



Jak za pomocą równań reakcji zapisać proces hydrolizy?

- Wprowadzenie
- Przeczytaj
- Film samouczek
- Sprawdź się
- Dla nauczyciela



## Jak za pomocą równań reakcji zapisać proces hydrolizy?

Hydroliza (gr. *hýdōr* „woda”, *lýsis* „rozłożenie”) to rozkład substancji pod wpływem wody; reakcja podwójnej wymiany, zachodząca między wodą a substancją w niej rozpuszczoną i prowadząca do powstania cząsteczek nowych związków chemicznych.

Źródło: dostępny w internecie: pixabay.com, domena publiczna.

Produktami reakcji między kwasami a zasadami są sole. Czy będą one zatem miały odczyn obojętny? Odpowiedź na to pytanie wymaga przeanalizowania kilku procesów, jakie zachodzą z kolei między jonami pochodzącymi z dysocjacji soli a cząsteczkami wody. Ponieważ reakcje, w których jednym z reagentów jest woda, noszą nazwę hydrolizy, tak więc procesy zachodzące w wodnych roztworach soli, noszą nazwę hydrolizy soli.

### Twoje cele

- Nazwiesz rodzaje i podasz przykłady reakcji hydrolizy soli.
- Zapiszesz równania reakcji hydrolizy.
- Przedstawisz założenia teorii kwasów i zasad Brønsteda–Lowry’ego.

# Przeczytaj

---

## Teoria Arrheniusa

Według [teorii Arrheniusa](#), kwasy są związkami chemicznymi, które dysocjują z odzłczepieniem jonów  $H^+$  (dzisiaj wiemy, że są to jony  $H_3O^+$ ), a zasady związkami, które dysocjują z odzłczepieniem jonów  $OH^-$ .



Svante August Arrhenius (ur. 19 lutego 1859 r. w Uppsali, zm. 2 października 1927 r. w Sztokholmie) – szwedzki chemik i fizyk, jeden z twórców chemii fizycznej.

Źródło: dostępny w internecie: [wikimedia.org](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Svante_Arrhenius.jpg), domena publiczna.

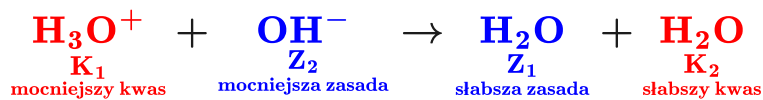
## Teoria Brønsteda–Lowry'ego

Teoria Brønsteda opisuje procesy kwasowo–zasadowe, zachodzące w środowisku rozpuszczalnika protycznego, tzn. takiego, który może wymieniać (przyjmować i oddawać) jony wodoru. Przykładem takiego rozpuszczalnika jest oczywiście woda, ale także ciekły amoniak, bezwodny kwas siarkowy(VI) oraz bezwodny kwas octowy.

Według teorii kwasów i zasad Brønsteda–Lowry'ego:

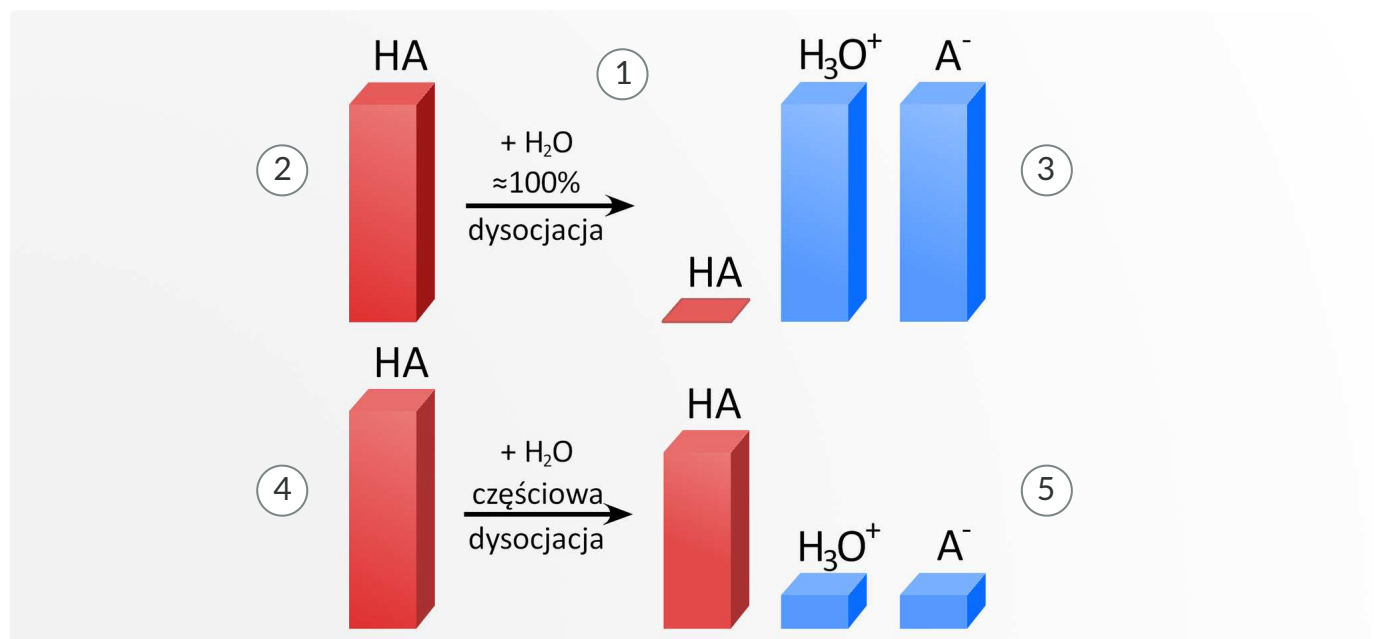
- kwasy są donorami (dawcami) jonów wodoru;
- zasady są akceptorami (biorcami) jonów wodoru.

Reakcja kwasowo–zasadowa w ujęciu teorii Brønsteda polega na przekazaniu jonu wodoru od kwasu do zasady:



Reakcja kwasowo–zasadowa w ujęciu teorii Brønsteda prowadzi więc do otrzymania słabszego kwasu i słabszej zasady.

## Kwas mocny a słaby



1

---

Kwas jest donorem (dawcą) jonów wodoru. Im bardziej efektywny dawca, tym mocniejszy kwas.

2

---

Mocny kwas, np.  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

3

---

W roztworze występują praktycznie wyłącznie produkty dysocjacji.

4

---

Kwas słaby, np.  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

5

---

W roztworze występuje zarówno forma zdysocjowana, jak i niezdisocjowana.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

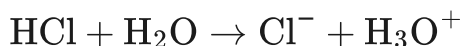
### Ważne!

Hydroliza to reakcja związku chemicznego z wodą, w wyniku której powstają w roztworze jony  $\text{H}_3\text{O}^+$  lub  $\text{OH}^-$ .

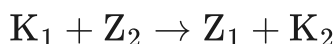
W ujęciu teorii Brønsteda, do reakcji hydrolizy można zaliczyć także procesy zachodzące podczas dysocjacji kwasów i zasad – wówczas następuje **rozpad pod wpływem wody**.

## Dysocjacja mocnego kwasu

Na przykładzie równania dysocjacji elektrolitycznej chlorowodoru można rozważyć jaką rolę pełnią poszczególne reagenty:

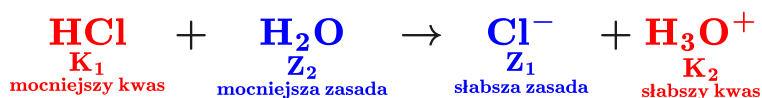


Według teorii Brønsteda–Lowry'ego reakcja zachodzi między silnym kwasem ( $\text{K}_1$ ) a silną zasadą ( $\text{Z}_2$ ), dając słabszą zasadę ( $\text{Z}_1$ ) i słabszy kwas ( $\text{K}_2$ ):



Pary  $\text{K}_1$ – $\text{Z}_1$  oraz  $\text{K}_2$ – $\text{Z}_2$  są sprzężonymi parami kwas–zasada i różnią się tylko obecnością jonu wodoru (jonu  $\text{H}^+$ ).

