Świat pod lupą

Woda i powietrze to substancje powszechnie występujące w środowisku. W klasie 2, prowadząc liczne doświadczenia i obserwacje, poznasz ich charakterystyczne cechy. Będziesz też badać właściwości tlenków, takich jak na przykład dwutlenek węgla (tlenek węgla(IV)) czy tlenek wapnia, oraz właściwości kwasów i zasad – produktów reakcji tlenków z wodą. Łącząc ze sobą na przykład kwasy i zasady otrzymasz sole. Nauczysz się zapisywać reakcje chemiczne za pomocą symboli i obliczać stężenia procentowe. Produkty przebiegu reakcji chemicznych niejednokrotnie zaskoczą cię swoją barwą, a reakcje – gwałtownym przebiegiem.

Zadbaj, by prowadząc nawet najbardziej fascynujące doświadczenia, przestrzegać zasad bezpieczeństwa.

- Powietrze i inne gazy
    - Powietrze – skład i właściwości
    - Azot i gazy szlachetne
    - Tlen i tlenki
    - Właściwości tlenku węgla(IV)
    - Wodór
    - Zanieczyszczenia powietrza
    - Powietrze i inne gazy – podsumowanie
- Woda i roztwory wodne
    - Woda i jej rola w przyrodzie
    - Woda i jej właściwości
    - Czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania się substancji w wodzie
    - Rozpuszczalność substancji
    - Rozpuszczalność substancji – zadania
    - Stężenie procentowe roztworu
    - Zmiana stężenia roztworu
    - Stężenie procentowe a rozpuszczalność substancji
    - Woda i roztwory wodne – podsumowanie
- Wodorotlenki i kwasy
    - Wodorotlenki – ich budowa i otrzymywanie
    - Wodorotlenki – właściwości i zastosowanie

    - Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenków
    - Kwasy beztlenowe
    - Kwasy tlenowe – otrzymywanie i budowa
    - Kwasy tlenowe – właściwości i zastosowanie
    - Dysocjacja elektrolityczna kwasów
    - Odczyn roztworów
    - Kwaśne opady
    - Zasady i kwasy – podsumowanie
- Sole
    - Reakcja zobojętniania
    - Budowa soli i ich nazewnictwo
    - Dysocjacja elektrolityczna soli
    - Reakcja tlenków z kwasami i zasadami
    - Otrzymywanie soli w reakcji kwasów z metalami
    - Wytrącanie osadów
    - Inne metody otrzymywania soli
    - Zastosowanie soli i ich wpływ na środowisko przyrodnicze
    - Sole – podsumowanie
- Materiały metodyczne dla nauczycieli

Bibliografia:

-

Powietrze – skład i właściwości

Spójrz w niebo i zastanów się, czym jest powietrze. Czy wszędzie na Ziemi: na plaży, nad morzem i na szczycie górskim, który właśnie zdobyliśmy, ma ono taki sam skład? Jakie są właściwości powietrza?

Powietrze otacza nas i dzięki niemu żyjemy. Jednocześnie jest dla nas czymś tak oczywistym i niedostrzegalnym, że na ogół kompletnie zapominamy o jego istnieniu

Już wiesz

- w jaki sposób określić i odróżnić przemiany fizyczne od chemicznych;
- jakie kryteria przyjmuje się do klasyfikacji typów reakcji chemicznych;
- co to są symbole pierwiastków chemicznych i jak się nimi posługiwać;
- w jaki sposób zapisywać równania reakcji chemicznych;
- jak rozpoznać podstawowy sprzęt laboratoryjny i jak się nim posługiwać, w jaki sposób stosować w praktyce zasady bezpieczeństwa w szkolnej pracowni chemicznej.

Nauczysz się

- przedstawiać dowody na istnienie powietrza;
- planować i przeprowadzać doświadczenie potwierdzające, że powietrze jest mieszaniną;
- opisywać skład i właściwości powietrza;
- podawać przykłady zastosowania w życiu codziennym gazów wchodzących w skład powietrza;
- planować i wykonywać doświadczenie pozwalające zbadać podstawowe właściwości powietrza;
- bezpiecznie posługiwać się sprzętem laboratoryjnym oraz odczynnikami chemicznymi.

1. Dowody na istnienie powietrza

Polecenie 1

Jakie zjawiska świadczą o istnieniu powietrza?
Zaproponuj dowody eksperymentalne wskazujące na obecność powietrza.

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy w szklance i strzykawce, które są pozornie puste, znajduje się powietrze?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

W „pustej” szklance i w „pustej” strzykawce nie ma powietrza.
W „pustej” szklance i w „pustej” strzykawce jest powietrze.

Co będzie potrzebne

I.

- strzykawka,

II.

- szklanka,
- miska,
- woda,
- papier.

Instrukcja

I.

1. Weź strzykawkę i odciągnij tłoczek do końca.
2. Zatkaj palcem wylot strzykawki i naciśnij tłoczek.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.

II.

1. Do miski wlej wodę, najlepiej wcześniej zabarwioną.
2. Kartkę pognieć i umieść w szklance.
3. Odwróć szklankę do góry dnem i włóż do miski z wodą.
4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

I.
Tłoczka nie da się przesunąć.
Wewnątrz strzykawki znajduje się bezbarwny, niewidoczny gaz, który podczas próby przesunięcia tłoczka wywiera ciśnienie na palec. Wyczuwalny nacisk na tłok ustaje, gdy przestajemy nim poruszać.
II.
Szklankę wypełnia powietrze, dlatego po wyjęciu jej z wody kartka pozostaje sucha.

2. Powietrze i historia badania jego składników

Podczas formowania się skorupy ziemskiej i późniejszych procesów zachodzących na Ziemi zmieniał się skład naszej atmosfery, czyli powłoki gazowej, ale od 200 milionów lat jest on już stały. Powietrze to głównie: azot, tlen oraz niewielka objętość gazów szlachetnych.

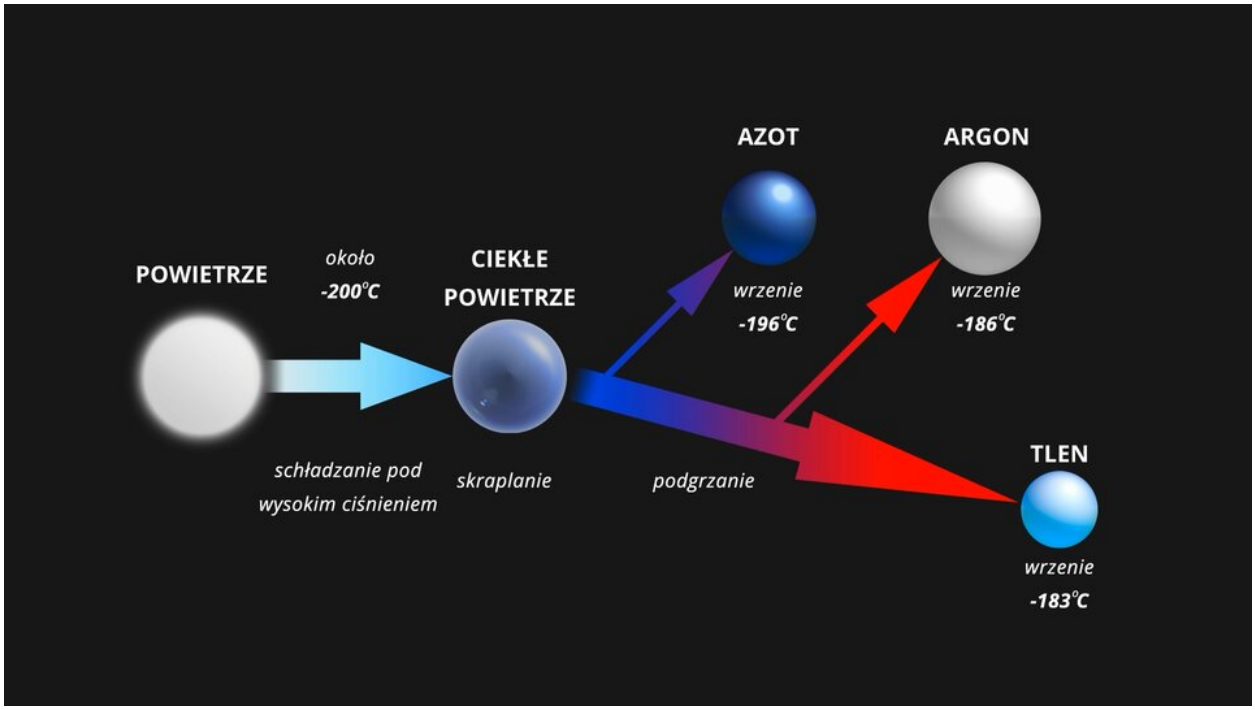
Do składników powietrza, których zawartość zmienia się w zależności od klimatu, pór roku czy dnia, należą: para wodna, dwutlenek węgla, ozon oraz zanieczyszczenia.

W warunkach niskich temperatur i znacznie podwyższonego ciśnienia gazy można skroplić. Składniki ciekłego powietrza mają różne temperatury wrzenia, dzięki czemu można je rozdzielić przez destylację. Po raz pierwszy azot oraz tlen zostały skroplone przez polskich uczonych: chemika Karola Olszewskiego i fizyka Zygmunta Wróblewskiego.
Dziś wiadomo, że powietrze to mieszanina gazów, ale dawniej...

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Film rozpoczyna plansza z rysunkiem alchemika Michała Sędziwoja przedstawionego od pasa w górę, ubranego w czarno-żółty strój z siedemnastego wieku. Zmiana ujęcia na planszę z rysunkiem osiemnastowiecznego uczonego Josepha Priestleya. Zmiana planszy na niebiesko pomarańczowo czarny rysunek przedstawiający Karla Wilhelma Scheele'a. Zmiana ujęcia na rysunek przedstawiający Daniela Rutherforda ubranego w zielono czarny strój. Zmiana ujęcia na rysunek przedstawiający Antoine Lavoisier'a w biało brązowym stroju. Zmiana ujęcia na portret Jędrzeja Śniadeckiego ubranego w czarno zielony strój. Zmiana ujęcia na rysunek podwójny, na którym z lewej strony znajduje się portret Zygmunta Wróblewskiego, mężczyzny z brodą, w okularach i ubranego w zielono biały strój, a z prawej Karola Olszewskiego, mężczyzny z długimi poziomymi wąsami w stroju brązowo białym z czerwonym kołnierzem. Zmiana ujęcia na rysunek podwójny, na którym z lewej strony znajduje się portret Williama Ramsay'a w niebieskim garniturze, a z prawej Johna Rayleigha z wąsami, bokobrodami i w garniturze szarozielonym.

