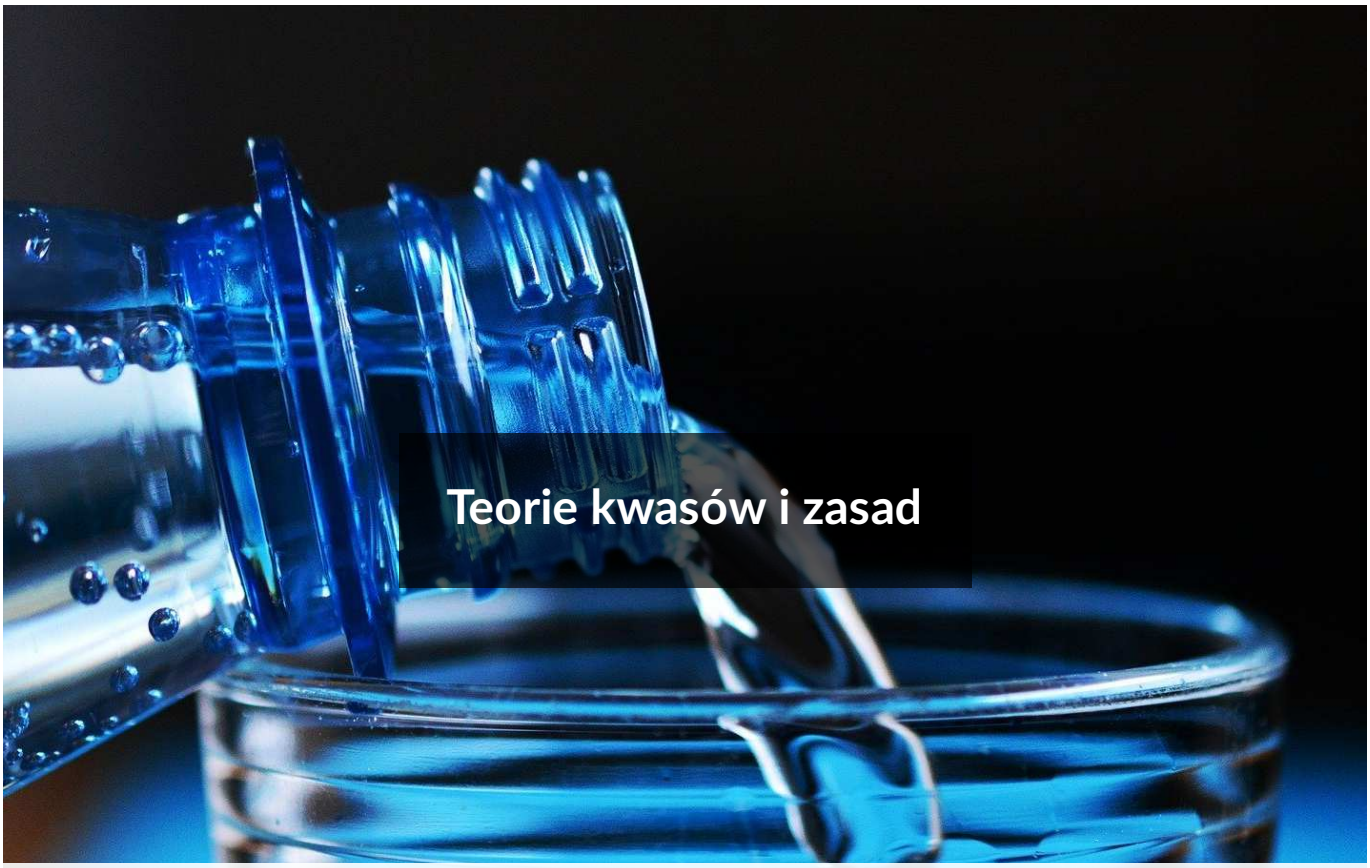
Teorie kwasów i zasad

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



Czy wiesz, że jony H_3O^+ i OH^- powstające w wyniku autodysocjacji wody, stanowią podstawę wielu procesów?

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

Woda jest niezbędna do życia na naszej planecie. Jony H_3O^+ i OH^-, powstające w wyniku jej autodysocjacji, stanowią podstawę wielu procesów w chemii, jak i w przyrodzie. Od tego, czy substancja jest w stanie oddać lub przyjąć jon H^+, zależy jej charakter. Na przstrzeni wieków powstało wiele teorii, które tłumaczyły procesy, jakie wówczas zachodzą – nie tylko Arrheniusa, Bronsteda czy Lewisa, ale te są najpopularniejsze i najbardziej użyteczne. Powstały też teorie, jak teoria Usanowicza, teoria Luxa i Flooda czy też teoria rozpuszczalnikowa Franklina. Może znasz którąś z nich? Czy wiesz, jakich indywiduów chemicznych dotyczą?

Twoje cele

- Poznasz istniejące teorie kwasowo-zasadowe.
- Opiszesz zachowanie kwasowo-zasadowe substancji amfiprotycznych.
- Zgodnie z definicją Brønsteda-Lowry'ego, zidentyfikujesz kwasy, zasady i sprzężone pary kwas-zasada.

Przeczytaj

Reakcje pomiędzy kwasami i zasadami były tematem nurtującym wielu badaczy. Badania na temat tych substancji sięgają aż XVII w., kiedy to Robert Boyle opisał cechy kwasów jako substancji, które posiadały zdolność do rozpuszczania wielu związków, zmiany kolorów niektórych naturalnych barwników i zmiany tych właściwości po kontakcie z roztworami alkalicznymi (zasadowymi).

Teoria Arrheniusa

Jednak za pierwsze znaczące badania, dotyczące klas tych substancji, uznaje się badania szwedzkiego chemika Svante Arrheniusa. Badacz ten w 1887 r. zdefiniował kwas jako substancję, która, dysocjując w wodzie, oddaje kation wodoru (H^+, w rzeczywistości w roztworze wodnym H^+ łączy się z cząsteczką wody tworząc jony oksoniowe H_3O^+) i zasadę jako substancję, która w wodzie uwalnia aniony wodorotlenkowe (OH^-). Jego teoria nie tłumaczyła jednak np. zasadowego odczynu roztworu amoniaku, jak też nie pozwalała przewidzieć, jakie jony występują np. w ciekłym amoniaku. Teoria Arrheniusa ogranicza się do wody jako rozpuszczalnika.

Teoria Brønsteda-Lowry'ego

Inne, znacznie szersze podejście, przyjęli niezależnie Duńczyk Johannes Brønsted i Anglik Thomas Lowry, którzy w 1923 r. zdefiniowali kwasy i zasady pod względem ich zdolności do transferu jonów wodoru (H^+), z uwzględnieniem także rozpuszczalników niewodnych.

Warto wyjaśnić, że jon wodoru H^+ to po prostu proton (tej nazwy często używamy zamiennie, określając właśnie kation wodoru). Jon wodoru powstaje bowiem poprzez oderwanie jedynego elektronu od atomu wodoru. Atom ten, po utracie jedynego elektronu, posiada jądro zawierające tylko jeden proton. Zatem substancja, która może oddać jon wodorowy, to kwas Brønsteda-Lowry'ego, a substancja, która może go przyjąć, nazywa się zasadą Brønsteda-Lowry'ego.

Reakcja kwasowo-zasadowa polega więc na przeniesieniu jonu wodoru z donora (kwasu) do akceptora (zasady). Stworzona przez nich koncepcja par sprzężonych jest użyteczna

w opisie reakcji kwasowo-zasadowych. Gdy kwas przekazuje jony H^+, to sprzężoną z tym kwasem zasadą jest ta powstająca w wyniku oderwania jonu wodoru od tego kwasu. Substancja, która może przyjąć ten jon, jest nazywana zasadą Brønsteda-Lowry'ego, ponieważ reaguje jako jego akceptor w reakcji odwrotnej. Powyższą ideę można wyjaśnić na podstawie reakcji między wodą i amoniakiem.

W pierwszej reakcji (w prawo) cząsteczka wody pełni rolę kwasu, przekazując jon wodoru cząsteczce amoniaku, w rezultacie czego staje się anionem wodorotlenkowym OH^-, czyli sprzężoną zasadą dla cząsteczki wody. Amoniak natomiast pełni rolę zasady, przyjmując jon wodoru, w efekcie czego staje się jonem amonu NH_4^+, a więc kwasem sprzężonym z cząsteczką NH_3.

W odwrotnym kierunku reakcji (w lewo) jon wodorotlenkowy pełni rolę zasady w przyjmowaniu jonu wodoru z jonu amonu, który wówczas pełni rolę kwasu.

$$\underset{\text{kwas}}{H_2O} + \underset{\text{zasada}}{NH_3} \rightleftarrows \underset{\text{sprzężona zasada}}{OH^-} + \underset{\text{sprzężony kwas}}{NH_4{}^+}$$

Jeżeli w dowolnym roztworze następuje przekazanie jonu wodoru (tzw. reakcja protolityczna) od kwasu do zasady, to zgodnie z tą teorią, kwas ten staje się tzw. sprzężoną zasadą (bo nie ma już protonu), a zasada tzw. sprzężonym kwasem (bo przyłączyła jon wodorowy, który może teraz oddać).

Przykładowo – gdy fluorowodór rozpuszcza się w wodzie, dysocjuje, wówczas jony wodoru są przenoszone z cząsteczek fluorowodoru do cząsteczek wody, tworząc jony oksoniowe i jony fluorkowe. Tego typu reakcje, w których woda pełni rolę zasady i jest akceptorem jonu wodoru, określa się mianem dysocjacji kwasowej.

$$\underset{\text{kwas}}{HF} + \underset{\text{zasada}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{sprzężona zasada}}{F^-} + \underset{\text{sprzężony kwas}}{H_3O^+}$$

Zasadowa dysocjacja substancji ma miejsce wtedy, gdy przyjmuje jony wodoru z cząsteczek wody. W poniższym przykładzie cząsteczki metanoaminy ulegają dysocjacji zasadowej z wytworzeniem jonów wodorotlenkowych i $CH_3NH_3{}^+$:

$$\underset{\text{kwas}}{H_2O} + \underset{\text{zasada}}{CH_3\,NH_2} \rightleftarrows \underset{\text{sprzężona zasada}}{OH^-} + \underset{\text{sprzężony kwas}}{CH_3\,NH_3{}^+}$$

Powyższe przykłady ukazują, że woda może pełnić zarówno rolę zasady (jak w reakcji z fluorowodorem), jak i kwasu (jak w reakcji z amoniakiem czy metanoaminą). Substancje, które mogą pełnić te dwie role, nazywane są substancjami amfiprotycznymi.

Najpopularniejszym przykładem substancji amfiprotycznej jest woda, ponieważ, wg powyższej teorii, może oddawać i przyjmować protony.

Proces, w którym cząsteczki wody ulegają samoistnemu wytworzeniu jonów, nazywa się autodysocjacją wody. Woda ulega jej w stopniu, jaki odzwierciedla wartość iloczynu

jonowego wody $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ (25°C). Proces ten jest endotermiczny, a wartość iloczynu jonowego wody rośnie wraz ze wzrostem temperatury ($K_w = 5{,}6 \cdot 10^{-13}$ dla 100°C).

$$\underset{\text{kwas}}{H_2O} + \underset{\text{zasada}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{sprzężona zasada}}{OH^-} + \underset{\text{sprzężony kwas}}{H_3O^+}$$

Wartość stałej dysocjacji pozwala ocenić moc kwasów i zasad Brønsteda-Lowry'ego. Reguła dotycząca wartości stałych dysocjacji zakłada, że im mocniejszy kwas, tym słabsza zasada jest z nim sprzężona. Przykładowe wartości podano w poniżej tabeli:

Kwas i wartość jego stałej dysocjacji	Moc kwasu	Sprzężona zasada	Moc zasady
HCl	bardzo mocny	Cl^-	nie bierze udziału w reakcjach jako zasada w roztworze wodnym
HF $K_1 = 6{,}76 \cdot 10^{-4}$	średniej mocy	F^-	średniej mocy
HCN $K_1 = 6{,}17 \cdot 10^{-10}$	słaby	CN^-	mocna
HPO_4^{2-} $K_3 = 4{,}37 \cdot 10^{-13}$	bardzo słaby	PO_4^{3-}	mocna

Źródło: Hejwowska S., Marcinkowski R., *Równowagi i procesy jonowe*, Gdynia 2005.

Przykład 1

Na podstawie stałych dysocjacji sprzężonych z zasadami kwasów oceń, czy mocniejszą zasadą jest jon SO_3^{2-}, czy jon CO_3^{2-}.

Rozwiązanie:

Należy zapisać odpowiednie równania reakcji i określić, jaki kwas jest sprzężony z daną zasadą.

$$H_2O + \overset{\text{kwasy}}{HSO_3^-} \rightleftarrows H_3O^+ + \overset{\text{zasady}}{SO_3^{2-}}$$

$$H_2O + HCO_3^- \rightleftarrows H_3O^+ + CO_3^{2-}$$

Następnie należy z tablic odczytać wartości stałych dysocjacji dla odpowiednich kwasów:

Dla HSO_3^-: $K_2 = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$

Dla jonu HCO_3^-: $K_2 = 4{,}7 \cdot 10^{-11}$

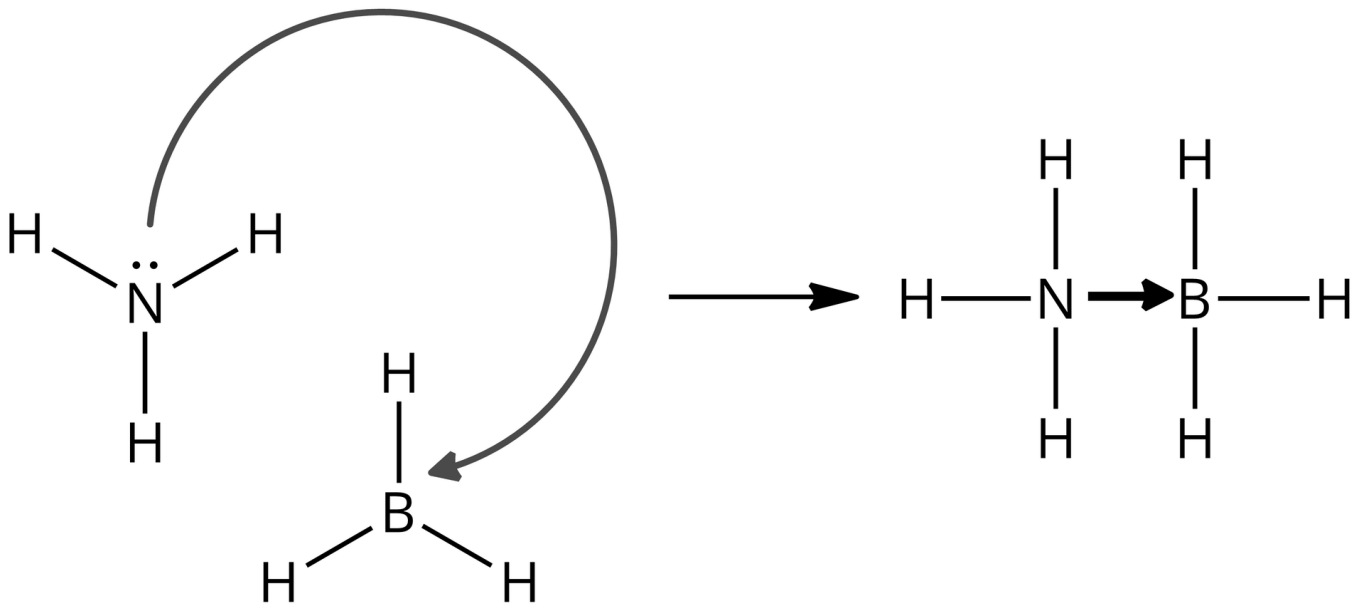
Na ich podstawie wybieramy mocniejszy kwas, czyli ten o wyższej wartości stałej dysocjacji, w tym przypadku jest to HSO_3^-.