Wracając do dysocjacji kwasu solnego, możemy określić role kwasu i zasady, ale również możemy zaznaczyć sprzężone pary:

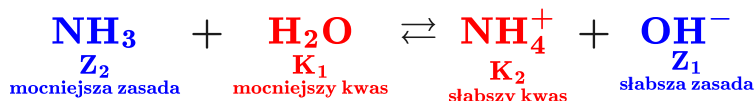


Kwas chlorowodorowy jest kwasem bardzo mocnym i ulega całkowitej dysocjacji. Oznacza to, że w roztworze występują tylko jony  $\text{Cl}^-$  i  $\text{H}_3\text{O}^+$ , natomiast brakuje niezdysocjowanego  $\text{HCl}$ . Możemy zatem określić moc składników sprzężonej pary kwas–zasada  $\text{HCl} - \text{Cl}^-$ .

## Dysocjacja słabej zasady

Woda może również pełnić rolę mocnego kwasu. W roztworze wodnym amoniaku zachodzi dysocjacja częściowa.

Sprzężone pary kwas–zasada:

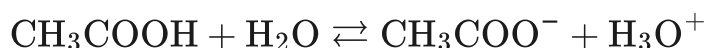


Oznacza to, że ustala się pewien stan równowagi, charakteryzujący się współwystępowaniem formy kwasowej ( $\text{NH}_4^+$ ) i zasadowej ( $\text{NH}_3$ ). Ustalanie stanu

równowagi zapisuje się za pomocą dwóch strzałek w przeciwnych kierunkach.

## Dysocjacja słabego kwasu

W roztworze słabego kwasu, jakim jest kwas octowy, zachodzi częściowa dysocjacja:



Oznacza to, że ustala się pewien [stan równowagi](#), charakteryzujący się współwystępowaniem formy kwasowej ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) i zasadowej ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ).

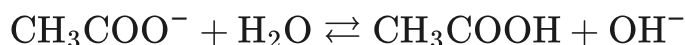
Ustalanie stanu równowagi zapisuje się za pomocą dwóch strzałek w przeciwnych kierunkach.

Sprzężona para zawiera w tym przypadku kwas i zasadę o zbliżonej, niewielkiej mocy. W zależności od warunków, forma kwasowa ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) może oddawać jony wodoru, a forma zasadowa ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) może je przyłączać.

## Hydroliza anionowa

### Hydroliza octanu sodu – sól słabego kwasu i mocnej zasady

Analogiczny stan równowagi ustala się w roztworze octanu sodu:



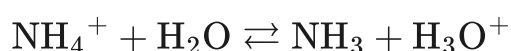
Prowadzi to do wytworzenia niewielkiej ilości jonów  $\text{OH}^-$ , które nadają roztworowi  $\text{CH}_3\text{COONa}$  odczyn zasadowy. Proces ten nazywa się [hydrolizą anionową](#) (ulega jej anion) bądź **dysocjacją zasadową** (dysocjuje zasada Brønsteda, jon octanowy).

## Hydroliza kationowa

### Hydroliza chlorku amonu – sól mocnego kwasu i słabej zasady

Jeżeli sól zawiera kationy będące w sensie teorii Brønsteda–Lowry'ego słabym kwasem, wówczas może zajść analogiczny proces, nazywany hydrolizą kationową.

Hydroliza kationu amonu:



Otrzymany roztwór ma odczyn kwasowy, ponieważ część kationów amonu oddała jon wodoru cząsteczkom wody, co doprowadziło do powstania jonów oksoniowych  $\text{H}_3\text{O}^+$  oraz  $\text{NH}_3$ , zasady sprzężonej z jonem amonu.

