



Czy Arrhenius stworzył teorię kwasów i zasad?

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



Czy Arrhenius stworzył teorię kwasów i zasad?

Najpopularniejszym sposobem na zbadanie, czy mamy do czynienia z roztworem kwasu, czy zasady, jest użycie substancji wskaźnikowych, które reagują na zmiany pH. Jednak obok istnieje również wiele teorii na ten temat.

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

W czasie rozwoju nauki zaproponowano wiele teorii kwasowo-zasadowych. Czy wiesz, która z nich jest poprawna? A może wszystkie takie są? W tym rozdziale skupimy się na najprostszej teorii opartej na dysocjacji kwasów i zasad w roztworach wodnych.

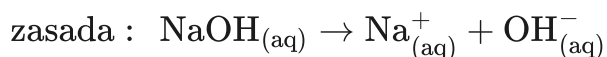
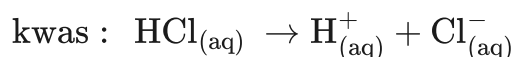
Twoje cele

- Zapoznasz się z różnymi teoriami dotyczącymi definiowania kwasów i zasad.
- Przeanalizujesz założenia teorii Arrheniusa.
- Zaprojektujesz doświadczenie wykazujące charakter chemiczny związku.

Historia definiowania kwasów i zasad

Teoria jonowa Arrheniusa

W 1877 r. Svante Arrhenius, szwedzki naukowiec, zaproponował postulaty, które obecnie nazywamy **teorią kwasowo-zasadową Arrheniusa**. W myśl tej teorii, jako kwasy określa się substancje, które w wyniku **dysocjacji elektrolitycznej** odszczepiają jon wodoru H^+ (proton), a jako zasady – substancje ulegające dysocjacji z odszczepieniem jonu wodorotlenkowego OH^- :



Dla zainteresowanych

Postulaty Arrheniusa

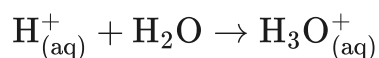
- I:** Kwasy, zasady i sole pod wpływem wody rozpadają się na jony dodatnie (kationy) i ujemne (aniony).
- II:** Wartość ładunku elektrycznego zgromadzona na kationach jest równa ładunkowi zgromadzonemu na anionach. Roztwór jest elektrycznie obojętny.
- III:** Słabe elektrolity w roztworze wodnym ulegają dysocjacji w niewielkim stopniu.

Kwasy Arrheniusa

W teorii Arrheniusa kwasem jest substancja, która dysocjuje z odszczepieniem kationu wodoru H^+ oraz wytworzeniem anionu reszty kwasowej. Przykładem jest zapisana już wcześniej reakcja dysocjacji HCl .

Ważne!

Pamiętaj, że w praktyce dodatnio naładowane protony reagują z otaczającymi je cząsteczkami wody i tworzą jony oksoniowe H_3O^+ . Ta reakcja może być zapisana w formie:



Dlatego, mimo że w procesie dysocjacji kwasu powstaje kation wodoru, należy pamiętać, że w wodnym roztworze nie znajdują się wolne jony H^+ .

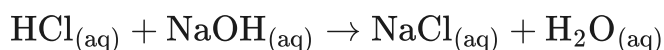
Zasady Arrheniusa

Zgodnie z klasyczną teorią Arrheniusa, zasady są definiowane jako substancje, które w czasie dysocjacji odszczepiają i dostarczają do wody jon OH^- . Przykładem jest reakcja dysocjacji wodorotlenku sodu w środowisku wodnym.

Wodorotlenek sodu ulega całkowitej dysocjacji, tworząc jony OH^- i Na^+ , przez co wzrasta stężenie jonów hydroksylowych. Zasadami Arrheniusa są też inne wodorotlenki pierwiastków z grupy 1. i 2. układu okresowego (np. LiOH i $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

Reakcje zobojętnienia

W reakcji kwasu Arrheniusa, z zasadą Arrheniusa powstają zazwyczaj woda i sól. Reakcje tego typu nazywane są **reakcjami zobojętniania**. Zachodzą między jonami oksoniowymi H_3O^+ a jonami wodorotlenkowymi OH^- . Na przykład reakcja kwasu chlorowodrowego z wodnym roztworem wodorotlenku sodu:



Można uznać, że badania poczynione przez Arrheniusa stały się podstawą do utworzenia najbardziej klasycznej teorii kwasowo-zasadowej. Teoria ta ma jednak wiele ograniczeń, do których należy zaliczyć m.in.:

- ograniczenie definicji kwasów i zasad do środowiska wodnego; nie wyjaśnia zatem zachowania indywidualów chemicznych, np. w ciekłym amoniaku;

- klasyczna teoria Arrheniusa rozpatrywała tylko substancje chemicznie obojętne, a nie brała pod uwagę zachowania jonów – stąd definiowała np. H_2SO_4 jako kwas, ale nie wyjaśniała zachowania np. jonu HSO_4^- w środowisku wodnym; na tej podstawie nie jest możliwe wyjaśnienie np. kwasowego odczynu roztworu NaHSO_4 ;
- w myśl przedstawionej definicji, zasady są to substancje, które odszczepiają i dostarczają jony wodorotlenkowe OH^- – teoria ta nie wyjaśnia więc, dlaczego po rozpuszczeniu NH_3 w wodzie roztwór przyjmuje zasadowy odczyn.

Prace poczynione przez Arrheniusa stały się punktem wyjścia do powstania bardziej zaawansowanych teorii kwasowo-zasadowych, takich jak np. teoria Brønsted-Lowry'ego.

Słownik

dysocjacja elektrolityczna

proces rozpadu cząsteczek elektrolitów (kwasów, zasad, soli), pod wpływem wody w roztworach, na dodatnio i ujemnie naładowane cząstki, tj. jony

teoria Arrheniusa

teoria kwasów i zasad, zgodnie z którą kwasem jest substancja dysocjująca w roztworze wodnym z odszczepieniem jonu wodoru (H^+), zasadą zaś substancja odszczepiająca jony wodorotlenkowe (OH^-) podczas dysocjacji.

Bibliografia

Fierz-Dawid H. E., *Historia rozwoju chemii*, Warszawa 1958, s. 404-406.

Gerard I. D., *O chemii i chemikach*, Warszawa 1973, s. 268-271.

Pigoń K., Ruziewicz Z., *Chemia fizyczna, Podstawy fenomenologiczne*, t. 1, Warszawa 2005.

Polecenie 1

Przenieś się teraz na Uniwersytet w Uppsali na wykład Arrheniusa, zapoznaj się z jego nową teorią kwasów i zasad, a następnie – na podstawie uzyskanych informacji – rozwiąż poniższe zadania.

Audiobook można wysłuchać pod adresem: <https://zpe.gov.pl/b/P1HZug7FX>

Czy Arrhenius stworzył teorię kwasów i zasad?

Jeżeli weźmiemy po jednym molu jakichkolwiek związków chemicznych, to zobaczymy, że powodują one taką samą zmianę w temperaturze zamarzania i wrzenia jednego kilograma roztworu.

Tymi słowy Svante Arrhenius rozpoczął swój wykład podsumowujący i zamykający jego przewód doktorski na uniwersytecie w Uppsali.

Efekt ten jest niezależny od tego, jak są te związki zbudowane. Identyczny więc efekt zmiany temperatur topnienia i wrzenia roztworu względem czystego rozpuszczalnika zaobserwujemy, gdy w kilogramie wody rozpuścimy mol niewielkich cząsteczek alkoholu, jak również mol względnie dużych i złożonych cząsteczek cukru.

Per Teodor Cleve, jeden z profesorów pracujących na uniwersytecie w Uppsali, przysłuchiwał się uważnie prelegentowi. Dobrze znał wyniki badań Jacobusa van't Hoffa, które właśnie streszczał Arrhenius.

Okazuje się jednak, co bezsprzecznie wykazałem, iż istnieją substancje chemiczne, które powodują większe podwyższenie temperatury wrzenia i obniżenie temperatury krzepnięcia, niż wynikałoby to z dotychczas znanych teorii. Okazuje się, że roztwór jednego mola chlorku sodu zachowuje się tak, jak gdyby obecne w nim były dwa mole drobin.

Nie pozostaje więc nic innego, jak założyć, że jeden mol chlorku sodu pod postacią kryształu, w trakcie rozpuszczania się w wodzie, ulega rozpadowi nie na jeden mol cząsteczek chlorku sodu, jak dotychczas sądzono, ale na dwa mole oddzielnych cząstek chloru i sodu, naładowanych elektrycznie. Drobiny te nazwałem jonami.

- Zatem wierzy Pan w to, że w zlewce z roztworem chlorku sodu atomy sodu i atomy chloru pływają oddzielnie? - rozległo się pytanie z sali - Tak, dokładnie! - odparł Arrhenius. Nie pływają one jednak jako obojętne elektrycznie cząstki. Atomy sodu naładowane są dodatnio, a atomy chloru niosą ze sobą ładunek ujemny. Skoro więc liczba kationów sodu równa jest liczbie anionów chlorkowych, cały roztwór pozostaje elektrycznie obojętny.

Po sali rozeszły się ciche pomrukiwania. Per Teodor Cleve, przysłuchujący się wystąpieniu, spojrzał z ukosa na sąsiada siedzącego w ławie obok. W jego wzroku widoczne było powątpiewanie w zdrowy chemiczny rozsądek prelegenta.

Svante Arrhenius, nie bacząc na poruszenie w sali audytoryjnej, kontynuował swój wywód.

Podobnie zachowują się znane nam dobrze kwasy, takie jak kwas azotowy czy kwas solny. Dane doświadczalne potwierdzają, że cząsteczki kwasu solnego rozpadają się w wodzie na dwie drobiny - kationy wodoru i aniony chlorkowe. Przekonać się o tym możemy, jeśli przez owy roztwór przepuszczać będziemy stały prąd elektryczny. Okaże się wówczas, że taki roztwór, w przeciwieństwie do roztworu alkoholu czy cukru w wodzie, bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny, za co odpowiadają swobodne jony obdarzone ładunkami elektrycznymi. Zaobserwujemy dodatkowo, że jony wodoru dążą do elektrody ujemnej, co dowodzi, iż posiadają ładunek dodatni. Na tej elektrodzie kationy wodoru łączą się z elektronami, tworząc atomy, a następnie cząsteczki wodoru, które wydzielają się w formie drobnych pęcherzyków gazu. Jony chloru zaś, posiadając ładunek ujemny, dążą do elektrody dodatniej, gdzie porzucają swój nadmiarowy ładunek ujemny i przekształcają się w gazowy chlor.

Arrhenius zauważył zmianę w nastrojach słuchaczy. Atmosfera na sali zagęszczała się. Niektórzy patrzyli na niego z powątpiewaniem i szeptali coś między sobą. U innych słuchaczy Svante zauważył oznaki zaskoczenia oraz pewnego olśnienia, jakby pojęli wagę nowej teorii, którą opracował.

Podobne wyniki uzyskałem, badając wodne roztwory wodorotlenków. Kryształy wodorotlenków potasu, sodu i wapnia rozpadają się w wodzie na kationy metali oraz aniony wodorotlenkowe.

Przedstawione dane eksperymentalne pozwalają na zaproponowanie nowej teorii kwasów i zasad. Kwasami należy więc nazwać te substancje, które w roztworze wodnym rozpadają się na aniony i kationy wodoru, warunkujące kwaśny smak kwasów i zmianę barwy wskaźników. Zasadami zaś są te substancje, które, rozpuszczane w wodzie, ulegają rozpadowi na kationy metali i aniony wodorotlenkowe.

Arrhenius odłożył kredę i uporządkował swoje notatki. Na sali zapanowała cisza. Nagle kilkoro młodych naukowców wstało i entuzjastycznie zaczęło bić brawo. Po chwili inni słuchacze przyłączyli się do nich.

Cóż za brednie! – mruknął pod nosem Cleve i opuścił audytorium z nikim nie rozmawiając.

Źródło: Piotr Dzwoniarek, opracowano na podstawie:

Fierz-Dawid H. E., *Historia rozwoju chemii*, Warszawa 1958, s. 404-406.

Gerard I. D., *O chemii i chemikach*, Warszawa 1973, s. 268-271, licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 1

Spośród wymienionych niżej związków wybierz te, które są kwasami, oraz te, które są zasadami wg teorii Arrheniusa. Przyporządkuj wybrane związki do odpowiedniej rubryki w tabeli.

