



Czy dysocjacja elektrolityczna zawsze zachodzi w takim samym stopniu?

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Film samouczek](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



Czy dysocjacja elektrolityczna zawsze zachodzi w takim samym stopniu?

Pojęcie stopnia dysocjacji elektrolitycznej wprowadził S. Arrhenius, aby porównywać moc elektrolitów.

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

Czym różni się kwas solny (kwas chlorowodorowy) o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ od roztworu kwasu cytrynowego o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$? Pierwszy z nich jest kwasem nieorganicznym, drugi zaś organicznym. Kwas cytrynowy można z łatwością kupić w większości sklepów spożywczych, natomiast solny wyłącznie w sklepie z odczynnikami chemicznymi. Kwas solny dysocjuje w wodzie w bardzo dużym stopniu, często praktycznie całkowicie, a kwas cytrynowy tylko w niewielkim stopniu. Od jakich czynników zależy, w takim razie, stopień zdysocjowania związku chemicznego?

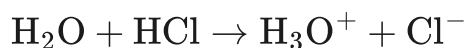
Twoje cele

- Wskażesz, od jakich czynników zależy stopień dysocjacji związku.
- Obliczysz stopień dysocjacji związków chemicznych w roztworach o różnym składzie.
- Zaprojektujesz doświadczenie, w którym rozróżnisz substancje o różnym stopniu dysocjacji.

Przeczytaj

Dysocjacja całkowita

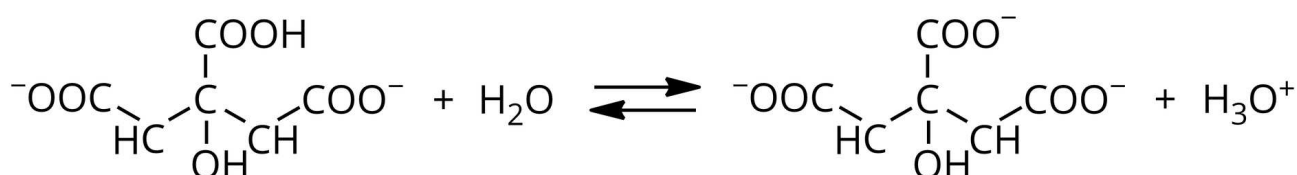
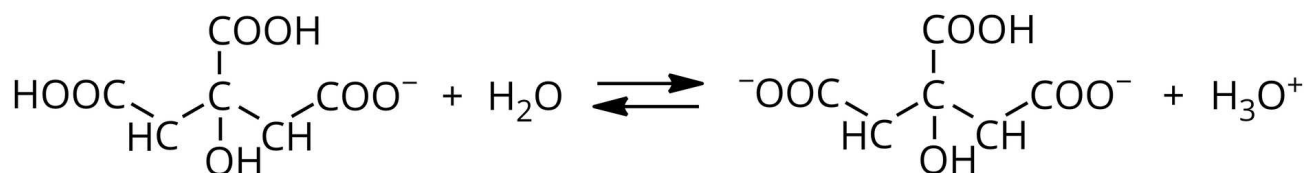
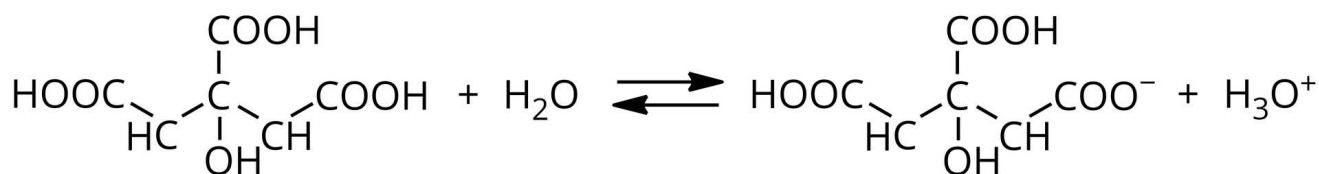
Kwasy nieorganiczne, takie jak HCl (kwas chlorowodorowy), HBr (kwas bromowodorowy) czy HNO₃ (kwas azotowy(V)) w rozcieńczonych roztworach wodnych dysocjują praktycznie całkowicie na jony, np.:



Oznacza to, że po wprowadzeniu do wody kwasu chlorowodorowego, w otrzymanym roztworze występują wyłącznie kationy **oksoniowe** (H₃O⁺) i aniony chlorkowe (Cl⁻).