### Hydroliza chlorku miedzi(II) – sól mocnego kwasu i słabej zasady

Kationy litowców i berylowców (z wyjątkiem berylu) nie ulegają hydrolizie kationowej. Jeżeli mamy do czynienia z kationami pozostałych metali, wówczas możemy mówić o hydrolizie kationowej, ponieważ ich wodorotlenki są słabymi elektrolitami w roztworze nastąpi proces równowagowy:

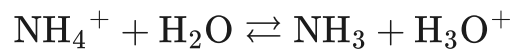


Ta reakcja nosi nazwę hydrolizy kationowej, ponieważ ulegają jej kationy. Powstają wówczas jony  $\text{H}_3\text{O}^+$  i pojawia się kwasowy odczyn roztworu.

## Hydroliza kationowo-anionowa

### Hydroliza octanu amonu – sól słabego kwasu i słabej zasady

W przypadku, gdy w roztworze będą znajdować się jednocześnie jony słabego kwasu oraz słabej zasady Brønsteda, np. wskutek rozpuszczenia octanu amonu, wtedy jednocześnie zajdą obydwa procesy:



Proces ten nosi nazwę **hydrolizy kationowo-anionowej**. Odczyn otrzymanego roztworu będzie zbliżony do obojętnego.

### Ważne!

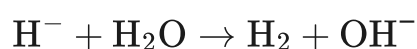
Hydrolizie ulegają sole:

- mocnych kwasów i słabych zasad,
- słabych kwasów i mocnych zasad,
- słabych kwasów i słabych zasad,

ponieważ posiadają co najmniej jeden jon, który ulega równowagowemu procesowi kwasowo-zasadowemu.

## Hydroliza nieodwracalna

Niektóre związki jonowe ulegają nieodwracalnej hydrolizie. Przykładem może być reakcja wodoru sodu z wodą. NaH jest związkiem o budowie jonowej, zawiera więc jony  $\text{H}^-$ :



Jon wodoru  $\text{H}^-$  jest mocną zasadą, sprzężoną z słabym kwasem –  $\text{H}_2$ . Ponieważ cząsteczka wodoru w wodzie w ogóle nie dysocjuje, oczywiste jest, że anion wodorowy „chwytą” kation wodoru z cząsteczek rozpuszczalnika. Proces ten jest nieodwracalny również z uwagi na fakt, że jest to proces typu redoks.



według tej teorii, kwasy to związki chemiczne, które dysocjują z odszczepieniem jonów  $H^+$ , a zasady to związki, które dysocjują z odszczepieniem jonów  $OH^-$

### **teoria kwasów i zasad Brønsteda–Lowry'ego**

według tej teorii, kwasy są donorami (dawcami) jonów wodoru, a zasady akceptorami (biorcami) jonów wodoru

### **stan równowagi**

charakteryzuje się współwystępowaniem formy kwasowej (np.  $CH_3COOH$ ) i zasadowej (np.  $CH_3COO^-$ )

### **hydroliza anionowa**

proces hydrolizy, polegający na reakcji anionu słabszego elektrolitu pochodzącego z dysocjacji soli z cząsteczką wody, w wyniku którego powstaje pewna liczba jonów wodorotlenkowych, nadających roztworowi odczyn zasadowy

### **hydroliza kationowa**

proces hydrolizy, polegający na reakcji kationu pochodzącego z dysocjacji soli z cząsteczką wody, w wyniku którego powstaje pewna liczba jonów oksoniowych, nadających roztworowi odczyn kwasowy; zachodzi wtedy, gdy sól zawiera kationy, które są, w sensie teorii Brønsteda–Lowry'ego, słabymi kwasami

## **Bibliografia**

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 1997 i wyd. następne.

# Film samouczek

---

## Polecenie 1

Czy wiesz, jakie związki ulegają procesowi hydrolizy? Czy wiesz, jak za pomocą równań reakcji zapisać ten proces? Aby poznać odpowiedzi na te pytania, zapoznaj się z poniższym filmem, a następnie rozwiąż ćwiczenia.