Kwasy wg Arrheniusa	Zasady wg Arrheniusa

CH₃OH

LiOH

CH₄

H₂SO₄

SO₃

KCl

Ba(OH)₂

H₂O

HF

NH₃

Ćwiczenie 2

Do trzech zlewek, zawierających po 100 cm³ wody, wprowadzono kolejno: 1 g LiOH, 1 g KOH i 1 g Ba(OH)₂. Zawartości zlewek wymieszano, otrzymując klarowne, jednorodne mieszaniny. Wykonaj odpowiednie obliczenia i określ, który z roztworów będzie charakteryzował się najwyższą temperaturą wrzenia.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Zaznacz wszystkie substancje klasyfikowane jako kwasy wg teorii Arrheniusa.

☐ HCl

☐ HS⁻

☐ HF

☐ HCO₃⁻

Ćwiczenie 2



Zaznacz wszystkie substancje klasyfikowane jako zasady wg teorii Arrheniusa.

☐ LiOH

☐ OH⁻

☐ CH₃ NH₂

☐ NaOH

Ćwiczenie 3



Dopasuj opis do postaci, której on dotyczy.

H. B. Davy

Uważał, że właściwości kwasów wynikają z obecności tlenu w ich cząsteczkach.

S. A. Arrhenius

Opracował wodorową teorię kwasów.

A. L. Lavoisier

Opracował teorię dysocjacji elektrolitycznej.

Ćwiczenie 4



Uzupełnij schematy, które obrazują dysocjację elektrolityczną wg teorii Arrheniusa poniższych substancji. Produkty reakcji umieść zgodnie ze schematem:



F^-

H^+

H^+

OH^-

NO_2^-

Rb^+

Ćwiczenie 5



Uzupełnij postulaty Arrheniusa.

Postulaty Arrheniusa

I: Kwasy, zasady i pod wpływem wody rozpadają się na jony dodatnie () i ujemne ()

II: Wartość ładunku elektrycznego zgromadzona na jest równa zgromadzonemu na anionach. Roztwór jest obojętny.

III: elektrolity w roztworze wodnym ulegają dysocjacji w niewielkim .

Ćwiczenie 6



Podaj definicję kwasu i zasady wg teorii Arrheniusa.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 7



Uzupełnij poniższy tekst.

Wodorotlenek sodu ulega całkowitej , tworząc jony OH^- i Na^+ , co powoduje stężenia jonów . Powszechnymi zasadami są wodorotlenki pierwiastków z grupy 1. i układu okresowego (np. LiOH i $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

Arrheniusa

wodorotlenkowych

hydrolizie

wzrost

17.

2.

oksoniowych

Brønsteda-Lowry'ego

dysocjacji

Ćwiczenie 8



Dlaczego zgodnie z klasyczną teorią Arrheniusa amoniak nie jest zasadą?

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Czy Arrhenius stworzył teorię kwasów i zasad?

Grupa docelowa: III etap edukacyjny, liceum ogólnokształcące, technikum

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:

- wyjaśnia różne teorie dotyczące definiowania kwasów i zasad;
- analizuje założenia teorii Arrheniusa;
- projektuje doświadczenie wykazujące charakter chemiczny związku.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- problemowa.

Metody i techniki nauczania:

- audiobook;
- analiza materiału źródłowego;

- ćwiczenia uczniowskie
- doświadczenie chemiczne;
- termometr;
- pogadanka;