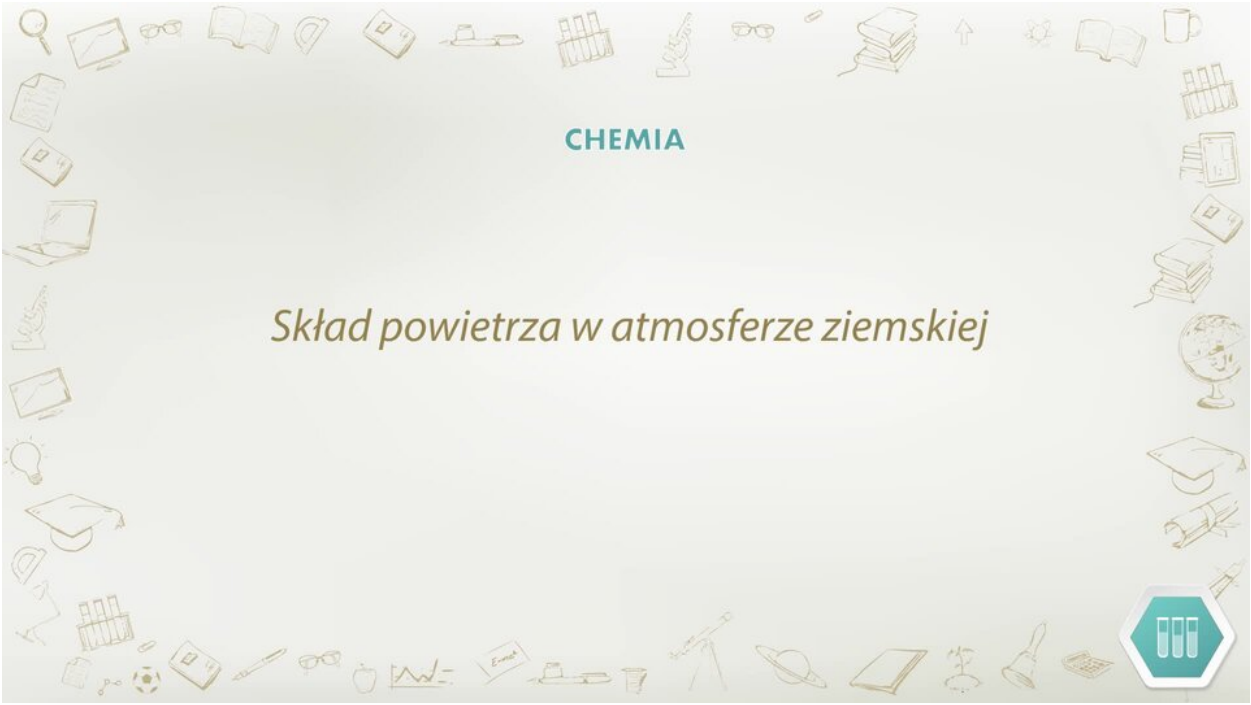
Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DqLDHkgp1



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Film zaczyna się ujęciem czarnej planszy, na tle której z lewej strony pojawia się białe koło podpisane powietrze. Pojawia się odchodząca od niego niebieska strzałka podpisana około -200 stopni Celsjusza, schładzanie pod wysokim ciśnieniem. Za strzałką pojawia się niebieska kulka z podpisem ciekłe powietrze. Od niej odchodzi niebiesko czerwona strzałka podpisana Podgrzanie, od której odchodzą kolejne strzałki. Najpierw jedna boczna w górę do ciemnoniebieskiej kulki z napisem Azot, wrzenie -196 stopni Celsjusza. Następnie druga boczna w górę do szarej kulki z napisem Argon, wrzenie -186 stopni

Celsjusza, a na koniec gruba strzałka po prawej kończy się na jasnoniebieskiej kulce z napisem Tlen, wrzenie -183 stopnie Celsjusza.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Film rozpoczyna się od ujęcia Ziemi z kosmosu. Glob w większości spowity mrokiem, oświetlony jedynie obszar w prawym górnym rogu kadru oraz atmosfera mająca postać niebieskiej poświaty wokół prawie całej planety, za wyjątkiem zupełnie czarnego lewego dolnego rogu. Następuje zmiana na ujęcie Ziemi dobrze oświetlonej z widocznymi chmurami, morzami, oceanami i lądem. Centralną część ujęcia zajmuje południowa część obszaru Stanów Zjednoczonych oraz Meksyk. Zmiana ujęcia na planszę ze schematem atmosfery. W dolnej części kadru fragment powierzchni Ziemi w postaci wycinka kuli, powyżej kolejne warstwy w postaci białoniebieskich łuków. Po lewej stronie podawane są nazwy kolejnych warstw atmosfery, a w środku kadru ich grubości. Licząc od powierzchni planety są to kolejno: troposfera 10 kilometrów, stratosfera 40 kilometrów, mezosfera 50 kilometrów, termosfera 300 kilometrów i egzosfera 400 kilometrów.. Zmiana ujęcia na planszę przedstawiającą po prawej stronie zdjęcie Ziemi z kosmosu z Półwyspem Indyjskim w centralnej części. Po lewej na poziomych szarych prostokątach rozpisany jest skład atmosfery. Licząc od góry, prostokąty te zawierają napisy: Azot 78 procent, tlen 21 procent, argon, dwutlenek węgla, inne gazy oraz para wodna. Zmiana ujęcia na planszę z widokiem górsko-leśnego krajobrazu oglądanego z dużej wysokości oraz nieba ze sporą ilością chmur. W lewym górnym rogu szary prostokąt z napisem: Temperatura spada liniowo o 6 stopni Celsjusza na każde 100 metrów. Zmiana ujęcia na zdjęcie przedstawiające Mount Everest oglądany z jednego z niższych szczytów. Widoczna duża ilość śniegu i wyłaniające się gdzieniegdzie obszary nagiej skały. W tle niebieskie niego. W prawym górnym rogu szary prostokąt z napisem: Mount Everest 8848 metrów nad poziomem morza, ciśnienie około 310 hektopaskali. W lewym dolnym rogu szary prostokąt z napisem: Wysokość 5600 metrów

nad poziomem morza, ciśnienie około 500 hektopaskali. Zmiana ujęcia na fotografię przedstawiającą osobę wspinającą się po ośnieżonym zboczu górskim.

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy powietrze jest mieszaniną gazów?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Powietrze jest mieszaniną gazów.
Powietrze nie jest mieszaniną gazów.

Co będzie potrzebne

- krystalizator,
- świeczka,
- cylinder miarowy,
- woda,
- barwnik.

Instrukcja

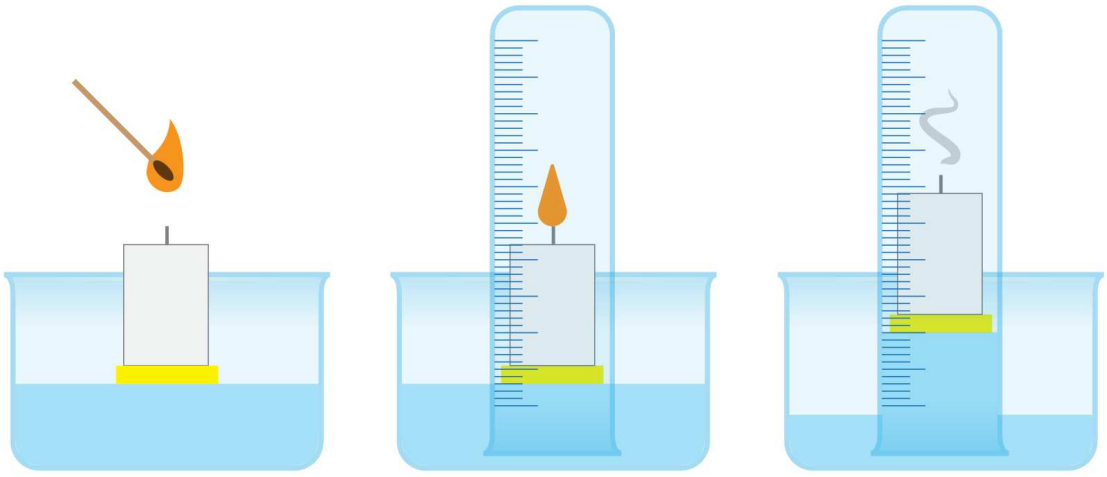
1. Do krystalizatora wlej wodę, najlepiej wcześniej zabarwioną.
2. Na powierzchni wody umieść zapaloną świeczkę typu podgrzewacz.

3. Przykryj świecę cylindrem miarowym.

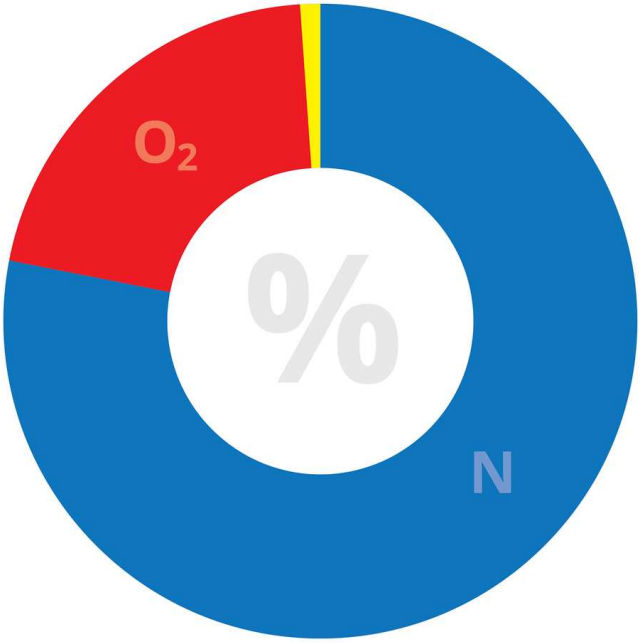
4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

Świeczka pali się w cylindrze przez pewien czas, po chwili gaśnie. Poziom wody w cylindrze podnosi się. Gdy wypełni ona cylinder do około 1/5 objętości, świeczka gaśnie.
Świeczka, paląc się w ograniczonej przestrzeni, zużywa tylko część gazu znajdującego się w cylindrze. Ciśnienie atmosferyczne na jego miejsce zasysa wodę. Składnikiem powietrza, który podtrzymuje palenie, jest tlen. Gaz ten zajmuje ok. 21% objętościowych powietrza.



