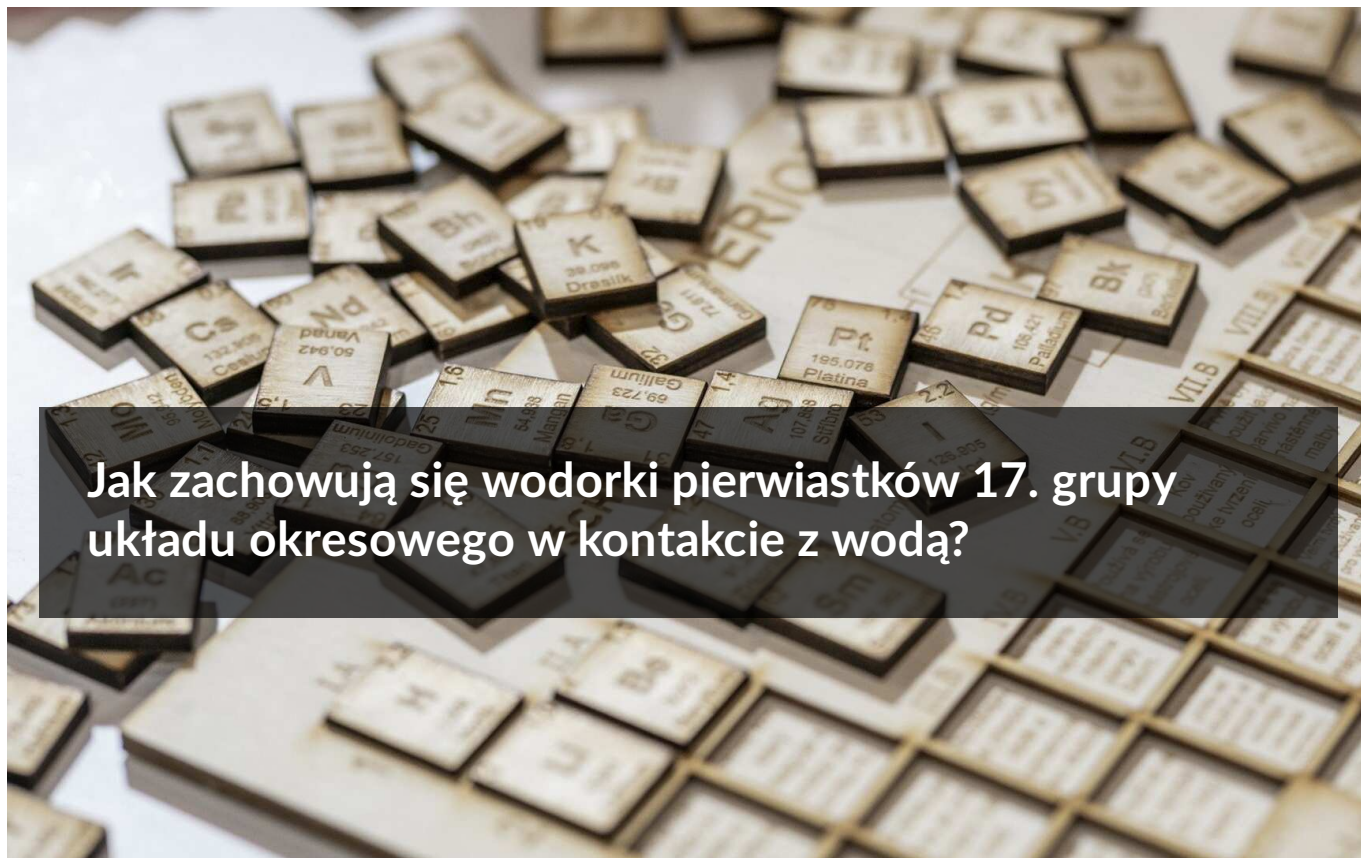




Jak zachowują się wodorki pierwiastków 17. grupy układu okresowego w kontakcie z wodą?

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



Jak zachowują się wodorki pierwiastków 17. grupy układu okresowego w kontakcie z wodą?

Wodorki 17 grupy układu okresowego w środowisku wodnym ulegają reakcji dysocjacji, czyli rozpadowi na jony.