Stopniowa dysocjacja

Inaczej ma się sytuacja, kiedy rozpuścimy w wodzie na przykład kwas octowy lub cytrynowy. W przypadku kwasu octowego, w roztworze obecne są jony powstałe w wyniku dysocjacji: octanowe oraz oksoniowe, jak również niezdisocjowane cząsteczki kwasu. Z kolei w przypadku kwasu cytrynowego, w roztworze znajdują się jony oksoniowe, jony powstałe w wyniku odszczępienia jednego jonu wodorowego, dwóch jonów wodorowych oraz trzech jonów wodorowych od cząsteczki kwasu cytrynowego, a także niezdisocjowane cząsteczki kwasu cytrynowego. Równania reakcji dysocjacji kwasu cytrynowego możemy przedstawić następująco:



Stopniowa dysocjacja kwasu cytrynowego

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

Z równań reakcji wynika, że 1 mol kwasu cytrynowego dostarcza aż 3 mole jonów oksoniowych. Powinien mieć niższe pH niż kwas chlorowodorowy, którego 1 mol dostarcza jedynie 1 mol jonów oksoniowych. Kwas octowy z kolei powinien dostarczać taką samą ilość jonów oksoniowych, co w przypadku chlorowodoru.

Na pierwszy rzut oka można byłoby zatem pomyśleć, że jedna cząsteczka kwasu cytrynowego dostarcza zawsze aż trzy jony oksoniowe. W związku z tym roztwór kwasu cytrynowego o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ powinien mieć niższe pH od kwasu chlorowodorowego o tym samym stężeniu ($0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$), ponieważ każda cząsteczka chlorowodoru, po rozpuszczeniu w wodzie i dysocjacji, może dostarczyć tylko jeden jon oksoniowy. Z kolei roztwór kwasu octowego o tym samym stężeniu powinien wykazywać takie samo stężenie jonów oksoniowych, co kwas chlorowodorowy. Czy tak jest rzeczywiście?

Polecenie 1

Doświadczenie

Za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych zbadaj pH dwóch roztworów wodnych o tym samym stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$:

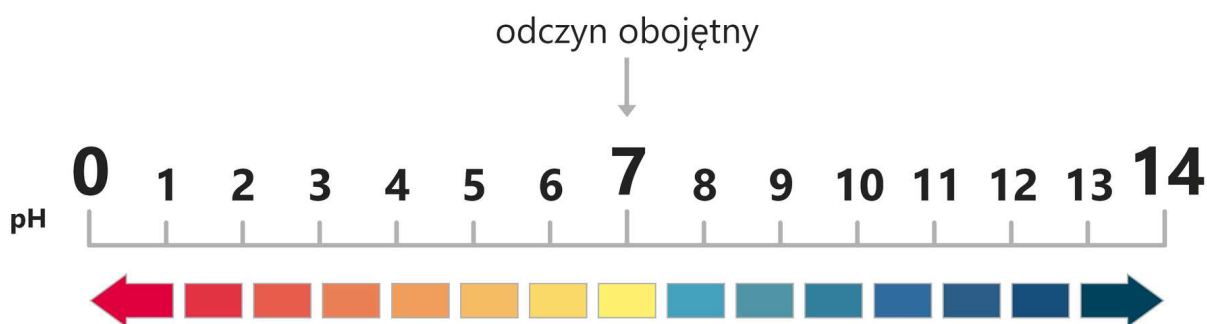
- kwasu chlorowodorowego;
- roztworu kwasu octowego;
- roztworu kwasu cytrynowego.

Zanotuj obserwacje i wyciągnij wnioski.

Obserwacje:

Papierek uniwersalny, po naniesieniu na niego kropli kwasu chlorowodorowego, zabarwił się na czerwono, papierek z naniesioną kroplą roztworu kwasu cytrynowego zabarwił się na kolor ciemnopomarańczowy, a papierek, z naniesioną kroplą roztworu kwasu octowego, zabarwił się na kolor pomarańczowy.

Wnioski:



Barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego w roztworach o różnym pH

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

Otrzymany wynik wydaje się zaskakujący ze względu na ogromną różnicę w odczynie tych kwasów o jednakowym stężeniu molowym. Dzieje się tak, ponieważ kwasy dysocjują w wodzie w różnym stopniu. Chcąc określić, jak wiele cząsteczek w roztworze ulega rozpadowi na jony, korzystamy ze wzoru na [stopień dysocjacji](#):

$$\alpha = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{n_a} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a}$$

- α – stopień dysocjacji;
- $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ – liczba moli jonów oksoniowych;
- n_a – liczba moli kwasu;
- C_a – stężenie molowe kwasu;
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ – stężenie molowe jonów oksoniowych.