Trwa wczytywanie danych ..

Film dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/DNNVuQrKE>

Film samouczek pt. „*Jak za pomocą równań reakcji zapisać proces hydrolizy?*”

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Film nawiązujący do zagadnienia procesu hydrolizy oraz opisanie tego procesu równaniami reakcji

---

Ćwiczenie 1

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Ćwiczenie 4

Ćwiczenie 5

## Ćwiczenie 6

# Sprawdź się

---

Pokaż ćwiczenia:   

## Ćwiczenie 1



Zapisz równanie hydrolizy zachodzącej w roztworze  $\text{NaNO}_2$ .

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 2



Zapisz równanie hydrolizy zachodzącej w roztworze  $\text{ZnSO}_4$ .

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 3



Określ odczyn roztworu  $\text{HCOOK}$ .

Odczyn jest obojętny.

Odczyn jest zasadowy.

Odczyn jest kwasowy.

#### Ćwiczenie 4



Określ odczyn roztworu NaCl.

Odczyn jest obojętny.

Odczyn jest zasadowy.

Odczyn jest kwasowy.

#### Ćwiczenie 5



Dopasuj barwy, jakie przyjmie uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworach:  $\text{BaI}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .

$\text{BaI}_2$

czerwoną

$\text{AlCl}_3$

niebieską

$\text{Na}_2\text{SiO}_3$

żółtą

#### Ćwiczenie 6



Wybierz sole, które nie ulegają hydrolizie.

$\text{NH}_4\text{F}$

$\text{Na}_2\text{SO}_4$

$\text{CH}_3\text{COONH}_4$

$\text{NaNO}_3$

$\text{K}_2\text{SO}_3$

## Ćwiczenie 7



Schemat doświadczenia

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

## Ćwiczenie 8



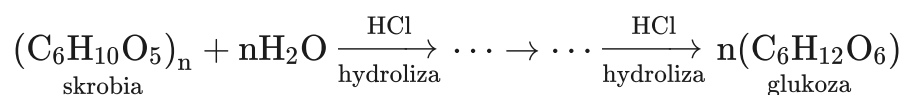
Sprawdzono odczyn wodnego roztworu pewnej soli i stwierdzono, że jest on obojętny. Czy jednoznacznie świadczy to o tym, że sól ta nie hydrolizuje?

Odpowiedź:

## Ćwiczenie 9



Uzupełnij poniższą reakcję hydrolizy skrobi do glukozy.



Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

# Dla nauczyciela

---

## Scenariusz zajęć

**Autor:** Elżbieta Korzeniak, Krzysztof Błaszczak

**Przedmiot:** chemia

**Temat:** Jak za pomocą równań reakcji zapisać proces hydrolizy?

**Grupa docelowa:** III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego – kształcenie w zakresie rozszerzonym

## Podstawa programowa

Zakres rozszerzony:

VI. Reakcje w roztworach wodnych. Uczeń:

9) pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i wybranych soli z wodą w formie jonowej pełnej i skróconej.

## Kształtowane kompetencje kluczowe:

- kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji;
- kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii;
- kompetencje cyfrowe;
- kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.

## Cele operacyjne:

Uczeń:

- definiuje pojęcie hydrolizy;
- zapisuje równania reakcji hydrolizy;
- określa odczyn roztworów soli;
- określa sprzężoną parę kwas-zasada;
- określa odwracalność procesu.

## Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- problemowa.

## **Metody i techniki nauczania:**

- dyskusja dydaktyczna;
- burza mózgów;
- ćwiczenia uczniowskie;
- analiza materiału źródłowego;
- film samouczek;
- eksperyment chemiczny;
- technika zdań podsumowujących.

## **Formy pracy:**

- praca indywidualna;
- praca w grupach;
- praca zbiorowa.

## **Środki dydaktyczne:**

- komputery z głośnikami, słuchawkami i dostępem do Internetu/smartfony, tablety;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- tablica interaktywna/tablica, kreda;
- rzutnik multimedialny;
- aplikacja Mentimeter oraz Kahoot! lub Quizizz.

## **Przebieg zajęć**

### **Faza wstępna:**

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje pytanie: jaka jest różnica między zubożeniem a hydrolizą?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów wokół terminu „hydroliza”. Nauczyciel może wykorzystać aplikację Mentimeter z wykorzystaniem tabletów/smartfonów.
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.
4. Zasady BHP. Nauczyciel zapoznaje uczniów z kartami charakterystyk substancji, jakie zostaną użyte w czasie lekcji.

### **Faza realizacyjna:**

1. Nauczyciel rozdaje uczniom schemat porównania mocy kwasów i zasad Brønsteda-Lowry'ego. Uczniowie analizują schemat. Nauczyciel ewentualnie wyjaśnia kwestie niezrozumiałe.
2. Nauczyciel wyświetla na forum film samouczek – wszyscy uczestnicy zajęć analizują go. Nauczyciel ewentualnie wyjaśnia kwestie niezrozumiałe.

3. Eksperyment uczniowski. Nauczyciel dzieli uczniów na cztery grupy, które przeprowadzają doświadczenie chemiczne „Badanie reakcji hydrolizy wybranych soli” (informacja w materiale pomocniczym). Nauczyciel rozdaje uczniom karty pracy, odpowiedni sprzęt i szkło laboratoryjne oraz odczynniki chemiczne. Uczniowie w grupach przygotowują instrukcję wykonania eksperymentu, po czym na forum klasy chętni uczniowie prezentują wypracowane zasady pracy. Pozostali uczniowie i nauczyciel weryfikują poprawność zaplanowanych działań w ramach eksperymentu. Uczniowie zapisują w kartach pracy pytanie badawcze, hipotezę, obserwacje, określają odczyn badanego roztworu, wnioski, równanie reakcji i typ reakcji hydrolizy. Liderzy grup prezentują swoje rezultaty na forum klasy, a równania reakcji zapisują na tablicy. Nauczyciel weryfikuje poprawność odpowiedzi uczniów i w razie potrzeby uzupełnia podane informacje.
4. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – zestaw ćwiczeń.

### **Faza podsumowująca:**

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania: czym się różni zobojętnianie od hydrolizy? Wskaż, jaki odczyn będzie miał roztwór chlorku amonu i dlaczego taki? Wskaż, jaki odczyn będzie miał roztwór siarczanu(IV) potasu i dlaczego taki? Nauczyciel może przygotować quiz dla uczniów i wykorzystać aplikację Kahoot! lub Quizizz.
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:
  - Przypomniałem/łam sobie, że...
  - Co było dla mnie łatwe...
  - Czego się nauczyłem/łam...
  - Co sprawiało mi trudność...

### **Praca domowa:**

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia zawarte w e-materiale – zestaw ćwiczeń.

### **Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:**

Film samouczek może być wykorzystany podczas przygotowywania się do zajęć czy do sprawdzianu.

### **Materiały pomocnicze:**

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):
  - Czym się różni zobojętnianie od hydrolizy?

- Wskaż, jaki odczyn będzie miał roztwór chlorku amonu i dlaczego taki?
- Wskaż, jaki odczyn będzie miał roztwór siarczanu(IV) potasu i dlaczego taki?

2. Schemat dla każdego ucznia: porównanie mocy kwasów i zasad Brønsteda - Lowry'ego.

3. Doświadczenie chemiczne: „Badanie reakcji hydrolizy wybranych soli”

**Sprzęt i szkło laboratoryjne:** nieopisane probówki z roztworami soli, statyw do probówek, pipety.

**Odczynniki chemiczne:** uniwersalny papierek wskaźnikowy oraz roztwory:

- Grupa I:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$
- Grupa II:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KNO}_3$
- Grupa III:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- Grupa IV:  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NaClO}_4$ .

4. Karta pracy ucznia:

Plik o rozmiarze 64.56 KB w języku polskim