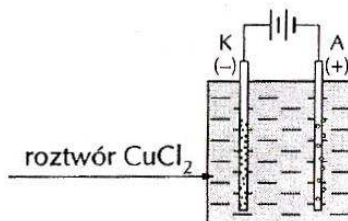


Działanie niektórych z powyższych reguł potwierdzają następujące doświadczenia.

❖ **Doświadczenia (pokazy):** Uczniowie wypełniają karty pracy.

1. Elektroliza roztworu CuCl₂. Podobne doświadczenie na SnCl₂ (na szalce Petriego)

Przygotuj zestaw zgodnie z rysunkiem.



1. Do 3/4 pojemności zlewki wlej roztwór CuCl₂.
2. Zanurz w roztworze elektrody grafitowe.
3. Podłącz elektrody do źródła prądu stałego o napięciu około 2,5 V.

Zapisz obserwacje. Przedstaw wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnij kartę pracy ucznia.

Spostrzeżenia:

Pod wpływem przyłożonego napięcia prądu stałego nastąpiło wydzielanie się produktów na elektrodach: na ujemnej **czerwonobrunatnego osadu**, na dodatniej- pęcherzyków **zielonożółtego** gazu.

Wnioski:

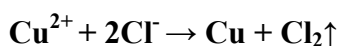
Pod wpływem prądu kationy **miedzi Cu²⁺ (z dysocjacji)** dążą do elektrody ujemnej - katody, z której pobierają elektrony, redukując się według równania:



Natomiast aniony **chlorkowe** są przyciągane przez elektrodę dodatnią - anodę, której przekazują swoje elektrony:



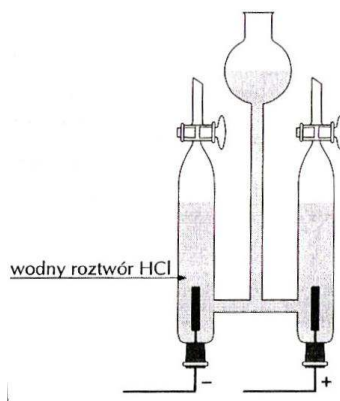
Proces redoks można przedstawić następująco:



2. Elektroliza roztworu HCl.

1. Przygotuj aparat Hoffmana z elektrodami węglowymi, wypełniając go wodnym roztworem HCl do wysokości kraników odprowadzających gazy.
 2. Elektrody połącz z biegunami baterii, zwracając uwagę na znaki (-), (+).
 3. Przerwij proces, gdy zbierzesz około 10 cm³ gazów.
 4. Zbliź palące się łuczywko do kranika, którego wylot znajduje się nad katodą (-).
- Zapisz obserwacje. Przedstaw wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnij kartę pracy ucznia.

Schemat:



Spostrzeżenia:

Po podłączeniu baterii na elektrodach wydzielają się **gazy**: na katodzie – **bezbarwny gaz** powodujący charakterystyczny "trzask" po zbliżeniu palącego się łuczywa, na elektrodzie dodatniej widać **żółtozielone** pęcherzyki.

W obu przypadkach wydzielili się **te same** ilości gazu.

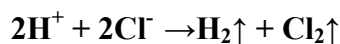
Wnioski:

W wyniku elektrolizy kwasu solnego następuje jego rozkład:

na katodzie (-) wydzielą się **wodór** $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$ redukcja

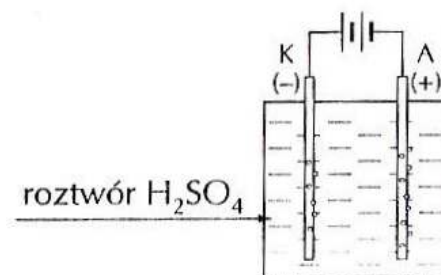
na anodzie (+) wydzielą się **chlor** $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 \uparrow$ utlenianie

Proces redoks można przedstawić:



3. Elektroliza roztworu H₂SO₄.

1. Zmontuj zestaw według rysunku.



2. 3/4 pojemności zlewki napełnij roztworem H₂SO₄.

(dodanie do wody kwasu wymagane jest wyłącznie dla osiągnięcia odpowiedniego przewodnictwa roztworu)

3. Zanurz w roztworze 2 elektrody grafitowe.

4. Podłącz elektrody do źródła prądu stałego o napięciu około 10 V.

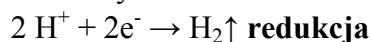
Zapisać obserwacje. Przedstawić wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnić kartę pracy ucznia.