GAZ	MODEL	ZAWARTOŚĆ OBJĘTOŚCIOWA GAZU W POWIETRZU [%]
azot	N_2	78
tlen	O_2	21
argon (i inne gazy szlachetne)	Ar	0,94
tlenek węgla(IV)	CO_2	0,03 (wartość zmienna)
para wodna	H_2O	0-0,03 (wartość zmienna)



78% - azot

21% - tlen

1% - pozostałe

gazy szlachetne

argon
krypton
ksenon
neon
hel

składniki o zmiennej zawartości w powietrzu

para wodna
dwutlenek węgla
ozon
amoniak
wodór

w powietrzu zanieczyszczonym

tlenki azotu
tlenki siarki
pyły
węglowodory
mikroorganizmy

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DqLDHkgp1

Polecenie 2

Określ położenie azotu i tlenu w układzie okresowym, a następnie odczytaj z niego najważniejsze informacje na temat tych pierwiastków.

Ciekawostka

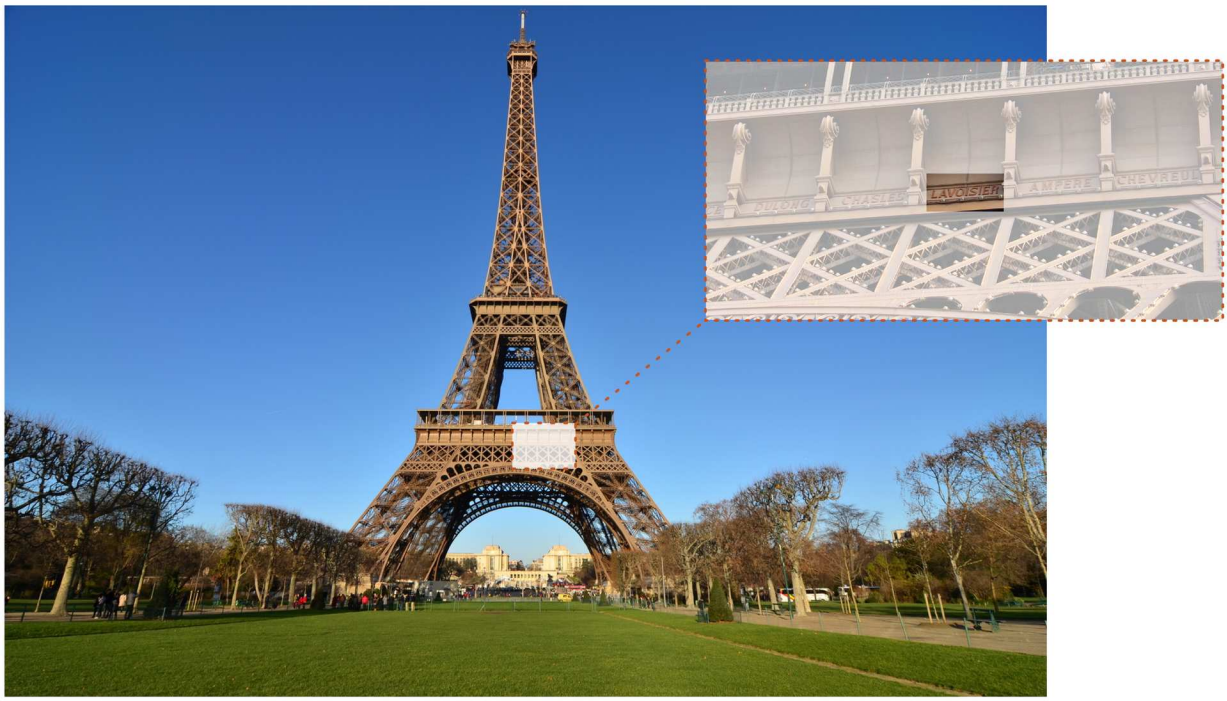
W roku 1883 **Zygmunt Wróblewski** z **Karolem Olszewskim** rozpoczęli prace nad skropleniem składników powietrza. Najpierw udało im się uzyskać skroplony tlen (w postaci cieczy), następnie – azot i tlenek węgla(IV). Informację o tym podali podczas posiedzenia Akademii Umiejętności w Krakowie 4 kwietnia 1883 r. oraz podczas posiedzenia Francuskiej Akademii Nauk w dniach 9 i 16 kwietnia tego samego roku. Tablica upamiętniająca ich dokonanie znajduje się na gmachu Collegium Kołłątaja przy ul. św. Anny (na Starym Mieście) w Krakowie.

Karol Olszewski pozostawił w spadku wiele przyrządów i aparatury o znaczeniu historycznym, które zapoczątkowały powstanie działającego do dzisiaj Muzeum Uniwersytetu Jagiellońskiego z siedzibą w Collegium Maius.

Ulica św. Anny w Krakowie. Gmach Collegium Kołłątaja. Tablica pamiątkowa

Ciekawostka

Nazwisko Antoine'a Lavoisiera (czyt. antłana lawłaziera) zostało uwiecznione na wieży Eiffla pod pierwszym balkonem od strony północno-zachodniej. Znalazło się ono wśród siedemdziesięciu dwóch nazwisk naukowców, inżynierów i przemysłowców. Pomysłodawcą listy był Gustaw Eiffel. Wszyscy wymienieni tam to Francuzi z urodzenia lub pochodzenia; z wyjątkiem pracujących we Francji: Włocha Josepha Lagrange'a (czyt. dżozefa lagrandża) i Szwajcara Jacques,a Sturma (czyt. żaka szturma). Na liście nie ma nazwiska żadnej kobiety.



Wieża Eiffla; zbliżenie – napis pod pierwszym balkonem od strony północno-zachodniej

3. Właściwości i zastosowanie powietrza

Powietrze to mieszanina jednorodna gazów. Bezbarwna, bezwonna, bez smaku, słabo rozpuszczalna w wodzie. Skroplone powietrze przyjmuje barwę bladoniebieską, a jego gęstość jest mniejsza od gęstości wody.

Gęstość powietrza zależy od ciśnienia, temperatury oraz składu. Pod ciśnieniem atmosferycznym, na poziomie morza, w temperaturze 0°C gęstość powietrza wynosi 1,3 kg/m^3.

Powietrze jest niezbędne do życia człowieka i innych organizmów na Ziemi. W przemyśle wykorzystuje się je w procesach spalania oraz jako surowiec do otrzymywania tlenu, azotu, argonu i gazów szlachetnych.

Doświadczenie 3

Problem badawczy

Jaki kształt przyjmuje powietrze i czy można je sprężać?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Powietrze przyjmuje kształt naczynia, w którym się znajduje.
Powietrza nie można sprężać.

Co będzie potrzebne

- szklanka,
- balon,
- pompka,
- skrawki papieru,
- strzykawka.

Instrukcja

I.

1. Na dno szklanki włóż pusty balon i rozpocznij pompowanie go powietrzem.

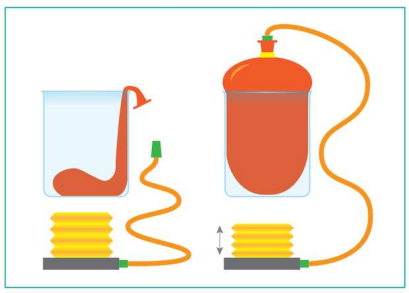
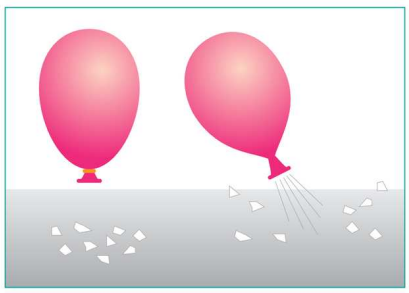
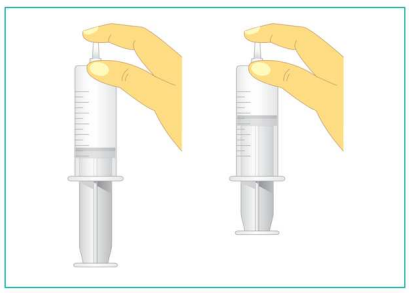
2. Obserwuj zachodzące zmiany.

II.

1. Nadmuchaj balon powietrzem.
2. Na stole umieść skrawki papieru.
3. Wypuść na nie powietrze z balonika.
4. Obserwuj zachodzące zmiany.

III.

1. Odciągnij tłoczek strzykawki.
2. Zatkaj otwór strzykawki palcem i naciskaj na tłok.
3. Odciągnij tłok do góry.
4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

I.
Powietrze w baloniku wypełniło całe wnętrze naczynia. Powietrze i inne gazy przyjmują kształt naczynia, w którym się znajdują.
II.

Powietrze w balonie jest ściśnięte, czyli sprężone. Po wypuszczeniu powietrza z balonu rozpręża się i unosi ze sobą skrawki papieru.
III.
Powietrze jest ściśliwe – łatwo można zmniejszyć jego objętość. Można je też rozprężyć, czyli zwiększyć jego objętość.