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami, słuchawkami i dostępem do Internetu;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- tablica interaktywna/tablica, kreda/marker;
- rzutnik multimedialny.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i pogadanka. Nauczyciel proponuje uczniom samodzielną pracę z e-materiałem w sekcji przeczytaj - „Jak kształtowała się historia definiowania kwasów i zasad?”. Po wyznaczonym czasie trwa pogadanka.
2. Rozpoznanie wiedzy wyjściowej uczniów. Uczniowie starają się zdefiniować kwasy i zasady.
3. Ustalenie celów. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami określa cele lekcji, które zapisują sobie w portfolio.
4. Zasady BHP. Nauczyciel zapoznaje uczniów z kartami charakterystyk substancji, które będą używane na lekcji.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel proponuje uczniom pracę w parach z audiobookiem. Zadaniem uczniów jest przygotowanie pytań do tekstu, po czym uczniowie na forum klasy zadają sobie pytania i udzielają odpowiedzi.
2. Uczniowie samodzielnie wykonują ćwiczenia zawarte w medium, a po ich wykonaniu chętni uczniowie podają propozycje swoich odpowiedzi, pozostali uczniowie weryfikują poprawność merytoryczną proponowanych odpowiedzi.
3. Doświadczenie chemiczne. Nauczyciel dzieli uczniów losowo na grupy i rozdaje karty pracy. Nauczyciel wcześniej przygotowuje w nieoznakowanych probówkach roztwory kwasów: chlorowodorowego, siarkowego(VI), octowego oraz roztwory wodorotlenków: sodu, wapnia, potasu. Uczniowie podchodzą do stołu laboratoryjnego i odbierają przygotowane zestawy roztworów i uniwersalne papierki wskaźnikowe i wg instrukcji

(patrz materiały pomocnicze) przeprowadzają doświadczenie. Zadaniem uczniów jest sprawdzenie charakteru chemicznego badanych związków. Uczniowie w kartach pracy zapisują swoje obserwacje, analizują wyniki i wyciągają wnioski. Po zakończeniu pracy chętni uczniowie prezentują efekty pracy grupy na forum klasy.

4. Ćwiczenia w zapisywaniu równań dysocjacji elektrolitycznej kwasów i zasad – uczniowie podchodzą do tablicy i zapisuje przykłady wskazane przez nauczyciela.
5. Uczniowie pracują w parach z częścią „sprawdź się”. Uczniowie wykonują zadania. Nauczyciel może wyświetlić treść poleceń na tablicy multimedialnej. Po każdym przeczytanym poleceniu nauczyciel daje uczniom określony czas na zastanowienie się, a następnie chętny uczeń z danej pary udziela odpowiedzi. Pozostali uczniowie ustosunkowują się do niej, proponując ewentualnie swoje pomysły. Nauczyciel w razie potrzeby koryguje odpowiedzi, dopowiada istotne informacje, udziela uczniom informacji zwrotnej. Ćwiczenia, których uczniowie nie zdążą wykonać podczas lekcji mogą być zlecone do wykonania w ramach pracy domowej.

Faza podsumowująca:

1. Na zakończenie nauczyciel stosuje narzędzie do oceny stopnia opanowania wiadomości i umiejętności z zastosowaniem termometru przez uczniów. Uczniowie na skali temperatury zaznaczają małymi kolorowymi samoprzylepnymi karteczkami, w jakim stopniu opanowali zagadnienia wynikające z zamierzonych do osiągnięcia celów lekcji. Jeżeli ze skali będzie wynikał niski poziom temperatury, uczniowie zastanawiają się, w jaki sposób podnieść swój poziom posiadanej wiedzy?

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się”, których nie zdążyli wykonać na lekcji.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Audiobook może być wykorzystany przez uczniów podczas przygotowania się do lekcji czy pracy kontrolnej. Uczniowie nieobecni na lekcji mogą medium wykorzystać do nadrobienia luk kompetencyjnych.

Materiały pomocnicze:

1. Nauczyciel przygotowuje narzędzie do oceny stopnia opanowania wiadomości i umiejętności z zastosowaniem termometru przez uczniów oraz małe samoprzylepne kolorowe karteczki dla uczniów.
2. Doświadczenie chemiczne: „Badanie charakteru chemicznego związków”

Szkło i sprzęt laboratoryjny: statywy do probówek, probówki, zlewki, pipety.

Odczynniki chemiczne: roztwory kwasów: chlorowodorowego, siarkowego(VI), octowego oraz roztwory wodorotlenków: sodu, wapnia, potasu, uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Instrukcja wykonania:

- W każdej z probówek zanurz inny papierek wskaźnikowy i obserwuj.
- Wynik zapisz w karcie pracy.
- Porównaj kolory papierków ze skalą, wyciągnij wnioski.

3. Karty charakterystyk substancji.

4. Karta pracy ucznia:

Plik o rozmiarze 53.68 KB w języku polskim