Dla **roztworów wodorotlenków** wzór ma postać:

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b}$$

- $[\text{OH}^-]$ – stężenie molowe jonów wodorotlenowych;
- C_b – stężenie molowe zasady.

Mnożąc wynik przez 100%, otrzymujemy stopień dysocjacji wyrażony w procentach.

Kwas chlorowodorowy jest kwasem mocnym i w roztworach rozcieńczonych HCl dysocjuje praktycznie całkowicie, a więc jego stopień dysocjacji wynosi 100% (lub jest bardzo bliski tej wartości). Natomiast kwas octowy oraz cytrynowy są kwasami słabymi, a jego dysocjacja zachodzi w niewielkim stopniu. Kwasy organiczne nie dysocjują w 100%. W przypadku kwasu cytrynowego, zachodzi ponadto dysocjacja wielostopniowa, co przekłada się na większą liczbę powstałych jonów oksoniowych z jednej cząsteczki kwasu, ale każda kolejna dysocjacja zachodzi w coraz mniejszym

stopniu, dlatego ostatecznie pH roztworu kwasu cytrynowego również jest niższe niż kwasu chlorowodorowego o tym samym stężeniu.

Stopień dysocjacji zależy od:

- rodzaju elektrolitu – tego, czy elektrolit jest słaby, czy mocny;
- stężenia roztworu (stopień dysocjacji wzrasta wraz z rozcieńczeniem roztworu);
- temperatury – zazwyczaj wraz ze wzrostem temperatury stopień dysocjacji wzrasta;
- obecności innych jonów w roztworze.

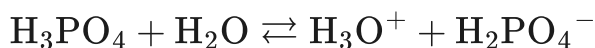


Mapa pojęciowa pt. „Przykłady elektrolitów mocnych i słabych”

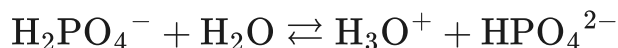
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

W przypadku kwasów wieloprotonowych, np. H_3PO_4 , dysocjacja zachodzi w trzech etapach. W każdym z etapów dysocjacji ulega tylko pewna porcja cząsteczek, ponieważ jest to kwas słaby:

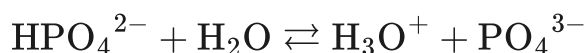
- pierwszy etap dysocjacji:



- drugi etap dysocjacji:



- trzeci etap dysocjacji:



Warto podkreślić jest, że każdy kolejny etap dysocjacji zachodzi z mniejszą wydajnością, a więc stopień dysocjacji dla każdego etapu dysocjacji będzie mniejszy.

Ćwiczenie 1

Oblicz stopnie dysocjacji kwasu octowego CH_3COOH w roztworach o stężeniach $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, wiedząc, że stężenie jonów oksoniowych wynosi odpowiednio $0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $0,004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Który z roztworów ma większy stopień dysocjacji?

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

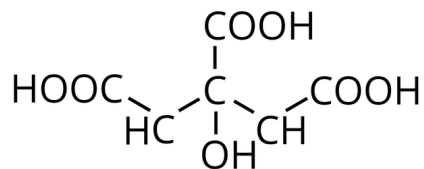
Słownik

stopień dysocjacji elektrolitycznej

α ; stosunek liczby cząsteczek (lub jonów), które uległy dysocjacji elektrolitycznej, do stężenia cząsteczek wprowadzonych do roztworu;

$$\alpha = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{n_a} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a}$$

kwasy cytrynowy



Wzór półstrukturalny kwasu cytrynowego

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

kwasy organiczne zawierające trzy grupy karboksylowe ($-\text{COOH}$); używany jako przeciwutleniacz i regulator kwasowości w produktach spożywczych

pH

ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodorowych

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

jon wodorowy (hydroniowy)

H_3O^+ ; jednododatni jon, powstający w wyniku dołączenia się do cząsteczki wody jonu wodorowego

elektrolity mocne

substancje całkowicie lub prawie całkowicie zdysocjowane na jony w roztworach wodnych

elektrolity słabe

substancje niecałkowicie zdysocjowane na jony w roztworze wodnym

Bibliografia

Atkins P., Jones L., *Chemia ogólna. Cząstki, materia, reakcje*, Warszawa 2018.