Doświadczenie 4

Problem badawczy

Czy powietrze przewodzi prąd elektryczny?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

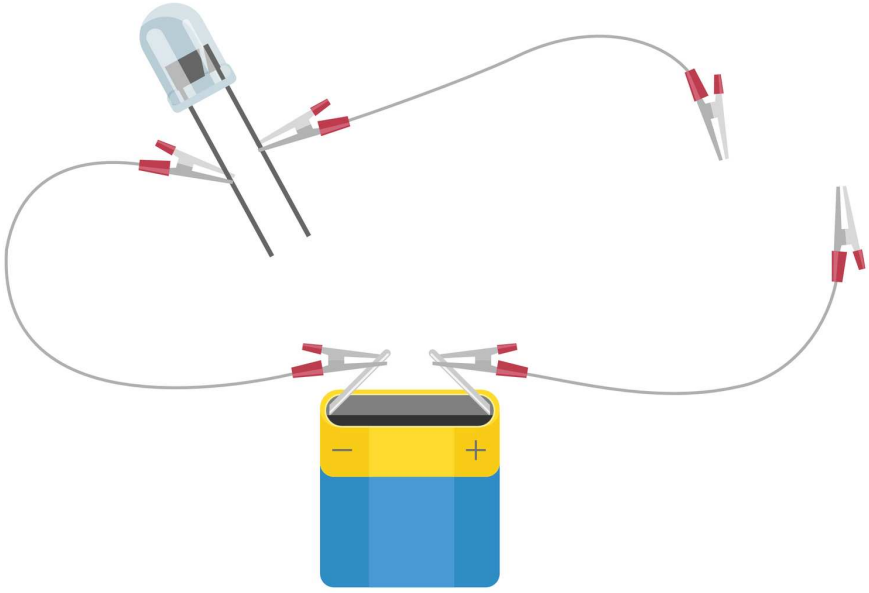
Powietrze przewodzi prąd elektryczny.
Powietrze nie przewodzi prądu elektrycznego.

Co będzie potrzebne

- bateria,
- żarówka,
- przewody elektryczne.

Instrukcja

1. Końce zestawu z baterią i żarówką pozostaw niezłączone.
2. Obserwuj, co się dzieje z żarówką.



Podsumowanie

Żarówka się nie świeci, czyli w obwodzie elektrycznym nie płynie prąd.
Powietrze nie przewodzi prądu elektrycznego.

Wybrane właściwości powietrza i jego składników

Powietrze / składnik powietrza	**Barwa**	**Gęstość [kg/m³]**	**Temperatura topnienia [°C]**	**Temperatura wrzenia [°C]**
powietrze	bezbarwne	1,30	-213	-190
azot	bezbarwny	1,25	-210	-196
tlen	bezbarwny	1,43	-219	-183
argon	bezbarwny	1,78	-189	-186

Ciekawostka

Kichając, wydychamy powietrze ze średnią prędkością 150 km/h. Wynik zapisany w ***Księdze rekordów Guinnessa*** to aż 500 km/h.
Podczas pojedynczego kichnięcia wydychamy ok. 40 000 kropli, które przemieszczają się nawet na odległość trzech metrów. Dlatego pamiętaj o zakrywaniu ust podczas kichania.

Kichanie

Podsumowanie

- Powietrze jest jednorodną mieszaniną bezbarwnych i bezwonnych gazów.
- Głównymi składnikami powietrza są: azot (78%), tlen (21%), argon i inne gazy szlachetne (0,94%), tlenek węgla(IV) oraz woda w postaci pary.
- Powietrze skroplili po raz pierwszy polscy chemicy: Karol Olszewski i Zygmunt Wróblewski.

Praca domowa

Polecenie 3.1

Przedstaw w postaci wykresów – kołowego i słupkowego – skład procentowy powietrza.

Polecenie 3.2

Oblicz temperaturę powietrza panującą u podnóża góry na wysokości 600 m n.p.m., jeśli na jej wierzchołku, na wysokości 2600 m n.p.m., temperatura powietrza wynosi 10°C. Przyjmij, że spadek temperatury powietrza przy obniżaniu wysokości wynosi 0,6°C na każde 100 m różnicy wysokości.

Dowiedz się więcej

1*
2*

Słowniczek

powietrze

jednorodna mieszanina różnych substancji, głównie gazów, bez barwy, smaku i zapachu, stanowiąca atmosferę ziemską

Zadania

Ćwiczenie 1

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Uczniowie mieli zapisać po 4 właściwości powietrza. Która z osób dobrze wykonała zadanie? Zaznacz poprawną odpowiedź.

- ◯ MACIEJ
  - jest bezbarwne,
  - bezwonne,
  - dobrze rozpuszcza się w wodzie,
  - przewodzi prąd elektryczny
- ◯ MARTA
  - jest bezbarwne,
  - bezwonne,
  - dobrze rozpuszcza się w wodzie,
  - nie przewodzi prądu elektrycznego
- ◯ IGOR
  - jest bezbarwne,
  - bezwonne,
  - słabo rozpuszcza się w wodzie,
  - podtrzymuje spalanie

Ćwiczenie 4

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
W zależności od wilgotności powietrze zawiera więcej lub mniej pary wodnej.	◯	◯
Profesorowie Uniwersytetu Jagiellońskiego, Zygmunt Wróblewski i Karol Olszewski, jako pierwsi skroplili tlen i azot.	◯	◯
Cechą charakterystyczną gazów będących składnikami powietrza jest bladoniebieska barwa.	◯	◯
Powietrze można skroplić, w wyniku czego przyjmuje ono bladoniebieską barwę.	◯	◯

Ćwiczenie 5

Oceń, czy podane informacje na temat powietrza są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
W temperaturze pokojowej jest substancją stałą.	◯	◯
W temperaturze pokojowej jest mieszaniną gazów.	◯	◯
Przewodzi prąd elektryczny.	◯	◯
Podtrzymuje palenie.	◯	◯
Można je skroplić.	◯	◯

Azot i gazy szlachetne

Wieczorami centra miast są rozświetlane przez różnokolorowe światła. Reklamy tego typu z lat 60. i 70. XX wieku zostały zgromadzone w warszawskim Muzeum Neonów, unikalnym w skali europejskiej. Czy barwa neonów zależy od znajdującego się w nich gazu? Czy tym samym gazem wypełnia się poduszka powietrzna podczas kolizji?

Lampy jarzeniowe zwane potocznie neonami to rurki wypełnione gazem pod niskim ciśnieniem. Przepuszczenie przez taki gaz prądu o odpowiednim napięciu powoduje świecenie gazu w obszarze, w którym płynie prądLampy jarzeniowe zwane potocznie neonami to rurki wypełnione gazem pod niskim ciśnieniem. Przepuszczenie przez taki gaz prądu o odpowiednim napięciu powoduje świecenie gazu w obszarze, w którym płynie prądLampy jarzeniowe zwane potocznie neonami to rurki wypełnione gazem pod niskim ciśnieniem. Przepuszczenie przez taki gaz prądu o odpowiednim napięciu powoduje świecenie gazu w obszarze, w którym płynie prądLampy jarzeniowe zwane potocznie neonami to rurki wypełnione gazem pod niskim ciśnieniem. Przepuszczenie przez taki gaz prądu o odpowiednim napięciu powoduje świecenie gazu w obszarze, w którym ten prąd płynie

Już wiesz

- co to są symbole pierwiastków chemicznych i jak się nimi posługiwać;
- co to jest atom i jak jest zbudowany;
- jaka jest zależność pomiędzy budową atomu pierwiastka a jego położeniem w układzie okresowym.

Nauczysz się

- wskazywać położenie azotu i gazów szlachetnych w układzie okresowym pierwiastków;
- wymieniać pierwiastki zaliczane do grupy gazów szlachetnych;
- podawać przykłady zastosowania azotu w życiu codziennym;
- omawiać obieg azotu w przyrodzie;
- opisywać właściwości azotu i gazów szlachetnych;
- podawać przykłady zastosowania gazów szlachetnych w najbliższym otoczeniu.

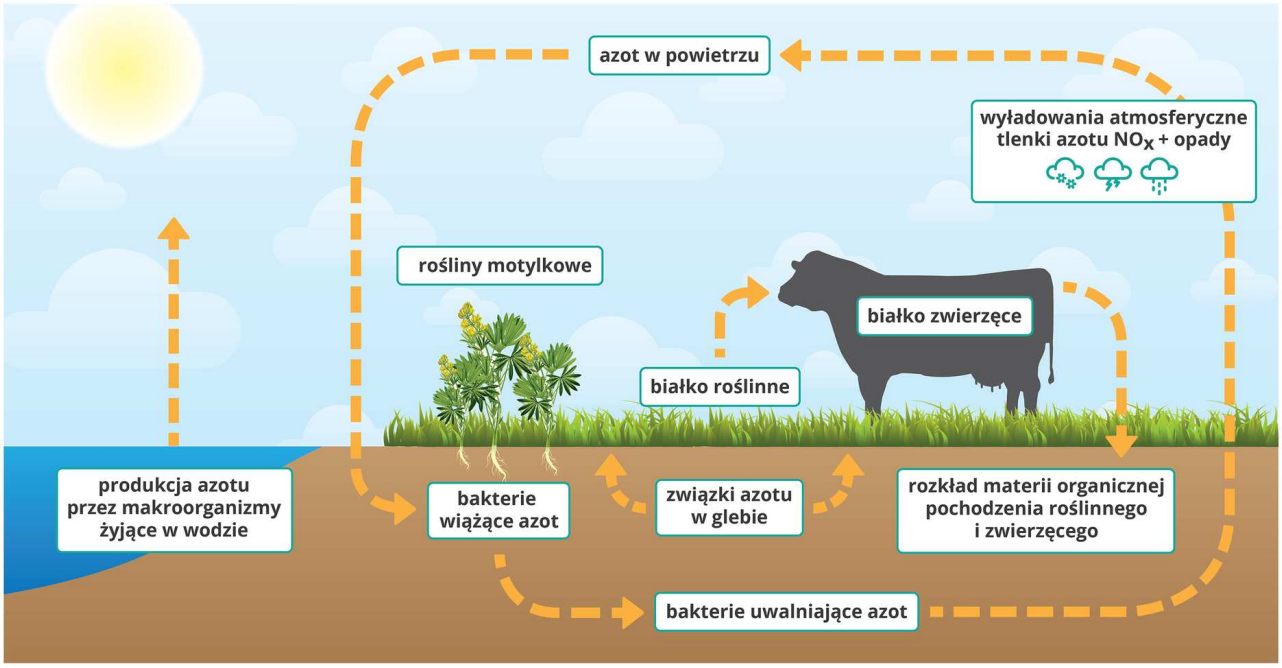
1. Azot – występowanie i obieg w przyrodzie

Azot zajmuje piąte miejsce pod względem rozpowszechnienia we wszechświecie. Stanowią 78% objętości powietrza w atmosferze Ziemi. Wraz z tlenem tworzy mieszaninę, którą oddychamy.

> **Ciekawostka**
>
> Wpływ azotu na organizm człowieka
> Podczas oddychania oprócz tlenu do płuc transportowany jest także azot. Pierwiastek ten nie uczestniczy w procesach metabolizmu i jest obojętny dla organizmu człowieka. Jednak przy zbyt gwałtownej zmianie ciśnienia (np. podczas szybkiego wynurzania się nurka z wody lub rozszczelnienia kabiny samolotu) tworzy we krwi pęcherzyki powodujące zatory i odcięcie dopływu tlenu do komórek. Efektem są bóle i zawroty głowy, podwójne widzenie, zaburzenia ruchu, bóle stawów, utrata przytomności, a nawet śmierć. Opisane dolegliwości, zwane chorobą kesonową, jako pierwsi odczuli poławiacze pereł i łowcy gąbek. Na tę samą przypadłość zapadają budowniczowie mostów, którzy długo przebywają w kesonach, czyli suchych komorach wypełnionych sprężonym powietrzem, ustawianych na dnie rzek.
>
>

Azot jest jednym z najważniejszych pierwiastków, m.in. wchodzi w skład wielu związków chemicznych budujących organizmy żywe (np. białek). Pełni także ważną rolę w rozwoju roślin – warunkuje ich prawidłowy rozwój, pobudza wzrost oraz nadaje im intensywnie zieloną barwę. Reguluje również pobieranie innych składników pokarmowych, co wpływa na jakość i wielkość plonów. Tylko niektóre rośliny, zwane motylkowymi (np. groch, fasola,

orzeszki ziemne), za pomocą bakterii występujących w ich korzeniach mają zdolność pobierania azotu z powietrza i wykorzystywania go do tworzenia substancji budujących komórki roślinne. Związki azotu mogą być wprowadzane do gleby w postaci nawozów sztucznych, skąd wraz z wodą są pobierane przez rośliny. Cykliczny proces polegający na przyswajaniu, przekształcaniu oraz oddawaniu azotu i jego związków nazywamy obiegiem azotu w przyrodzie.



Obieg azotu w przyrodzie – schemat

Obecność niektórych roślin pozwala ocenić, czy gleba jest bogata, czy uboga w azot. Przykładowo masowe występowanie na badanym terenie skrzypu, szczawiu lub jaskra wskazuje na niską zawartość azotu w glebie. W miarę użyźniania tego obszaru nawozem azotowym rośliny te zaczną obumierać, a porastać go będą: pokrzywa, perz bądź jasnota biała.

2. Właściwości azotu

Polecenie 1

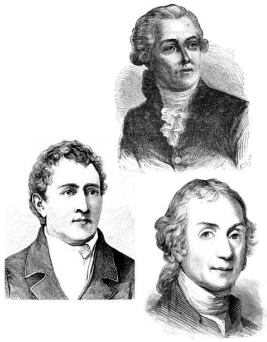
Określ położenie azotu w układzie okresowym (numer grupy i numer okresu) oraz podaj liczbę powłok elektronowych i liczbę elektronów walencyjnych w atomie tego pierwiastka.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D11e5ZM4Q

Układ okresowy pierwiastków

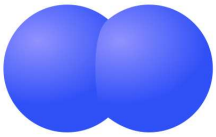
Za odkrywcę azotu uważa się
Daniela Rutherforda (1772)

Niezależnie od niego prace nad azotem prowadzili
Carl Scheele, Joseph Priestley i Antoine Lavoisier



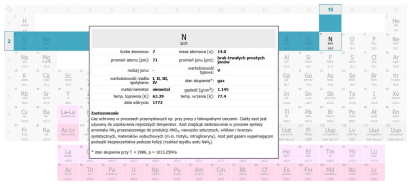
Badanie składu powietrza – azot

Azot jest niemetalem, znajduje się w 15. grupie układu okresowego. W warunkach normalnych (0°C, 1013,25 hPa) jest bezbarwnym i bezwonnym gazem o małej rozpuszczalności w wodzie (23 $cm^3 N_2$ w 1 litrze wody w 0°C), występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych. Nie podtrzymuje palenia. W temperaturze pokojowej jest mało aktywny chemicznie.



N_2 $N \equiv N$

Model, wzór sumaryczny i strukturalny cząsteczki azotu



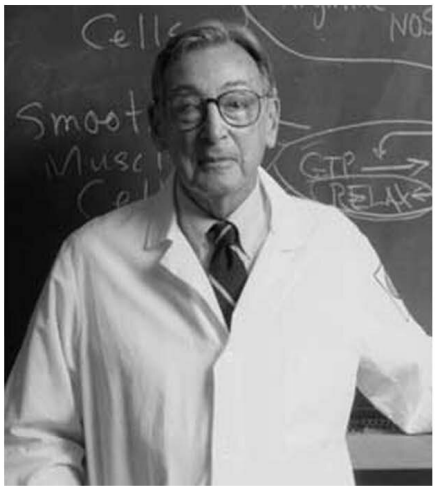
Położenie azotu w układzie okresowym

Azot po raz pierwszy został skroplony w 1883 r. przez polskich uczonych Karola Olszewskiego i Zygmunta Wróblewskiego – pracowników Uniwersytetu Jagiellońskiego. Ciekły azot o temperaturze –196°C powoduje kruchość wielu zanurzonych w nim materiałów.

> **Ciekawostka**
>
> Tlenek azotu(II) to związek chemiczny, który został odkryty podobnie jak tlen w 1770 r. przez Josepha Priestleya. Jednak dopiero w 1997 r. zauważono, że nitrogliceryna i pokrewne leki nasercowe powodują wytwarzanie NO w organizmie. Szczególne zainteresowanie tym związkiem chemicznym nastąpiło w chwili, gdy okazało się, że tlenek ten wywołuje rozszerzenie naczyń krwionośnych. W 1992 r. prestiżowy magazyn *Science* uznał tlenek azotu(II) za „cząsteczkę roku", a liczba publikacji naukowych na jego temat znacząco wzrosła. Za badania nad NO Nagrodę Nobla (w 1998 r.) w dziedzinie fizjologii i medycyny otrzymali Robert Furchgott, Louis Ignarro i Ferid Murad (czyt. Robert Ferczgot, Luis Ignaro, Ferid Mjurad). Odkrycie funkcji tlenku azotu(II) w organizmie jest uważane za jedno z najważniejszych we współczesnej medycynie. Jest to tzw. cząsteczka sygnalna odpowiedzialna za funkcjonowanie m.in. układu krążenia. Obecnie bada się na dużą skalę jej znaczenie, m.in. w zwalczaniu infekcji i chorób nowotworowych.

Ferid Murad

Louis Ignarro



Robert Furchgott

Ferid Murad, Robert Furchgott, Louis Ignarro

Ciekawostka

Czy nowa cząsteczka będzie stosowana do napędu rakiet?
W 2010 roku Szwedzka Rada Naukowa Królewskiego Instytutu Naukowego poinformowała o odkryciu nowego związku azotu z tlenem (trinitroamidu), który może być o 20–30% bardziej efektywnym paliwem rakietowym od istniejących mieszanek. Jednak niektórzy badacze powątpiewają, czy związek ten będzie kiedykolwiek użyteczny poza laboratorium. Obecnie prowadzi się badania nad jego właściwościami.

3. Zastosowanie azotu

Ciekły azot jest stosowany jako środek chłodzący – m.in. do zamrażania materiału biologicznego, np. próbek, krwi, tkanek, zastawek serca, oraz podczas zabiegów rehabilitacyjnych – do miejscowych znieczuleń. Wykorzystuje się go również w chirurgii serca i podczas transfuzji krwi.

Gazowy azot stanowi atmosferę ochronną w opakowaniach artykułów spożywczych i farmaceutycznych. Sprężonego azout używa się do rozpylania cieczy, np. w dezodorantach. W postaci związków chemicznych jest stosowany w produkcji nawozów sztucznych i materiałów wybuchowych.

Ciekawostka

Z azotu otrzymuje się amoniak oraz tlenki azotu – związki o dużym znaczeniu przemysłowym. Za jedno z najważniejszych odkryć uważa się opracowanie metody otrzymywania z azotu atmosferycznego – amoniaku. Dokonał tego w przeddzień I wojny światowej Fritz Haber, za co otrzymał on Nagrodę Nobla. Dziś metodą tą produkuje się kilkaset tysięcy ton nawozów azotowych, stosowanych na całym świecie.

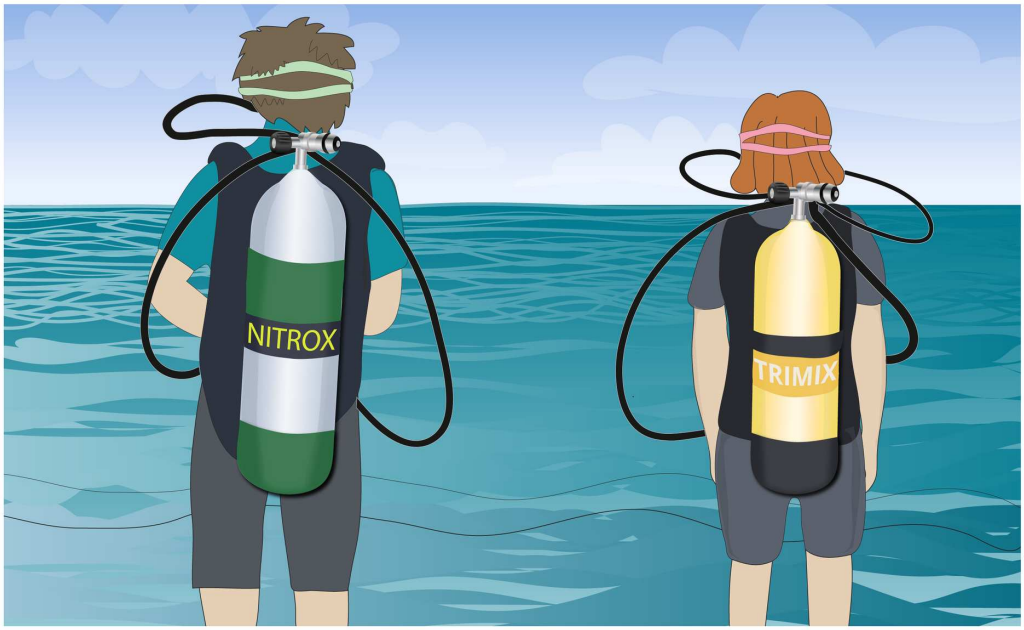
Ciekawostka

KrioNgine – pojazd zbudowany na Politechnice Wrocławskiej
Członkowie Koła Naukowego „Skrzyneczka" z Wydziału Mechaniczno-Energetycznego Politechniki Wrocławskiej skonstruowali na bazie samochodu typu Fiata 126 p pojazd napędzany ciekłym azotem. Nie wydziela on żadnych spalin i może osiągać prędkość 27 km/h. Wynalazek był nominowany w marcu 2013 r. do finału programu „Polski wynalazek roku".

Ciekawostka

Azot jest składnikiem mieszanin wypełniających m.in. butle nurków. Mieszanki gazowe mogą mieć różny skład, np.:

- Nitrox: azot i tlen,
- Trimix: hel, azot i tlen (mieszanka stosowana podczas nurkowania poniżej 50 m).



Butle do nurkowania

4. Gazy szlachetne

Składnikami powietrza są argon i inne pierwiastki tworzące 18. grupę w układzie okresowym. Do helowców zaliczamy: hel, neon, argon, krypton, ksenon, radon.
W warunkach normalnych (0°C, 1013,25 hPa) są one bezbarwnymi i bezwonnymi gazami, pozbawionymi smaku. Są niepalne i nie podtrzymują palenia. Hel ma dwa elektrony walencyjne, a pozostałe helowce – po osiem elektronów na ostatniej powłoce. Trwała konfiguracja elektronowa powłoki walencyjnej sprawia, że gazy te są pierwiastkami o najmniejszej aktywności chemicznej (gazy szlachetne). Dlatego, mimo że wszystkie helowce to gazy, ich atomy nie łączą się w cząsteczki. Występują w postaci pojedynczych atomów. Gazy szlachetne znajdują zastosowanie między innymi w medycynie i przemyśle oświetleniowym.

Ciekawostka

Do gazów szlachetnych możemy prawdopodobnie zaliczyć także syntetyczny pierwiastek ununoctium o liczbie atomowej $Z = 118$. Odkrycie zawdzięczamy doświadczeniom przeprowadzonym w Laboratorium Reakcji Jądrowych Flerova (Dubna w Federacji Rosyjskiej) przez zespół naukowców ze Zjednoczonego Instytutu Badań Jądrowych w Federacji Rosyjskiej oraz Narodowego Laboratorium Lawrence Livermore (czyt. lorenc lewermore) w USA. Jeden atom ununoctium uzyskano latem 2002 r., a dwa kolejne – w 2005 roku.

Ciekawostka

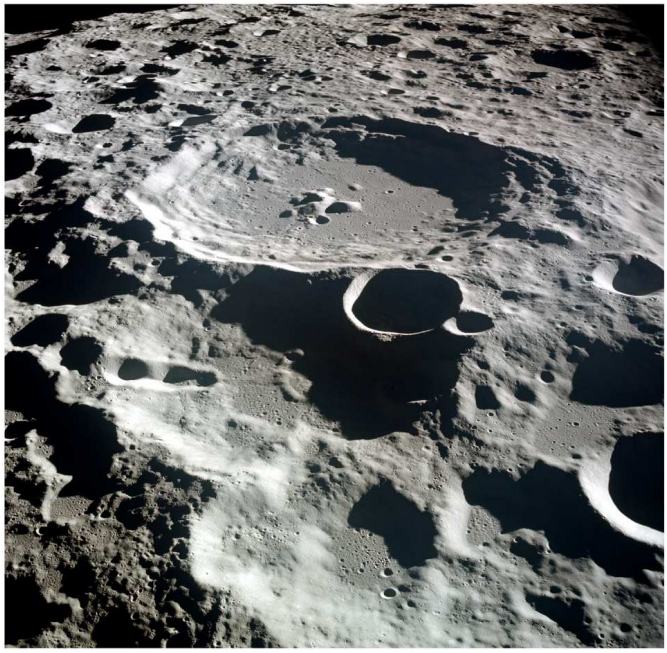
Gazy szlachetne ze względu na swoją budowę są bierne chemicznie. Jednak chemicy próbują połączyć je z innymi substancjami. Już w latach 60. otrzymano związki zawierające ksenon, krypton i radon. Niedawno doniesiono, że i argon – najbardziej rozpowszechniony gaz szlachetny – może trwale połączyć się z fluorem i wodorem. Do dziś nie udało się otrzymać żadnego połączenia helu ani neonu.

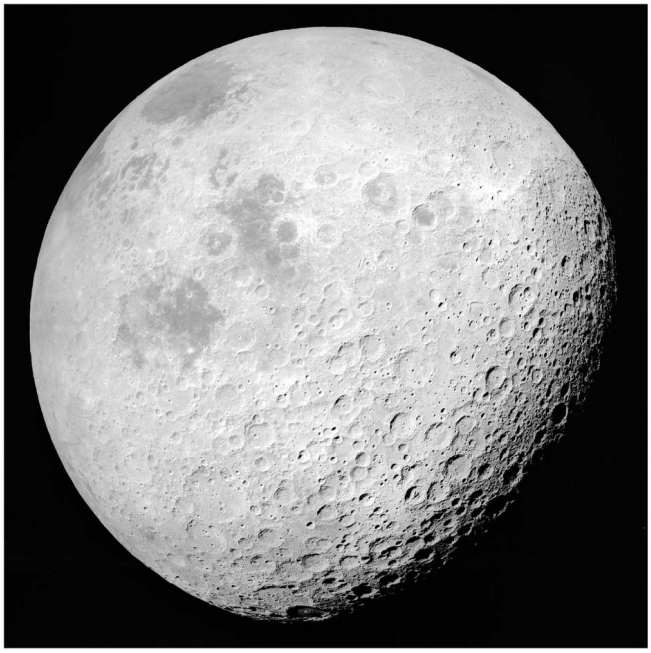
Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D11e5ZM4Q

Ciekawostka

Prawdziwym bogactwem niemal pozbawionego atmosfery Księżyca jest hel-3, wysokoenergetyczny izotop helu, wędrujący ze Słońca w postaci wiatru słonecznego. Gaz jest zatrzymywany przez naszą atmosferę, dlatego prawie nie występuje na Ziemi. Jego zasoby szacuje się na tysiące ton na Księżycu i około 10 kg na Ziemi.

Wstępnie obliczono, że do zasilania Warszawy w energię elektryczną przez cały rok wystarczyłoby 100 kg helu-3.





Ciekawostka

Jedna z firm ogłosiła plany produkcji twardych dysków o pojemności 6 TB (1 terabajt jest równy 1000 GB).
Zwiększenie pojemności dysku można osiągnąć, wypełniając jego wnętrze helem, którego gęstość jest równa 1/7 gęstości powietrza. Powoduje to zmniejszenie oporu obracających się wewnątrz talerzy i umożliwia miniaturyzację. Dzięki temu jest możliwa produkcja cieńszych dysków i zmniejszenie masy o około 30% oraz zużycia energii o 23% – na 1 TB pojemności.

Podsumowanie

- Głównymi składnikami powietrza są azot (78%), tlen (21%), argon i inne gazy szlachetne.

- Azot jest pierwiastkiem chemicznym o liczbie atomowej 7, należącym do 15. grupy układu okresowego (grupa azotowców), ma pięć elektronów walencyjnych.
- Azot znalazł zastosowanie w wielu gałęziach przemysłu i medycynie.
- 18. grupę układu okresowego pierwiastków tworzą: hel, neon, argon, krypton, ksenon, radon.
- Gazy szlachetne wykazują najmniejszą aktywność chemiczną spośród wszystkich znanych pierwiastków. Właściwość ta jest związana z trwałością konfiguracji elektronowej helu (dublet elektronowy) oraz pozostałych helowców (oktet elektronowy).
- Gazy szlachetne są stosowane m.in. w technice oświetleniowej.

Praca domowa

Polecenie 2.1

Zrób zdjęcie neonowej reklamie i ustal, jakie gazy szlachetne zostały użyte do jej wykonania.

Polecenie 2.2

Przygotuj plakat lub infografikę ilustrującą zastosowania azotu oraz helowców.

Zobacz także

Azot jako składnik każdego aminokwasu budującego skomplikowane struktury białek spełniające ważne i różnorodne funkcje w organizmie.

Dowiedz się więcej

*krioNgine – pojazd zeroemisyjny

Słowniczek

argon (Ar, łac. *argon*)

pierwiastek chemiczny z grupy helowców o największym rozpowszechnieniu na Ziemi; jego zawartość w atmosferze wynosi 0,94% (procenty objętościowe); stosuje się go w procesach chemicznych wymagających obojętnego środowiska, np. podczas spawania,

do wypełniania przestrzeni zespolonej w oknach oraz w mieszaninie do wypełniania żarówek razem z azotem
hel (He, łac. *helios*)

pierwiastek chemiczny z grupy helowców; po wodorze drugi najbardziej rozpowszechniony pierwiastek chemiczny we wszechświecie; jest niepalny; stosuje się go do napełniania balonów, jako czynnik chłodzący w reaktorach jądrowych, a także składnik mieszaniny z tlenem w butlach tlenowych dla nurków
neon (Ne, łac. *neon*)

pierwiastek chemiczny z grupy helowców; stosuje się go do produkcji lamp jarzeniowych (czerwona barwa), w urządzeniach elektronicznych

Zadania

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 1.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D11e5ZM4Q

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Zadaniem uczniów było zebranie 3 informacji na temat neonu. Wskaż, która z osób popełniła błąd.

- [ ] MACIEJ
  - pierwiastek chemiczny będący gazem szlachetnym
  - stosowany w butlach tlenowych dla nurków
  - tworzy liczne związki chemiczne
- [ ] MARTA
  - pierwiastek chemiczny z 18. grupy układu okresowego
  - stosowany w technice oświetleniowej jako tzw. neonówki
  - atom neonu ma na ostatniej powłoce 8 elektronów walencyjnych
- [ ] LENA
  - pierwiastek chemiczny z grupy helowców
  - występuje w formie pojedynczych atomów
  - stosowany w technice oświetleniowej
- [ ] IGOR
  - pierwiastek chemiczny będący gazem szlachetnym z 2. okresu
  - stosowany w lampach jarzeniowych, daje czerwoną barwę,
  - nie tworzy żadnych związków chemicznych

Na podstawie danych w tabeli ustal, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe. Każdy z cienkich balonów napełniono taką samą objętością gazów, następnie puszczono je swobodnie.

Zadanie

Nazwa pierwiastka/związku chemicznego/mieszaniny	**Gęstość [g/dm^3] w temp. 25°C**
hel	0,178
powietrze	1,3
neon	0,82
tlenek węgla(IV)	1,98

Ćwiczenie 4.1

	Prawda	Fałsz
Wszystkie balony uniosły się wysoko.	◯	◯
Wszystkie balony opadły na ziemię.	◯	◯
Trzy balony uniosły się wysoko, a jeden opadł na ziemię.	◯	◯
Dwa balony uniosły się wysoko (jeden zdecydowanie wyżej), a dwa opadły na ziemię (jeden zdecydowanie szybciej).	◯	◯

Ćwiczenie 5

Tlen i tlenki

Ocenia się, że krew w tętnicach mózgowych człowieka, aby umożliwiała efektywne myślenie, powinna być nasycona tlenem aż w 90%. Obniżenie tej wartości już o 5% zmniejsza m.in. zdolność koncentracji oraz uruchamia reakcje obronne organizmu, jak np. ziewanie. Spadek poziomu nasycenia krwi tlenem do 75% skutkuje chwiejnością emocjonalną, błędnymi osądami i decyzjami.
Czy bez tlenu, tak ważnego dla organizmów żywych, byłoby możliwe ich funkcjonowanie na Ziemi?

Tlen na Ziemi jest produkowany przez rośliny zielone w procesie fotosyntezy. Choć one same oddychają również tlenem zgromadzonym w powietrzu, to są w stanie wyprodukować go znacznie więcej, niż wynosi ich zapotrzebowanie

Już wiesz

- w jaki sposób zaplanować doświadczenie potwierdzające, że powietrze jest mieszaniną;
- co to są symbole pierwiastków chemicznych i jak się nimi posługiwać;
- w jaki sposób zapisuje się równania reakcji chemicznych;
- jak rozpoznać podstawowy sprzęt laboratoryjny i jak się nim posługiwać, w jaki sposób stosować w praktyce zasady bezpieczeństwa w szkolnej pracowni chemicznej.

Nauczysz się

- wskazywać położenie tlenu w układzie okresowym pierwiastków;
- podawać przykłady zastosowania tlenu i tlenków w życiu codziennym;
- planować i wykonywać doświadczenia pozwalające otrzymać tlen oraz tlenki.

1. Tlen

Jeszcze 300 lat temu uważano, że powietrze jest pierwiastkiem lub związkiem chemicznym, a nie – jak wiemy dzisiaj – mieszaniną gazów. Mimo iż azot stanowi aż 78% objętości powietrza, to jednak jego wyłączna obecność w atmosferze oznaczałaby zupełny brak życia na Ziemi.

Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem w przyrodzie. Jego zawartość w skorupie ziemskiej wynosi prawie połowę jej masy. Wchodzi on w skład wody, skał, rud metali, piasku.

Tlen jest niezbędny do życia większości organizmów, bez niego giną zwierzęta i rośliny. Obniżenie jego zawartości w powietrzu z 21 do 15% powoduje zaburzenie pracy organizmu, a spadek poniżej 10% może prowadzić do śmierci. Co ciekawe, w 2010 r. europejscy naukowcy odkryli pierwsze większe organizmy wielokomórkowe, które nie potrzebują tlenu do życia. Nieznane wcześniej gatunki znaleziono w osadach znajdujących się na dnie Morza Śródziemnego.

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Co mogłoby się stać, gdyby na Ziemi zabrakło tlenu?

Polecenie 1

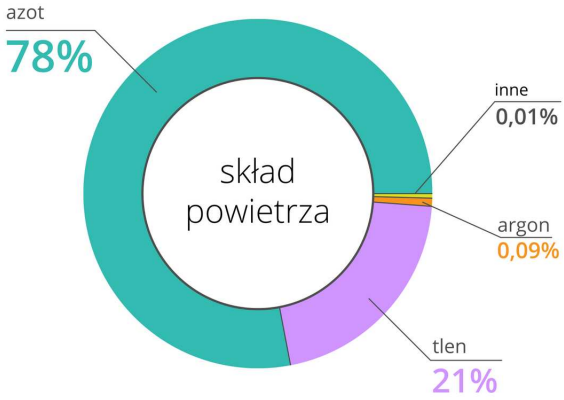
Odpowiedz na pytania:
Co mogłoby się stać, gdyby na Ziemi zabrakło tlenu?
Czy tlen może być szkodliwy?

Wskazówka

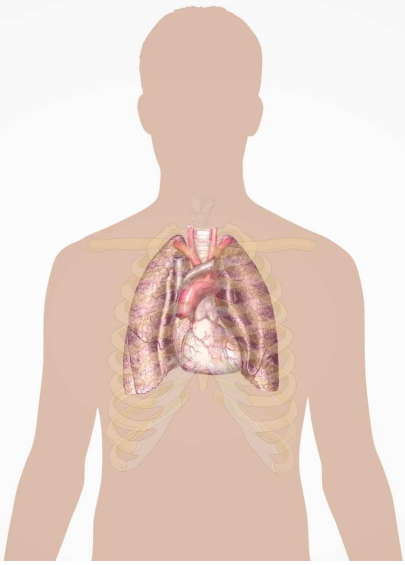
Odpowiadając na pytanie, zwróć uwagę na dawkę. Dowiedz się, dlaczego w inkubatorach monitoruje się stężenie tlenu. Czy bary tlenowe są rekomendowane przez lekarzy?

Tlen stanowi ok. 1/5 objętości naszej atmosfery.

Czy może on mieć na nas negatywny wpływ?



Oddychanie tlenem o dużym stężeniu może spowodować uszkodzenie płuc



Ciekawostka

Czy zawartość tlenu zmienia się wraz z wysokością? Powietrze to mieszanina gazów. Wraz z wzrostem wysokości spada jego ciśnienie, a tlen staje się coraz bardziej rozrzedzony.

Przykładowo, na szczycie Mount Everestu ciśnienie spada do 1/3 wartości ciśnienia nad poziomem morza, tak samo (również do 1/3) spada ilość wdychanego przez wspinaczy tlenu.

Zawartość tlenu zmienia się wraz z wysokością

Miejsce	**Wysokość n.p.m.**	**Ciśnienie na danej wysokości**	**Dostępność tlenu [%] w porównaniu z poziomem morza**
Poziom morza		1010 hPa	100%
Warszawa	ok. 120	1000 hPa	99%

Miejsce	Wysokość n.p.m.	Ciśnienie na danej wysokości	Dostępność tlenu [%] w porównaniu z poziomem morza
Kasprowy Wierch	1987	810 hPa	80%
Baza pod Mount Everestem	5300	540 hPa	53%
Mount Everest – szczyt	8848	340 hPa	33%

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Aklimatyzacja

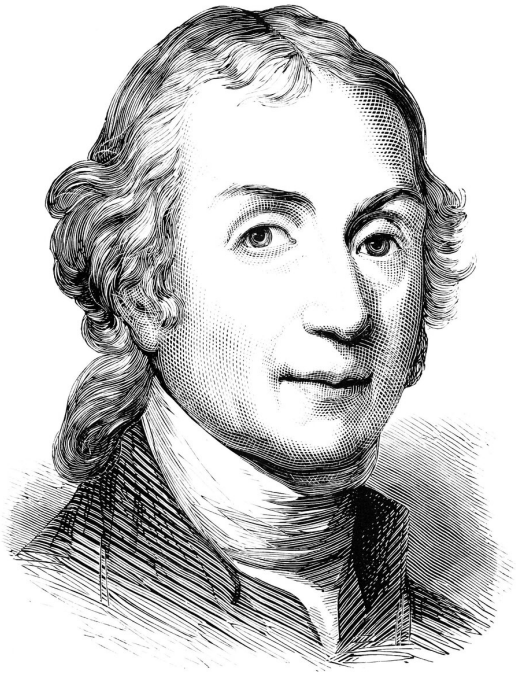
Na ekranie Mount Everest z zaznaczoną bazą na wysokości 6000 n.p.m. oraz całkowitą wysokością.

---

2. Tlen – otrzymywanie

Tlen został odkryty około roku 1774 przez Anglika Josepha Priestleya (czyt. dżozefa pristleja) oraz – niezależnie – także przez Szweda Karla Scheelego (czyt. karla schilego). W wyniku ogrzewania tlenku rtęci(II) wydzielił się gaz, a na ściankach naczynia osadziły się kropelki rtęci. Otrzymanym gazem podtrzymującym palenie był tlen.

W laboratorium tlen otrzymuje się podczas termicznego rozkładu manganianu(VII) potasu, rozkładu wody utlenionej (w obecności katalizatora) lub podczas rozkładu wody pod działaniem prądu elektrycznego (elektrolizy wody). Przemysłowa metoda otrzymywania tlenu polega na destylacji ciekłego powietrza.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Tlen od odkrycia do skroplenia

Film rozpoczyna czarno biały portret Josepha Priestleya. Zmiana ujęcia na czarno biały portret ołówkowy Karla Wilhelma Scheele'a, Zmiana ujęcia na monochromatyczny portret w odcieniach sepii przedstawiający Antoine'a Lavoisiera. Zmiana ujęcia na barwny portret olejny Jędrzeja Śniadeckiego. Zmiana ilustracji na sąsiadujące portrety Zygmunta Wróblewskiego po prawej i Karola Olszewskiego po lewej stronie.

Doświadczenie 1

Doświadczenie wymaga zastosowania odzieży ochronnej i okularów.

Problem badawczy

Czy z manganianu(VII) potasu ($\mathrm{KMnO_4}$) można otrzymać tlen? W jaki sposób można go zidentyfikować?