Spostrzeżenia:

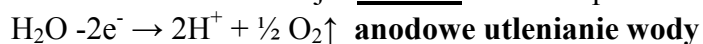
Pod wpływem przyłożonego napięcia prądu stałego nastąpiło wydzielanie się produktów na elektrodach ujemnej i dodatniej – pęcherzyków **bezbarwnego** gazu.

Wnioski:

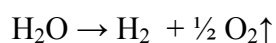
Pod wpływem prądu kationy dążą do elektrody ujemnej - **katody**, z której pobierają elektrony:



Na elektrodzie dodatniej – **anodzie** zachodzi proces:

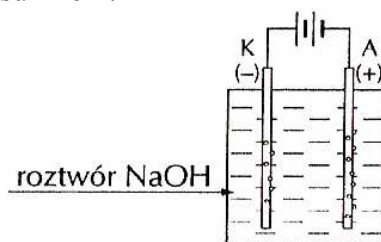


Proces redoks zachodzący podczas elektrolizy H₂SO₄ to elektrolityczny rozkład wody:



4. Elektroliza roztworu NaOH.

1. Zmontuj zestaw zgodnie z rysunkiem.



2. 3/4 pojemności zlewki napełnij 1-molowym roztworem NaOH.

(jeżeli elektrolizę prowadzi się w niemieszanym roztworze w obecności wskaźnika fenoloftaleiny można obserwować zmiany jego zabarwienia w pobliżu obu elektrod wywołane zmianami pH roztworu w pobliżu elektrod; wymieszanie roztworu przywraca jego obojętność w całej objętości)

3. Zanurz w roztworze 2 elektrody grafitowe.

4. Podłącz elektrody do źródła prądu stałego o napięciu około 10 V.

5. Do roztworu w przestrzeni katodowej dodaj kilka kropli fenoloftaleiny.

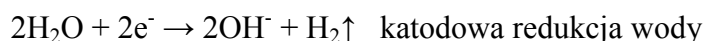
Zapisz obserwacje. Przedstaw wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnij kartę pracy ucznia.

Spostrzeżenia:

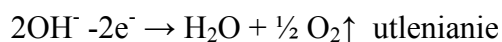
Pod wpływem przyłożonego napięcia prądu stałego nastąpiło wydzielanie się produktów na elektrodach ujemnej i dodatniej: pojawiają się pęcherzyki gazu.

Wnioski:

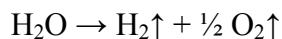
Na elektrodzie ujemnej - katodzie zachodzi reakcja:



Obecność jonów OH⁻ można wykryć za pomocą fenoloftaleiny. Na elektrodzie dodatniej - anodzie zachodzi reakcja:



Proces redoks zachodzący podczas elektrolizy NaOH to jonowy rozkład wody:



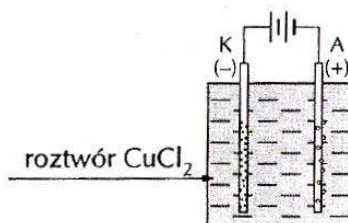
3. Podsumowanie:

Powtórzenie i utrwalenie wiadomości o elektrolizie.

KARTY PRACY UCZNIÓW

1. Elektroliza roztworu CuCl₂. Podobne doświadczenie na SnCl₂ (na szalce Petriego)

Przygotuj zestaw zgodnie z rysunkiem.



1. Do 3/4 pojemności zlewki wlej roztwór CuCl₂.
2. Zanurz w roztworze elektrody grafitowe.
3. Podłącz elektrody do źródła prądu stałego o napięciu około 2,5 V.

Zapisz obserwacje. Przedstaw wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnij kartę pracy ucznia.

Spostrzeżenia:

Pod wpływem przyłożonego napięcia prądu stałego nastąpiło wydzielanie się produktów na elektrodach: na ujemnej, na dodatniej- pęcherzyków gazu.

Wnioski:

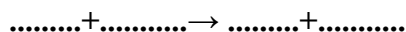
Pod wpływem prądu kationy..... dążą do elektrody ujemnej - katody, z której pobierają elektrony, redukując się według równania:



Natomiast aniony są przyciągane przez elektrodę dodatnią - anodę, której przekazują swoje elektrony:



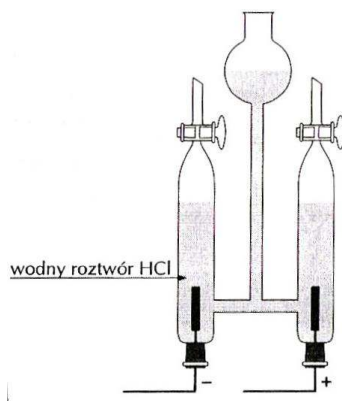
Proces redoks można przedstawić następująco:



2. Elektroliza roztworu HCl.

1. Przygotuj aparat Hoffmana z elektrodami węglowymi, wypełniając go wodnym roztworem HCl do wysokości kraników odprowadzających gazy.
 2. Elektrody połącz z biegunami baterii, zwracając uwagę na znaki (-), (+).
 3. Przerwij proces, gdy zbierzesz około 10 cm³ gazów.
 4. Zbliź palące się łuczywko do kranika, którego wylot znajduje się nad katodą (-).
- Zapisz obserwacje. Przedstaw wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnij kartę pracy ucznia.