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

Do 17. grupy układu okresowego pierwiastków, nazywanej grupą fluorowców, należą: fluor, chlor, brom, jod oraz astat. Wszystkie pierwiastki tej grupy charakteryzuje niemetaliczny charakter. Związki te chętnie tworzą wodorki o wzorze ogólnym HX (gdzie X jest atomem fluorowca). W tej części dowiesz się, jak zachowują się wodorki 17. grupy układu okresowego pierwiastków (HF , HCl , HBr , HI) w kontakcie z wodą. Ze względu na nietrwałość astatu przewiduje się powstawanie związku typu HAt , jednakże jego charakter nie jest zbadany.

Twoje cele

- Opiszysz, jakie procesy przebiegają w roztworach wodorków grupy 17. z wodą.
- Na podstawie odpowiednich reakcji zbadasz charakter kwasowo-zasadowy wodorków 17. grupy układu okresowego.
- Przeprowadzisz eksperyment pozwalający na określenie charakteru kwasowo-zasadowego wodnych roztworów wodorków 17. grupy układu okresowego.

Przeczytaj

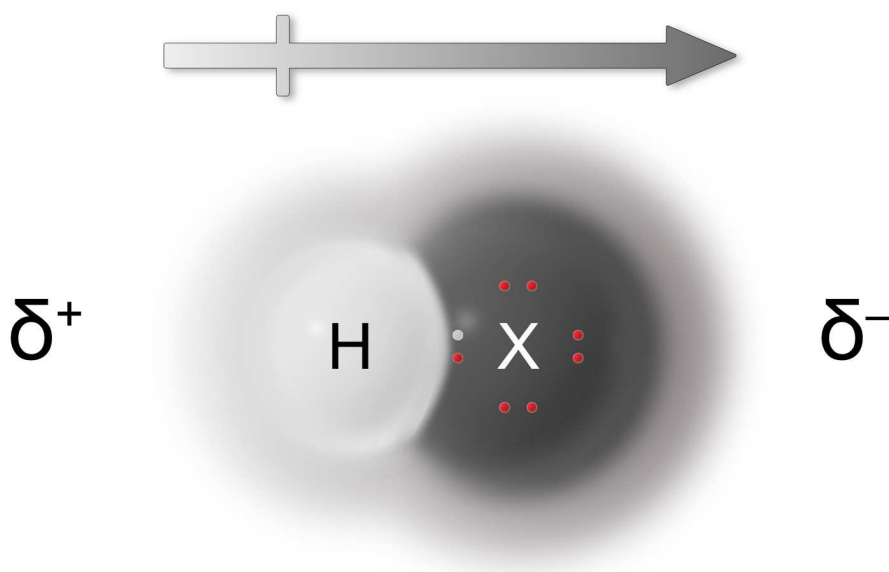
Wiązania chemiczne w cząsteczkach wodoroków fluorowców to wiązania kowalencyjne spolaryzowane. Wraz z malejącymi wartościami elektroujemności fluorowców maleje polaryzacja wiązania H-X.

Wszystkie cztery omawiane wodoroki fluorowców bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie. Fluorowodór miesza się z wodą bez ograniczeń. Chlorowodór, bromowodór oraz jodowodór rozpuszczają się w wodzie w określonym stosunku (tabela).

Związek	HF	HCl	HBr	HI
Rozpuszczalność gazu w wodzie $\frac{\text{dm}^3 \text{ gazu}}{\text{dm}^3 \text{ wody}}$ w 25 °C	Bez ograniczeń	430	579	405
Maksymalne stężenie procentowe roztworu wodnego w temp. 25°C	-	41	67	70

Tabela przedstawia rozpuszczalności wybranych wodoroków oraz ich maksymalne stężenia procentowe w temperaturze pokojowej.

Rozpuszczalność wodoroków 17. grupy układu okresowego w wodzie wynika z ich budowy. Związki typu H-X wykazują budowę biegunową, tworząc [dipole](#), przez co są polarne. Zgodnie z zasadą: podobne rozpuszcza się w podobnym, wodoroki te rozpuszczają się w polarnych rozpuszczalnikach, takich jak woda. Ponadto w środowisku wodnym ulegają reakcji dysocjacji - czyli rozpadowi na jony.