Encyklopedia PWN

Śliwa A., *Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań z chemii nieorganicznej i analitycznej wraz z podstawami teoretycznymi*, Warszawa 1973.

Ćwiczenie 1

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Ćwiczenie 4

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Ćwiczenie 2



Ćwiczenie 3



Ćwiczenie 4



Ćwiczenie 5



Roztwór słabego kwasu o wzorze HA zawiera 0,04 mola kationów oksoniowych oraz 0,56 mola niezdysojowanych cząsteczek. Oblicz stopień dysocjacji tego kwasu. Wynik podaj w procentach.

Ćwiczenie 6



Przygotowano 200 cm^3 roztworu kwasu octowego (etanowego) CH_3COOH o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Stopień dysocjacji kwasu wynosi 0,4%. Oblicz, ile moli jonów hydroniowych znajduje się w tym roztworze.

Ćwiczenie 7

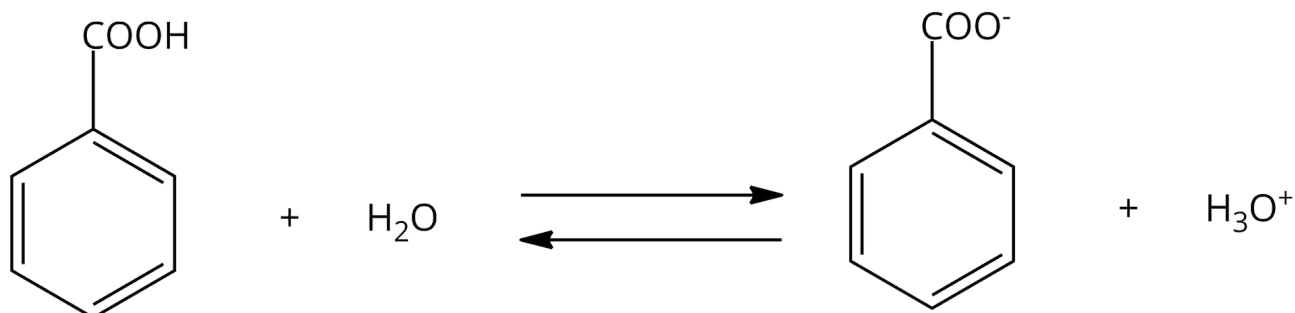


Do $0,5 \text{ dm}^3$ wody wprowadzono 0,69 g fenolu ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$). W roztworze znajduje się $5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ jonów oksoniowych. Oblicz stopień dysocjacji fenolu. Masa molowa fenolu wynosi $94,11 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Ćwiczenie 8



Kwas benzoesowy używany jest jako dodatek do środków spożywczych. Zapobiega rozwojowi grzybów i bakterii. Jest on najprostszym aromatycznym kwasem karboksylowym. W roztworze wodnym dysocjuje zgodnie z równaniem:



Równanie reakcji dysocjacji kwasu benzoesowego

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

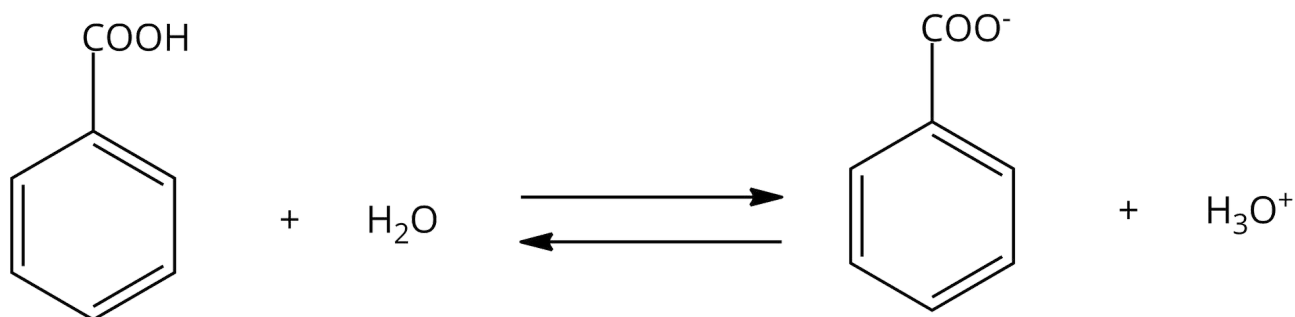
Oblicz, ile moli niezdysojowanego kwasu benzoesowego znajduje się w 250 cm³ roztworu o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Stopień dysocjacji tego kwasu wynosi 2%.

Ćwiczenie 9



Oblicz, ile cząsteczek kwasu benzoesowego uległo dysocjacji w 1 dm³ roztworu o stężeniu 0,005 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Stopień dysocjacji kwasu w otrzymanym roztworze wynosi 5%.

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} \cdot 100\%$$



Równanie reakcji dysocjacji kwasu benzoesowego

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

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Robert Wróbel, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Czy dysocjacja elektrolityczna zawsze zachodzi w takim samym stopniu?

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

Podstawa programowa:

Zakres podstawowy

VI. Reakcje w roztworach wodnych. Uczeń:

2) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.

Zakres rozszerzony

VI. Reakcje w roztworach wodnych. Uczeń:

2) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej.

Kształtowane kompetencje kluczowe:

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

Cele operacyjne:

Uczeń:

- Wskazuje, od jakich czynników zależy stopień dysocjacji związku;
- oblicza stopień dysocjacji związku chemicznego;
- projektuje doświadczenie, w którym rozróżnia substancje o różnym stopniu dysocjacji.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- problemowa.

Metody i techniki nauczania:

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

Formy pracy:

- praca indywidualna;
- praca w parach;
- praca zbiorowa.

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje pytanie: czy roztwór glukozy i roztwór kwasu przewodzą prąd elektryczny? Ta właściwość substancji z jakim zjawiskiem jest związana? Gdzie zjawisko dysocjacji elektrolitycznej spotykane jest w życiu codziennym?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Uczniowie starają się odpowiedzieć na pytanie: Co to jest stopień dysocjacji elektrolitycznej i od czego on zależy?
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. Eksperyment uczniowski. Uczniowie w parach przeprowadzają doświadczenie chemiczne „Badanie odczynu słabego i mocnego elektrolitu” (instrukcja

w materiale pomocniczym). Nauczyciel rozdaje uczniom karty pracy, odpowiedni sprzęt i szkło laboratoryjne oraz odczynniki chemiczne. Swoje spostrzeżenia z przeprowadzonego eksperymentu uczniowie zapisują w kartach pracy, po czym formułują wniosek. Nauczyciel monitoruje przebieg pracy uczniów. Chętne lub wybrane osoby prezentują swoje rezultaty na forum klasy, a równania reakcji dysocjacji elektrolitycznych zapisują na tablicy. Nauczyciel weryfikuje poprawność odpowiedzi uczniów i w razie potrzeby uzupełnia podane informacje.

2. Nauczyciel na tablicy interaktywnej wyświetla film samouczek. Ewentualne niezrozumiałe kwestie nauczyciel wyjaśnia na forum.
3. Uczniowie indywidualnie rozwiązują zadania 2-8, zawarte w e-materiale. Wybrani uczniowie przedstawiają swoje rozwiązania na tablicy. Nauczyciel weryfikuje poprawność proponowanych rozwiązań i ewentualnie koryguje błędy.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów, zadając przykładowe pytania: Co to jest elektrolit? Czy każda substancja dysocjuje w takim samym stopniu? Jak zdefiniujesz stopień dysocjacji elektrolitycznej? Co wpływa na stopień dysocjacji?
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 trudności...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia zawarte w e-materiale – „Sprawdź się”.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Film edukacyjny może być wykorzystany w celu przygotowania uczniów do wykonania obliczeń.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):

- Co to jest elektrolit?
- Czy każda substancja dysocjuje w takim samym stopniu?
- Jak zdefiniujesz stopień dysocjacji elektrolitycznej?
- Co wpływa na stopień dysocjacji?

2. Doświadczenie

Szkło i sprzęt laboratoryjny: statyw z probówkami, uniwersalne papierki wskaźnikowe, pipety.

Odczynniki chemiczne: roztwór słabego i mocnego elektrolitu o tych samych stężeniach, np.: kwas solny i kwas octowy, woda destylowana.

Instrukcja do doświadczenia:

- Wprowadź niewielką ilość kwasów w osobnych probówkach, a następnie umieść w nich papierki wskaźnikowe.
- Obserwuj zmiany.

3. Karta pracy ucznia:

Plik o rozmiarze 122.14 KB w języku polskim