Zatem mocniejszą zasadą jest jon CO_3^{2-}, a słabszą jon SO_3^{2-}, ponieważ słabszy kwas HCO_3^- jest sprzężony z mocniejszą zasadą CO_3^{2-}.

Teoria Lewisa

Inna, jeszcze bardziej ogólna teoria została wprowadzona w 1938 r. przez amerykańskiego fizykochemika Gilberta Newtona Lewisa. W myśl tej teorii kwasem jest każde indywiduum, które posiada w swojej strukturze lukę elektronową, tym samym może być akceptorem wolnej pary elektronowej. Zasadą zaś jest każde indywiduum chemiczne, które dostarcza pary elektronowej, czyli jest donorem tej pary. Teoria ta uwzględnia wszystkie kwasy i zasady Arrheniusa oraz Brønsteda-Lowry'ego. Przykładowo, boran BH_3 jest kwasem Lewisa, ponieważ atom boru posiada lukę elektronową i w reakcji z amoniakiem jest akceptorem jego wolnej pary elektronowej.

$$NH_3 + BH_3 \rightarrow H_3N - BH_3$$



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

Słownik

kwas

Według teorii:

- **Brønsteda-Lowry'ego**: substancja, która w reakcji z zasadą oddaje jon wodorowy
- **Lewisa**: atom, cząsteczka lub jon, który pobiera parę elektronową. Ma właściwości elektronoakceptorowe
- **Arrheniusa**: substancja, która dysocjuje z odszczepieniem kationu wodoru H^+ oraz wytworzeniem anionu reszty kwasowej

zasada

Według teorii:

- **Brønsteda-Lowry'ego**: substancja będąca akceptorem jonu wodoru
- **Lewisa**: atom, cząsteczka lub jon, który dostarcza parę elektronową. Ma właściwości elektronodonorowe
- **Arrheniusa**: substancja, która w czasie dysocjacji odszczepia i dostarcza do wody jon OH^-

Bibliografia

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 1994.

Encyklopedia PWN

Hejwowska S., Marcinkowski R., *Równowagi i procesy jonowe*, Gdynia 2005.

Film edukacyjny

Polecenie 1

Czy wiesz, czym różnią się od siebie obecnie funkcjonujące teorie definiujące kwasy i zasady? Zapoznaj się z filmem, a stanie się to jasne!

Film dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DA2Sz8twX

Film pt. *„Teorie kwasów i zasad”*

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

Film nawiązujący do treści materiału - dotyczy odpowiedzi na pytanie i przybliżenia kilku teorii na temat, czym jest kwas i czym zasada.

Ćwiczenie 1

Która z teorii kwasowo-zasadowych określa mianem kwasu substancję, której dysocjacji w roztworze wodnym towarzyszy powstanie jonu H_3O^+?

Ćwiczenie 2

Wyjaśnij, jaką rolę w reakcji z wodą pełni cząsteczka amoniaku?

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:

Ćwiczenie 1

Połącz nazwy teorii kwasowo-zasadowych z kluczowymi dla nich założeniami.

Teoria Arrheniusa	Kwas to substancja, która może być akceptorem wolnej pary elektronowej; zasada jest to substancja, która posiada wolną parę elektronową.
Teoria Brønsteda-Lowry'ego	Kwas to substancja, która w wodzie dysocjuje z dostarczeniem jonów H^+; zasada to substancja, która w wodzie dysocjuje z dostarczeniem jonów OH^-.
Teoria Lewisa	Kwas to indywiduum chemiczne, które może być donorem kationu wodoru; zasada to indywiduum chemiczne, która może być akceptorem jonu wodoru.

Ćwiczenie 2

Jaka teoria kwasów i zasad pozwoli zinterpretować przedstawione poniżej równanie? Odpowiedź uzasadnij.

CO32-+H2O⇄HCO3-+OH-

Odpowiedź:

Ćwiczenie 3

Poniższe przykłady sklasyfikuj jako kwasy i zasady wg teorii Arrheniusa:

Kwas

Zasada

$NaOH$ $LiOH$ HBr CH_3NH_2 CH_3COOH HCl

Ćwiczenie 4

Poniższe przykłady sklasyfikuj jako kwasy i zasady wg teorii Brønsteda-Lowry'ego.

Kwas

Zasada

HCl CH_3COOH NH_3 S^{2-} OH^- H_2O H_3O^+ H_2CO_3 HSO_3^-

Może pełnić rolę kwasu, jak i zasady

Ćwiczenie 5

Opierając się na definicji substancji amfiprotycznych, udowodnij, pisząc odpowiednie równania, że woda i jon wodoroweglanowy pełnią taką funkcję. W każdym równaniu podpisz, czy pełnią rolę kwasu, czy zasady Brønsteda-Lowry'ego.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6

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

Ćwiczenie 7

Zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego, dla poniższych kwasów zapisz odpowiednio sprzężone z nimi zasady.

- HI,
- HSO_3^-,
- H_2O,
- HS^-.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8

W oparciu o teorię Brønsteda-Lowerego napisz równania reakcji:

- jonu wodorsiarczanowego(IV) jako kwasu z zasadą w postaci OH^-
- jonu wodorsiarczanowego(IV) z kwasem w postaci HCl
- jonu diwodorofosforowego(V) jako zasady z kwasem jodowodorowym,
- jonu diwodorofosforowego(V) jako kwasu z jonem OH^-.

W zadaniu przyjmij, że względna moc kwasów i zasad pozwala na przeprowadzenie obu reakcji.

Wszystkie zasady z zadania występujące po stronie substratów uszereguj według rosnącej mocy.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 9

Wiedząc, że iloczyn jonowy wody w 40°C wynosi $2{,}9 \cdot 10^{-14}$, a w 80°C $2{,}4 \cdot 10^{-13}$

A. ustal, czy autodysocjacja wody jest procesem egzotermicznym, czy endotermicznym?

B. oblicz stężenia jonów oksoniowych i wodorotlenkowych w czystej wodzie w temperaturze 40°C i 80°C.

Rozwiązanie oraz 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: Aleksandra Marszałek-Harych, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Teorie kwasów i zasad

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

Podstawa programowa:

Zakres rozszerzony

VI. Reakcje w roztworach wodnych. Uczeń:

7) klasyfikuje substancje jako kwasy lub zasady zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego; wskazuje sprzężone pary kwas – zasada.

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:

- wymienia teorie kwasów i zasad;
- porównuje teorie kwasów i zasad;
- opisuje zachowanie kwasowo-zasadowe substancji amfiprotycznych;
- zgodnie z definicją Brønsteda-Lowry'ego identyfikuje kwasy, zasady i sprzężone pary kwas-zasada.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;
- analiza materiału źródłowego;
- film edukacyjny;
- ćwiczenia uczniowskie;
- technika gadająca ściana;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami, słuchawkami/smartfony/tablety z dostępem do Internetu;
- podręczniki tradycyjne;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- rzutnik multimedialny;
- tablica interaktywna/tablica, kreda, pisak;
- aplikacja do tworzenia zadań wielokrotnego wyboru/krzyżówek, np. Quizziz.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel wykorzystuje informacje zawarte we wprowadzeniu do e-materiału.
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Dyskusja dydaktyczna wokół pytań nauczyciela: Czym są kwasy i zasady? Jakie znasz przykłady tych związków?
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel wyświetla na tablicy multimedialnej film edukacyjny przedstawiający rozwój teorii kwasów i zasad. Uczniowie zapisują najważniejsze informacje w zeszytach, a po projekcji filmu podają na forum poznane teorie kwasów i zasad wg Arrheniusa, Brønsteda-Lowry'ego i Lewisa.
2. Nauczyciel dzieli losowo uczniów na trzy grupy, rozdaje arkusze papieru A3/A2, mazaki, samoprzylepne kolorowe karteczki. Uczniowie tworzą plakaty:

- I grupa – teoria Arrheniusa;
- II grupa – teoria Brønsteda-Lowry'ego;

- III grupa – teoria Lewisa.

  Uczniowie przygotowują plakaty w sposób prosty, ułatwiający wszystkich uczniom przyswojenie wiedzy. Podczas pracy mogą korzystać z dostępnych źródeł informacji, w tym z e-materiału. Nauczyciel monitoruje pracę uczniów. Plakaty zostaną pozostawione w sali i będą pomocą naukową dla pozostałych uczniów. Po wykonaniu zadania liderzy grup prezentują efekty pracy z wykorzystaniem techniki gadająca ściana. Nauczyciel podsumowuje całość i ewentualnie wyjaśnia niezrozumiałe kwestie.

3. Nauczyciel zapisuje na tablicy kilka przykładów zasad i kwasów ($NaOH$, H_2SO_4, CH_3COOH, $HClO_4$). Chętni uczniowie zgłaszają się i decydują, które z nich są kwasami i zasadami wg Arrheniusa, Bronsteda-Lowry'ego oraz Lewisa. Następnie mają za zadanie zapisać odpowiednie równania reakcji dla wskazanych przykładów i ustalić pary sprzężonych kwasów i zasad wg Teorii Bronsteda-Lowry'ego. Pozostali uczniowie weryfikują poprawność merytoryczną zapisów.
4. Uczniowie samodzielnie analizują przykład 1 zawarty w e-materiale.
5. Na podstawie analizy przykładu 1 w e-materiale uczniowie w parach mają za zadanie wymyślić analogiczne zadanie i zapisać do niego rozwiązanie. Po wymyśleniu przykładu uczniowie mają przekazać zadanie do rozwiązania parze z sąsiedztwa (nauczyciel monitoruje). Rozwiązania i wspólną pracę uczniów sprawdza nauczyciel. Jeśli jakiś przykład jest kontrowersyjny zapisuje go na tablicy i wyjaśnia. Uczniowie, którzy niepoprawnie rozwiązali przykłady lub przykłady były niepoprawnie skonstruowane wykonują zadanie ponownie (ewentualnie mogą dokończyć w domu).
6. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – „Sprawdź się".

Faza podsumowująca:

1. W ramach podsumowania nauczyciel prosi uczniów, by każdy z nich, korzystając z generatora z wykorzystaniem aplikacji, np. Quizziz, ułożył pytanie testowe jednokrotnego wyboru (lub wielokrotnego wyboru lub krzyżówkę, w zależności od użytego generatora). Pytanie/krzyżówka ma odnosić się do zagadnień poruszanych na lekcji. Następnie uczniowie wymieniają się zadaniami/krzyżówkami lub wspólnie rozwiązują kilka z nich. Nauczyciel czuwa nad poprawnością wykonania zadania.
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 nauczyłam/łem...
- Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

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

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Film edukacyjny mogą wykorzystać podczas przygotowywania się ucznia do sprawdzianu lub do zdobycia wiedzy w razie nieobecności na lekcji.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach): Jakie znasz teorie kwasów i zasad? Jak zinterpretujesz kolejno teorie: Arrheniusa; Brønsteda-Lowry'ego; Lewisa?

2. Nauczyciel przygotowuje:

- arkusze papieru A2/A3;
- mazaki;
- kolorowe samoprzylepne karteczki (sklerotki);
- masa wielokrotnego klejenia.

3. Jones Loretta, Atkins Peter: *Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje*, Warszawa 2018, Wydawnictwo Naukowe PWN.