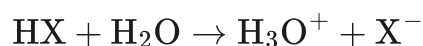
W dipolach ładunek ujemny skupiony jest przy atomie fluorowca, a dodatni ładunek skupiony jest przy ubogim w elektrony atomie wodoru.

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

Jak przedstawiono na powyższej grafice, ładunek ujemny skupiony jest przy atomie fluorowca ze względu na obecność dużej gęstości elektronowej. Dodatni ładunek skupiony jest przy ubogim w elektrony atomie wodoru.

Dysocjacja wodorków

W roztworze wodnym fluorowodory ulegają reakcji **dysocjacji** zgodnie z równaniem:



gdzie X jest atomem fluorowca (dla fluoru $\rightleftharpoons$).

W wyniku reakcji dysocjacji powstaje jon oksoniowy oraz anion fluorowca. Powyższe równanie pokazuje kwasowy charakter wodorków fluorowców.

Zgodnie z powyższym możemy zapisać wyrażenie na **stałą dysocjacji** K :

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Wartości stałych dysocjacji są stabelaryzowane i niezmiennie w określonych warunkach ciśnienia i temperatury. Wartości stałych dysocjacji K dla wodorków fluorowców przedstawia tabela:

Związek	HF	HCl	HBr	HI
Stała dysocjacji	$6,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^7$	$3,0 \cdot 10^9$	$1,0 \cdot 10^{10}$

Łatwo zauważyć, że moc kwasu rośnie w dół grupy. Wraz ze wzrostem promienia atomowego fluorowca oraz masy atomowej fluorowca wzrasta moc kwasu. Wraz ze wzrostem liczby atomowej fluorowca rośnie promień atomowy, co skutkuje zwiększeniem się długość wiązania X-H, a co za tym idzie ułatwia oddysocjowanie protonu. Fluor o najmniejszym promieniu i najmniejszej masie atomowej w grupie tworzy najslabszy kwas, kolejne natomiast należą już do mocnych kwasów.

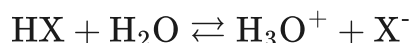
Na przykładzie fluorowodoru zapiszmy równanie procesu dysocjacji oraz wyrażenie na stałą dysocjacji.

Przykład 1

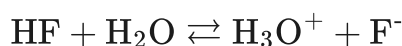
Zapisz równanie dysocjacji oraz równanie na stałą dysocjacji wodnego roztworu fluorowodoru.

Rozwiązanie:

Zgodnie ze schematem dysocjacji wodorków 17. grupy układu okresowego:



zapiszmy równanie dysocjacji:

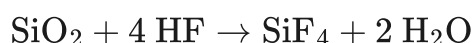


Następnie zapiszmy wyrażenie na stałą dysocjacji K :

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

Ciekawostka

Czy wiesz, że fluorowodór służy do trawienia szkła? Fluorowodór reaguje ze szkłem zgodnie z równaniem:



przez co jego roztwory przechowywane są w butelkach z tworzyw sztucznych.

Eksperyment

Ćwiczenie 1

Aby eksperymentalnie określić odczyn wodnego roztworu wodoroków pierwiastków 17. grupy, wykonaj poniższy eksperyment. Postaw odpowiednią hipotezę, problem badawczy oraz zapisz obserwacje i wnioski.

Problem badawczy:

Czy wodny roztwór chlorowodoru ma odczyn kwasowy?

Hipoteza:

Wodny roztwór chlorowodoru ma odczyn kwasowy.

Sprzęt i odczynniki:

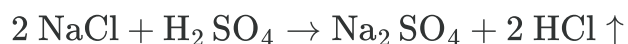
- chlorek sodu;
 - kwas siarkowy(VI) stężony;
 - probówka;
 - pipety;
 - uniwersalny papierek wskaźnikowy.
-

Instrukcja wykonania doświadczenia:

Do probówki wsyp odrobinę stałego chlorku sodu. Następnie powoli wkraplaj kwas siarkowy(VI) małymi porcjami. Do wylotu probówki przyłóż zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy. Odczytaj ze skali pH odpowiednią wartość.