Schemat:



Spostrzeżenia:

Po podłączeniu baterii na elektrodach wydzielają się: na katodzie –powodujący charakterystyczny "trzask" po zbliżeniu palącego się łuczywa, na elektrodzie dodatniej widać pęcherzyki.
W obu przypadkach wydzielili sięilości gazu.

Wnioski:

W wyniku elektrolizy kwasu solnego następuje jego rozkład:

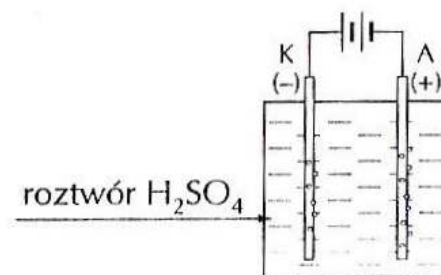
na katodzie (-) wydzielą się + 2e⁻ → ↑ redukcja
na anodzie (+) wydzielą się - 2e⁻ → ↑ utlenianie

Proces redoks można przedstawić:



3. Elektroliza roztworu H₂SO₄.

1. Zmontuj zestaw według rysunku.



2. 3/4 pojemności zlewki napełnij roztworem H₂SO₄.

(dodanie do wody kwasu wymagane jest wyłącznie dla osiągnięcia odpowiedniego przewodnictwa roztworu)

3. Zanurz w roztworze 2 elektrody grafitowe.

4. Podłącz elektrody do źródła prądu stałego o napięciu około 10 V.

Zapisać obserwacje. Przedstawić wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnić kartę pracy ucznia.

Spostrzeżenia:

Pod wpływem przyłożonego napięcia prądu stałego nastąpiło wydzielanie się produktów na elektrodach ujemnej i dodatniej – pęcherzyków gazu.

Wnioski:

Pod wpływem prądu kationy dążą do elektrody ujemnej - **katody**, z której pobierają elektrony:

.....+..... →↑ **redukcja**

Na elektrodzie dodatniej – **anodzie** zachodzi proces:

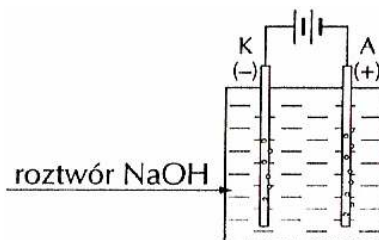
H₂O -..... → 2H⁺ + 1/2↑ **anodowe utlenianie wody**

Proces redoks zachodzący podczas elektrolizy H₂SO₄ to elektrolityczny rozkład wody:

..... →+.....↑

4. Elektroliza roztworu NaOH.

1. Zmontuj zestaw zgodnie z rysunkiem.



2. 3/4 pojemności zlewki napełnij 1-molowym roztworem NaOH.

(jeżeli elektrolizę prowadzi się w niemieszanym roztworze w obecności wskaźnika fenoloftaleiny można obserwować zmiany jego zabarwienia w pobliżu obu elektrod wywołane zmianami pH roztworu w pobliżu elektrod; wymieszanie roztworu przywraca jego obojętność w całej objętości)

3. Zanurz w roztworze 2 elektrody grafitowe.

4. Podłącz elektrody do źródła prądu stałego o napięciu około 10 V.

5. Do roztworu w przestrzeni katodowej dodaj kilka kropli fenoloftaleiny.

Zapisz obserwacje. Przedstaw wnioski z przeprowadzonego doświadczenia. Wypełnij kartę pracy ucznia.

Spostrzeżenia:

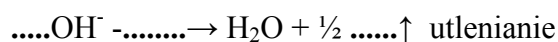
Pod wpływem przyłożonego napięcia prądu stałego nastąpiło wydzielanie się produktów na elektrodach ujemnej i dodatniej: pojawiają się pęcherzyki gazu.

Wnioski:

Na elektrodzie ujemnej - katodzie zachodzi reakcja:



Obecność jonów OH⁻ można wykryć za pomocą fenoloftaleiny. Na elektrodzie dodatniej - anodzie zachodzi reakcja:



Proces redoks zachodzący podczas elektrolizy NaOH to jonowy rozkład wody:

