

Hydroliza soli

1. Cele lekcji

a) Wiadomości

Uczeń zna:

- istotę reakcji hydrolizy,
- pojęcia: hydroliza kationowa i hydroliza anionowa.

Uczeń wie:

- które sole ulegają hydrolizie,
- które sole nie ulegają hydrolizie.

b) Umiejętności

Uczeń potrafi:

- wymienić kwasy i zasady należące do elektrolitów mocnych,
- wyjaśnić mechanizm reakcji hydrolizy,
- przewidzieć odczyn wodnego roztworu rozpuszczalnej soli,
- zapisać równania reakcji hydrolizy w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej,
- porównać rolę wody w procesie dysocjacji i w reakcji hydrolizy,
- wykonywać proste doświadczenia.

c) Postawy

Uczeń współpracuje w grupie.

2. Metoda i forma pracy

Eksperyment laboratoryjny, burza mózgów, pogadanka, praca z całym zespołem, praca w grupach, praca indywidualna.

3. Środki dydaktyczne

Karty pracy, sprzęt i odczynniki niezbędne do wykonania doświadczeń.

4. Przebieg lekcji

a) Faza przygotowawcza

Pogadanka na temat odczynów roztworów wodnych kwasów i wodorotlenków. Przypomnienie barw wskaźników w roztworach kwasów i zasad oraz mocy elektrolitów. Stworzenie sytuacji problemowej: *Jaki odczyn mają wodne roztwory soli?* Weryfikacja hipotez uczniów poprzez doświadczenia wykonywane w grupach ([załącznik 1](#)).

b) Faza realizacyjna

Omówienie ćwiczenia, podanie tematu lekcji, sformułowanie definicji reakcji hydrolizy, przedstawienie różnej roli wody w procesie dysocjacji i hydrolizy. Zapis odpowiednich równań reakcji. Wprowadzenie pojęć hydroliza anionowa i hydroliza kationowa. Wyjaśnienie kwestii, dlaczego sole mocnych kwasów i mocnych zasad nie ulegają hydrolizie. Omówienie odczynów roztworów wodnych soli, pochodzących od słabych kwasów i słabych zasad.

c) Faza podsumowująca

Weryfikacja umiejętności nabytych podczas lekcji poprzez samodzielną identyfikację roztworów wodnych soli na podstawie odczynu ([załącznik 2](#)). Omówienie ćwiczenia.

5. Bibliografia

1. Czerwińska A., Czerwiński A., Jelińska – Kazimierczuk M., Kuśmierczyk K., *Chemia 1*, WSiP, Warszawa 2002.
2. Pazdro K. M., Danikiewicz W., *Chemia dla licealistów. Podstawy. Część 1. Chemia ogólna*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa, 1995.

6. Załączniki

a) Karta pracy ucznia

Załącznik 1

Doświadczenie 1

Zbadaj odczyn wodnego roztworu chlorku amonu za pomocą oranżu metylowego i wypełnij poniższą tabelkę:

NH ₄ Cl pochodzi od:						barwa wskaźnika	odczyn roztworu wodnego
kwasu	zasady	kwas		zasada			
- wzór	- wzór	mocny	słaby	mocny	słaba		
Odczyn NH ₄ Cl pochodzi od mocnego (ej)							
Roztwór wodny tej soli ma odczyn							

Doświadczenie 2

Zbadaj odczyn wodnego roztworu węglanu sodu za pomocą fenoloftaleiny i wypełnij poniższą tabelkę:

Na ₂ CO ₃ pochodzi od:						barwa wskaźnika	odczyn roztworu wodnego
kwasu	zasady	kwas		zasada			
- wzór	- wzór	mocny	słaby	mocna	słaba		
Odczyn Na ₂ CO ₃ pochodzi od mocnego (ej)							
Roztwór wodny tej soli ma odczyn							

Doświadczenie 3

Zbadaj odczyn wodnego roztworu chlorku sodu za pomocą papierka wskaźnikowego i wypełnij poniższą tabelkę:

NaCl pochodzi od:						barwa wskaźnika	odczyn wodnego roztworu
kwasy	zasady	kwas		zasada			
- wzór	- wzór	mocny	słaby	mocny	słaba		
Odczyn NaCl pochodzi od mocnego (ej)							
Roztwór wodny tej soli ma odczyn							

Załącznik 2

W trzech nieopisanych probówkach znajdują się roztwory wodne następujących soli: AlCl_3 , KNO_3 , Na_2SO_3 . Mając do dyspozycji wskaźnik uniwersalny, określcie, w której probówce jest dany roztwór? Zapiszcie obserwacje i odpowiednie równania reakcji, określcie typ hydrolizy.

KARTA PRACY GRUPY

Probówka 1

Barwa papierka wskaźnikowego:

Odczyn wodnego roztworu:

Wnioski

Probówka 2

Barwa papierka wskaźnikowego:

Odczyn wodnego roztworu:

Wnioski

Probówka 3

Barwa papierka wskaźnikowego:

Odczyn wodnego roztworu:

Wnioski

WNIOSKI KOŃCOWE

Probówka nr 1 zawiera roztwór:

Probówka nr 2 zawiera roztwór:

Probówka nr 3 zawiera roztwór:

Równania reakcji :

Probówka 1

typ reakcji hydrolizy.....

Probówka 2

typ reakcji hydrolizy.....

Probówka 3

typ reakcji hydrolizy.....

b) Zadanie domowe

Podane sole: azotan (III) potasu, siarczan (VI) potasu, siarczan (IV) potasu i chlorek cynku podziel na trzy grupy:

I - te, które jak kwasy zwiększają stężenie jonów H^+ ,

II - te, które jak zasady zwiększają stężenie jonów OH^- ,

III - te, które po ich wprowadzeniu do wody nie naruszają równowagi między stężeniem jonów H^+ i OH^- .

Dwa przykłady udowodnij, zapisując odpowiednie równania reakcji chemicznych w formie jonowej.

7. Czas trwania lekcji

45 minut

8. Uwagi do scenariusza

brak