Obserwacje: W trakcie wkraplania kwasu siarkowego na stały chlorek sodu zaczyna wydzielać się gaz. W momencie przyłożenia uniwersalnego papierka wskaźnikowego zmienia on zabarwienie na czerwony.

Reakcje:



Wnioski: Odczyn wodnego roztworu chlorowodoru jest kwasowy.

Podsumowując: Wodorki pierwiastków 17. grupy układu okresowego dobrze rozpuszczają się w wodzie. W roztworach wodnych ulegają reakcji dysocjacji, w wyniku czego powstają jony oksoniowe oraz jednoujemny anion halogenu.

Słownik

dipol

jest to cząsteczka zbudowana z pierwiastków o różnej elektroujemności, w której obecne jest rozdzielenie ładunku dodatniego i ujemnego

stała dysocjacji

stosunek stężeń jonów powstających w wyniku dysocjacji elektrolitycznej do stężenia cząstek niezdisocjowanych pozostających w równowadze

dysocjacja elektrolityczna

rozpad cząsteczek na jony pod wpływem czynnika zewnętrznego

Bibliografia

Bielański A., *Podstawy Chemii nieorganicznej*, t. 1-2, Warszawa 2010.

Greenwood N. N., Earnshaw A., *Chemistry of the Elements*, 2nd Edition, Oxford 1997, s. 730, 806-808, 900.

Trzebiatowski W., *Chemia nieorganiczna*, Warszawa 1978, wyd. 8.

Pac B., Zegar A., *Podstawy klasyfikacji związków nieorganicznych w teorii i zadaniach*, Kraków 2019.

Polecenie 1

Zapoznaj się z audiobookiem i odpowiedz na poniższe pytania

Audiobook można wysłuchać pod adresem: <https://zpe.gov.pl/b/PI302rBR8>

Historia kwasu solnego – kwas nie jedno ma imię

Kwas chlorowodorowy, zwany również solnym, jest wodnym roztworem chlorowodoru. Pierwsze wzmianki o nim pochodzą już z 800 roku naszej ery. Jego odkrywcą okazał się arabski alchemik i lekarz, Jabir ibn Hayyan, znany jako Geber. Był on autorem około 20 książek, w których opisywał swoje odkrycia. Przez wieki stanowiły źródło wiedzy o różnych chemikaliach. Geber otrzymał kwas solny poprzez zmieszanie wirtolu (kwasu siarkowego(VI)) z solą kuchenną, a powstały w ten sposób gaz rozpuścił w wodzie. Następnie wykorzystał kwas solny do otrzymania wody królewskiej – czyli mieszaniny kwasu azotowego(V) z kwasem solnym, która posłużyła mu do roztworzenia złota. Zważając na słabą reaktywność złota, był to nie lada wyczyn. Jego odkrycie zainteresowało szczególnie tych alchemików, którzy poszukiwali kamienia filozoficznego.

W średniowieczu kwas chlorowodorowy był znany alchemikom jako „*duch soli*” lub jako kwas muratynowy (*muriatic* oznacza „odnoszący się do solanki lub soli”). Gazowy chlorowódor nazywany był kwaśnym powietrzem morskim. Kolejne wzmianki o kwasie solnym pojawiły się już w pierwszej połowie XV wieku, kiedy to Basilius Valentinus, rzekomo alchemik-kanonik benedyktyńskiego klasztoru Sankt Peter w Erfurcie w Niemczech, otrzymał kwas chlorowodorowy w reakcji halitu (soli kamiennej) z witriolem żelaza (czyli siarczanem(VI) żelaza(II)). Reakcja ta została opisana w książce pt. „Dwanaście kluczy Bazylego Walentego” (Ein kurtz summarischer Tractat, von dem grossen Stein der Uralten). Opisywał w niej krok po kroku jak otrzymać kamień filozoficzny. W 1597 roku Andreas Libavius, niemiecki alchemik, wspomina o kwasie chlorowodorowym w swojej książce pt. „Alchemia” – zwanej pierwszą encyklopedią chemii. Jest w niej mowa o syntezie tego kwasu, a także wspomina o nim w kontekście środka do wybielania zębów. W średniowieczu kwas solny używany był do zmiękczenia kości słoniowej, co ułatwiało jej rzeźbienie.

W XVII wieku Johann Rudolf Glauber z Karlstadt am Main w Niemczech użył soli chlorku sodu i kwasu siarkowego do przygotowania siarczanu(VI) sodu w procesie Mannheim'a, uwalniając gazowy chlorowódor. Joseph Priestley z Leeds w Anglii przygotował czysty chlorowódor w 1772 roku, a w 1818 roku Humphry Davy z Penzance w Anglii udowodnił, że w skład chlorowodoru wchodzi wodór i chlor.

Podczas rewolucji przemysłowej, w Europie wzrosło zapotrzebowanie na substancje alkaliczne, takie jak soda kalcynowana (węglan sodu). Nowy proces produkcji sody przemysłowej Nicolasa Leblanca (Issoudun, Francja) umożliwił to tanio i na dużą skalę. W procesie Leblanca chlorek sodu jest przekształcany w sodę kalcynowaną (wodorotlenek sodu) za pomocą kwasu siarkowego(VI), wapienia i węgla. Chlorowódor jest produktem ubocznym tej reakcji chemicznej. Aż do 1863 roku nadmiar HCl był odprowadzany do powietrza, ale ze względu na swoją szkodliwość, zostało to zabronione. Po uchwaleniu ustawy, producenci sody kalcynowanej musieli rozpuszczać gazy odlotowe w wodzie, co pozwoliło na wytwarzanie kwasu solnego na skalę przemysłową.

Na początku XX wieku proces Leblanca został skutecznie zastąpiony przez proces Solvay'a, co spowodowało wyłączenie produktu ubocznego w postaci kwasu chlorowodorowego, który już wtedy był w pełni wykorzystywany w wielu dziedzinach. Interes komercyjny zapoczątkował inne metody produkcji kwasu solnego. Obecnie większość kwasu chlorowodorowego wytwarza się przez absorpcję chlorowodoru z produkcji przemysłowych związków organicznych.

Audiobook pt. „Historia kwasu solnego – kwas niejedno ma imię”

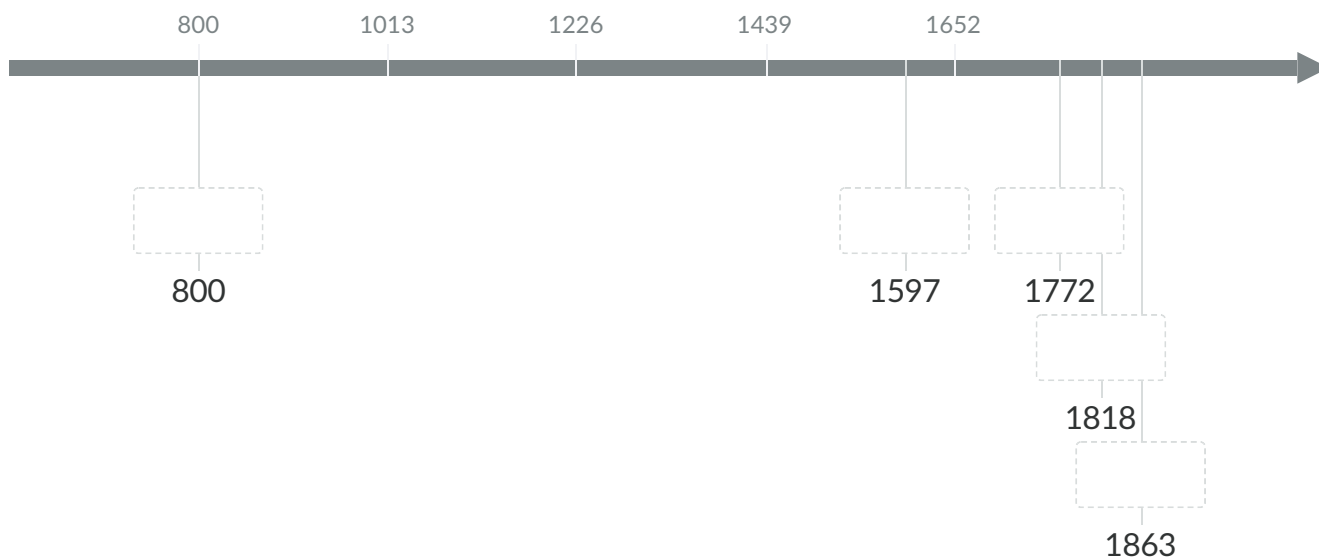
Źródło: Na podstawie:

Datta N. C., *The story of chemistry*, India 2005.

Myers R. L., *The 100 most important chemical compounds: A Reference Guide*, Greenwood 2007, s. 141.

Ćwiczenie 1

Dopasuj wydarzenia historyczne do odpowiednich dat na osi czasu.



- 1 Humphry Davy udowadnia, że w skład chlorowodoru wchodzi wodór i chlor.
- 2 Pojawiają się pierwsze wzmiaki o kwasie chlorowodorowym.
- 3 Odprowadzanie nadmiaru HCl do powietrza zostaje zabronione.
- 4 Joseph Priestley z Leeds w Anglii przygotowuje czysty chlorowódor.
- 5 Andreas Libavius wspomina o kwasie chlorowodorowym w swojej książce pt. „Alchemia”.

Ćwiczenie 2

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania gazowego chlorowodoru z halitu.

Równanie reakcji zanotuj w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w poniższym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 3

Dlaczego kwasu chlorowodorowego używano do zmiękczenia kości słoniowej?

Odpowiedź:

Ćwiczenie 4

Zapisz równanie reakcji chemicznej, jaka zachodzi w wyniku kontaktu kwasu solnego z kością.

Równanie reakcji zanotuj w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w poniższym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Wybierz poprawną odpowiedź.

Moc kwasów beztlenowych w 17. grupie rośnie wraz z:

- ☐ malejącą masą molową
- ☐ wzrostem promienia atomowego fluorowca
- ☐ rosnącą ilością wiązań wodorowych
- ☐ rosnącą elektroujemnością

Ćwiczenie 2



Wybierz poprawną odpowiedź. W tabeli podano wartości stałych dysocjacji K_a dla wodorków fluorowców:

Związek	HF	HCl	HBr	HI
Stała dysocjacji	$6,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^7$	$3,0 \cdot 10^9$	$1,0 \cdot 10^{10}$

Na podstawie tych danych wskaż, który z poniższych kwasów jest słabym kwasem.

☐ HCl

☐ HI

☐ HF

☐ HBr

Ćwiczenie 3



Uzupełnij zdania, tak aby były one prawdziwe.

Wodorki pierwiastków 17. grupy o wzorze ogólnym bardzo rozpuszczają się w wodzie. Wynika to z ich budowy. W kontakcie z wodą ulegają reakcji .

Wodne roztwory wodorków 17. grupy to kwasy .

H₂X

polarnej

HX

niepolarnej

dobrze

tlenowe

fermentacji

słabo

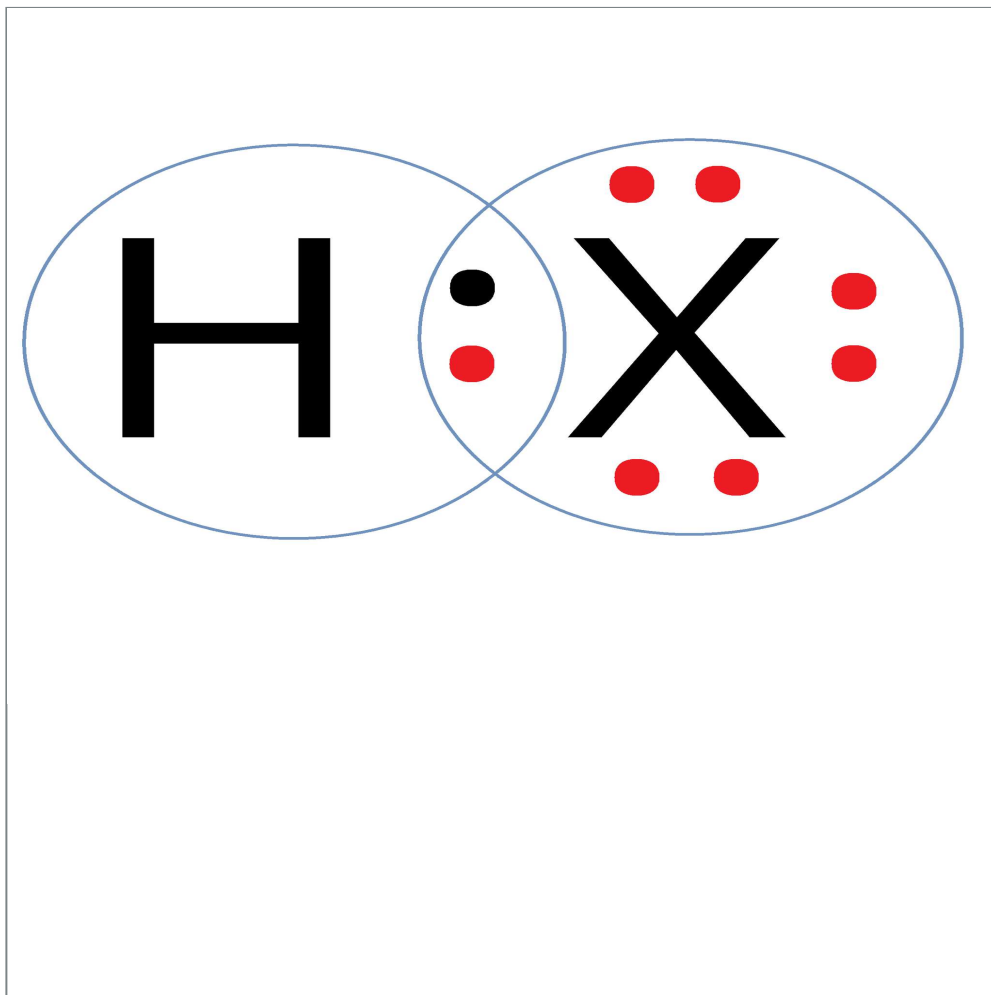
beztlenowe

dysocjacji

Ćwiczenie 4



Cząsteczki wodorków 17. grupy wykazują polarną budowę. Na schematycznym rysunku zaznacz część naładowaną dodatnio i ujemnie.



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

Ćwiczenie 5



Zapisz równanie reakcji dysocjacji bromowodoru. Nazwij odpowiednie jony.

Równanie reakcji zanotuj w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w poniższym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6



Zaproponuj wzór elektronowy kropkowy chlorowodoru. Uwzględnij polaryzacje wiązania.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Uzupełnij poniższą tabelę, wiedząc że:

- $M_{\text{HCl}} = 36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- $M_{\text{HBr}} = 80,91 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- $M_{\text{HI}} = 127,91 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Wartości dla stężenia procentowego podaj do pierwszego miejsca po przecinku.

Związek	Rozpuszczalność gazu w wodzie $\frac{\text{dm}^3 \text{ gazu}}{\text{dm}^3 \text{ wody}} 25^\circ \text{C}$	Maksymalne stężenie procentowe roztworu wodnego w temp. 25°C
HCl	430	
HBr		67,6
HI	405	

Ćwiczenie 8



Zaprojektuj doświadczenie pozwalające określić odczyn wodnego roztworu bromowodoru. Do dyspozycji masz: alkoholowy roztwór fenoloftaleiny, 10% wodny roztwór bromowodoru, oranż metylowy, probówki, pipety.

Opis eksperymentu:

Obserwacje:

Wnioski:

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Marcin Sz. Małecki, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak zachowują się wodorki pierwiastków 17. grupy układu okresowego w kontakcie z wodą?

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

Podstawa programowa:

Zakres podstawowy

VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń:

6) klasyfikuje wodorki ze względu na ich charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy i obojętny); wnioskuje o charakterze chemicznym wodorku na podstawie wyników doświadczenia; pisze odpowiednie równania reakcji potwierdzające charakter chemiczny wodorków; opisuje typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad.

Zakres rozszerzony

VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń:

6) klasyfikuje wodorki ze względu na ich charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy i obojętny); projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny wodorku; wnioskuje o charakterze chemicznym wodorku na podstawie wyników doświadczenia; pisze odpowiednie równania reakcji potwierdzające charakter chemiczny wodorków; opisuje typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad.

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:

- omawia procesy, które przebiegają w roztworach wodorków grupy 17. z wodą;
- bada charakter kwasowo-zasadowy wodorków 17. grupy układu okresowego;
- przeprowadza eksperyment pozwalający na określenie charakteru kwasowo-zasadowego wodnych roztworów wodorków 17. grupy układu okresowego.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- problemowa.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- audiobook;
- eksperyment chemiczny;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel wyświetla okładkę z e-materiału. Następnie prosi uczniów, aby wymienili pierwiastki znajdujące się w 17 grupie układu okresowego.

Uczniowie zapisują pierwiastki na tablicy oraz wzór ogólny dla związków wodoru i pierwiastków z 17.grupy – HX.

2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Uczniowie starają się odpowiedzieć na pytanie: Jak zbudowane są wodorki?
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, które będą używane na lekcjach.

Faza realizacyjna:

1. Uczniowie analizują treści w e-materiale dotyczące właściwości wodorków i reakcji zachodzących w wodnych roztworach wodorków 17. grupy układu okresowego. Po minionym czasie nauczyciel inicjuje dyskusję – Jakimi właściwościami charakteryzują się wodorki i jak reagują w obecności wody? Uczniowie zapisują równania reakcji na tablicy i dokonują ich interpretacji. Nauczyciel weryfikuje poprawność ich zapisu i wypowiedzi uczniów.
2. Eksperyment uczniowski – „Badanie odczynu wodnego roztworu wodorków pierwiastków 17. grupy”. Nauczyciel dzieli uczniów na grupy poprzez losowanie w celu przeprowadzenia doświadczenia wg instrukcji opisanej w materiale pomocniczym, rozdaje karty pracy. Nauczyciel rozdaje sprzęt i szkło laboratoryjne oraz odczynniki chemiczne. Uczniowie samodzielnie stawiają pytanie badawcze i hipotezę, przeprowadzają eksperyment, obserwują zmiany podczas eksperymentu, wyciągają wnioski, ustalają równanie reakcji chemicznej, wszystko zapisują w kartach pracy. Liderzy prezentują wyniki pracy grupowej na forum klasy. Nauczyciel weryfikuje pod względem poprawności merytorycznej wypowiedzi uczniów.
3. Nauczyciel odsyła uczniów do audiobooka. Po analizie tekstu uczniowie w parach wykonują polecenia zamieszczone w medium.
4. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – „Sprawdź się”.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania: Jakie pierwiastki zaliczamy do 17. grupy? Co to są wodorki? Jaki rodzaj wiązania chemicznego występuje w cząsteczkach związków fluorowców? Jak zachowują się w wodzie wodorki z grupy fluorowców? Jakie produkty otrzymujemy podczas dysocjacji fluorowodorów? Jak się przedstawia moc kwasów dla pierwiastków z 17. grupy?
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:

Audiobook może być wykorzystany w trakcie lekcji oraz jako pomoc przy odrabianiu zadania domowego. Pomoże również utrwalić zdobytą wiedzę. uczniowie nieobecni na lekcjach mogą uzupełnić swoje braki podczas pracy z audiobookiem.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):
 - Jakie pierwiastki zaliczamy do 17. grupy?
 - Co to są wodorki?
 - Jaki rodzaj wiązania chemicznego występuje w cząsteczkach związków fluorowców?
 - Jak zachowują się w wodzie wodorki z grupy fluorowców?
 - Jakie produkty otrzymujemy podczas dysocjacji fluorowodorów?
 - Jak się przedstawia moc kwasów dla pierwiastków z 17. grupy?
2. Doświadczenie „badanie odczynu wodnego roztworu wodorków pierwiastków 17. grupy”.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: stały chlorek sodu, stężony kwas siarkowy(VI), uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Odczynniki chemiczne: probówki, statyw do probówek, pipety.

Instrukcja wykonania:

- Do probówki wsyp odrobinę stałego chlorku sodu.
 - Następnie powoli wkraplaj kwas siarkowy(VI) małymi porcjami.
 - Do wylotu probówki przyłóż zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy.
 - Obserwuj zmiany.
 - Odczytaj ze skali pH odpowiednią wartość.
3. Karty charakterystyk substancji.
 4. Karta pracy ucznia:

Plik o rozmiarze 83.98 KB w języku polskim