Hipoteza

Tlen można otrzymać w wyniku ogrzewania manganianu(VII) potasu ($\mathrm{KMnO_4}$), podobnie jak otrzymuje się go w wyniku termicznego rozkładu tlenku rtęci(II). Powstały gaz należy zidentyfikować za pomocą żarzącego się łuczywka.

Co będzie potrzebne

- statyw,
- metalowa łapa,
- 2 probówki,
- korek z rurką odprowadzającą,
- krystalizator,
- palnik,
- manganian(VII) potasu.

Instrukcja

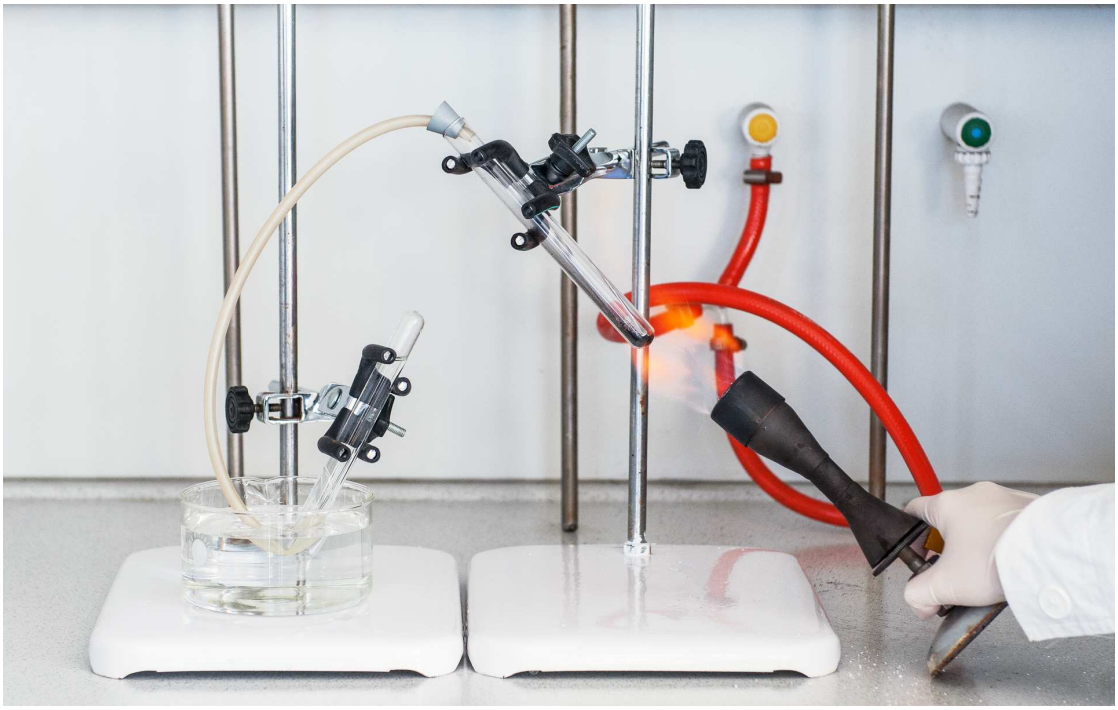
1. Do probówki wsyp kilka kryształków manganianu(VII) potasu. Wylot probówki zamknij korkiem z rurką odprowadzającą.

2. Drugą probówkę napełnij wodą, jej wylot zatkaj palcem i umieść, odwróconą do góry dnem, w krystalizatorze napełnionym wodą.

3. Probówkę z kryształkami manganianu(VII) potasu ogrzewaj w płomieniu palnika.

4. Gdy zacznie wydzielać się gaz, włóż rurkę odprowadzającą do probówki napełnionej wodą.

5. Po zebraniu gazu do odwróconej probówki zamknij ją korkiem i wyjmij.



Podsumowanie

Pod wpływem ogrzewania manganianu(VII) potasu zaczyna się wydzielać gaz, który wypiera wodę z probówki. Zebrany w probówce gaz jest bezbarwny.
Jest to reakcja rozkładu. W wyniku reakcji otrzymano bezbarwny i bezwonny gaz.

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy drożdże spożywcze umożliwiają rozkład nadtlenku wodoru? W jaki sposób można zidentyfikować gazowy produkt?

Hipoteza

Drożdże powodują rozkład roztworu nadtlenku wodoru, umożliwiając identyfikację zebranego tlenu za pomocą żarzącego się łuczywka.

Co będzie potrzebne

- kolba stożkowa,
- woda utleniona $\mathrm{H_2O_2}$,
- drożdże lub ziemniak,
- łuczywko,
- zapałki.

Instrukcja

1. Do kolby wlej wodę utlenioną, dodaj łyżeczkę suchych drożdży lub pokrojonego w kostkę surowego ziemniaka.
2. Po chwili do kolby włóż rozżarzone łuczywko.

3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

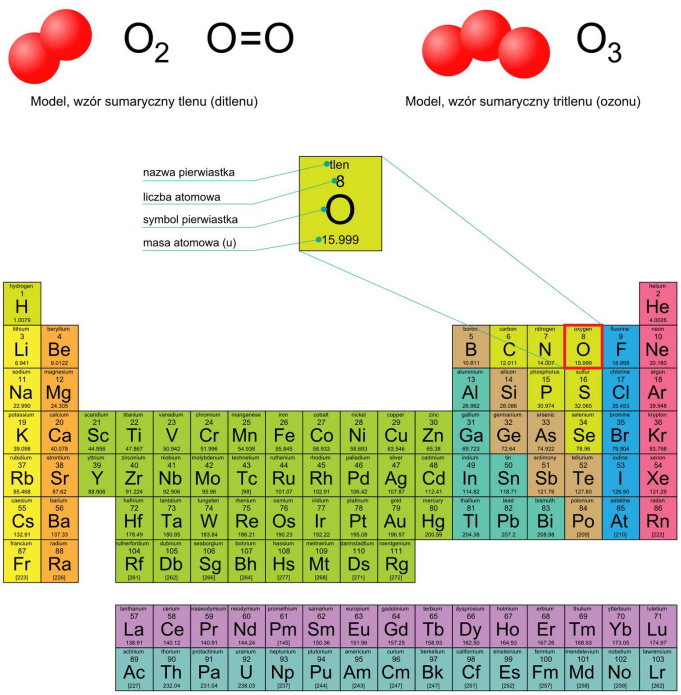
W wyniku rozkładu wody utlenionej (H_2O_2) pod wpływem enzymów zawartych w drożdżach/ziemniaku wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz, który można było zidentyfikować za pomocą tlącego się łuczywa.

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

3. Właściwości i zastosowanie tlenu

Tlen należy do pierwiastków bardzo rozpowszechnionych w przyrodzie. Jest niemetalem. Należy w 16. grupy i 2. okresu układu okresowego.

W warunkach normalnych (0°C, 1013,25 hPa) tlen jest bezbarwnym i bezwonnym gazem, tworzącym cząsteczki dwuatomowe. W górnych warstwach atmosfery pod wpływem promieniowania ultrafioletowego powstaje ozon, niebieski gaz, którego cząsteczki są zbudowane z trzech atomów tlenu.



Model, wzór sumaryczny tlenu (ditlenu). Model, wzór sumaryczny tritlenu (ozonu)

Ciekawostka

Tlen poddany działaniu wysokiemu ciśnienia przechodzi ze stanu gazowego w ciekły.

Tlen w stanie ciekłym

Tlen znajduje szerokie zastosowanie w medycynie i różnych dziedzinach przemysłu.

4. Spalanie pierwiastków w tlenie

Doświadczenie 3

Doświadczenie wymaga zastosowania odzieży ochronnej i okularów.

Problem badawczy

Czy spalanie pierwiastków w tlenie jest reakcją chemiczną, czy procesem fizycznym?

Hipoteza

Spalanie pierwiastków w tlenie jest reakcją chemiczną, ponieważ w jego wyniku powstają nowe substancje.

Co będzie potrzebne

- zebrany w kolbach stożkowych tlen,
- łyżki do spalań,
- węgiel,
- magnez,
- siarka.

Instrukcja

1. Spalanie węgla w tlenie
   Rozżarzony węgiel drzewny umieszczamy na łyżce do spalań i wprowadzamy do kolby z tlenem.

2. Spalanie magnezu w tlenie
   Na łyżkę do spalań nabieramy wiórki magnezowe, zapalamy je w płomieniu palnika i wprowadzamy do kolby z tlenem.

3. Spalanie siarki w tlenie (doświadczenie wykonujemy pod sprawnym wyciągiem)
   Na łyżkę do spalań nabieramy niewielką ilość siarki, zapalamy ją w płomieniu palnika, a następnie wprowadzamy do kolby z tlenem.

Podsumowanie

spalanie węgla w tlenie

spalanie magnezu w tlenie

spalanie siarki w tlenie

W kolbie z tlenem, do której wprowadzono węgiel, następuje rozbłysk światła, widać iskry, węgiel spala się gwałtownie.
Magnez spala się w tlenie bardzo jasnym płomieniem. Na łyżce do spalań pozostaje biały proszek.
Siarka pali się niebieskofioletowym płomieniem. Wydziela się gaz o drażniącym zapachu.
Tlen jest pierwiastkiem bardzo aktywnym chemicznie, łączy się z wieloma pierwiastkami.
Spalanie to przemiana chemiczna, która zachodzi gwałtownie, z wydzielaniem światła i ciepła.
W jej wyniku otrzymujemy nowe substancje (tlenki), które różnią się właściwościami od substancji użytych do reakcji (substratów). Spalanie w czystym tlenie zachodzi szybciej niż w powietrzu.

W trakcie spalania pierwiastki (metale i niemetale) łączą się z tlenem. Produktami tej reakcji są tlenki, czyli związki tlenu z innymi pierwiastkami. Gdy tlen połączy się z:

- metalem, np. magnezem, otrzymamy tlenek metalu

$$\text{metal} + \text{tlen} \rightarrow \text{tlenek metalu}$$

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ tlenek magnezu

- niemetalem, np. siarką, powstanie tlenek niemetalu

$$\text{niemetal} + \text{tlen} \rightarrow \text{tlenek niemetalu}$$

$S + O_2 \rightarrow SO_2$ tlenek siarki(IV)
$C + O_2 \rightarrow CO_2$ tlenek węgla(IV)

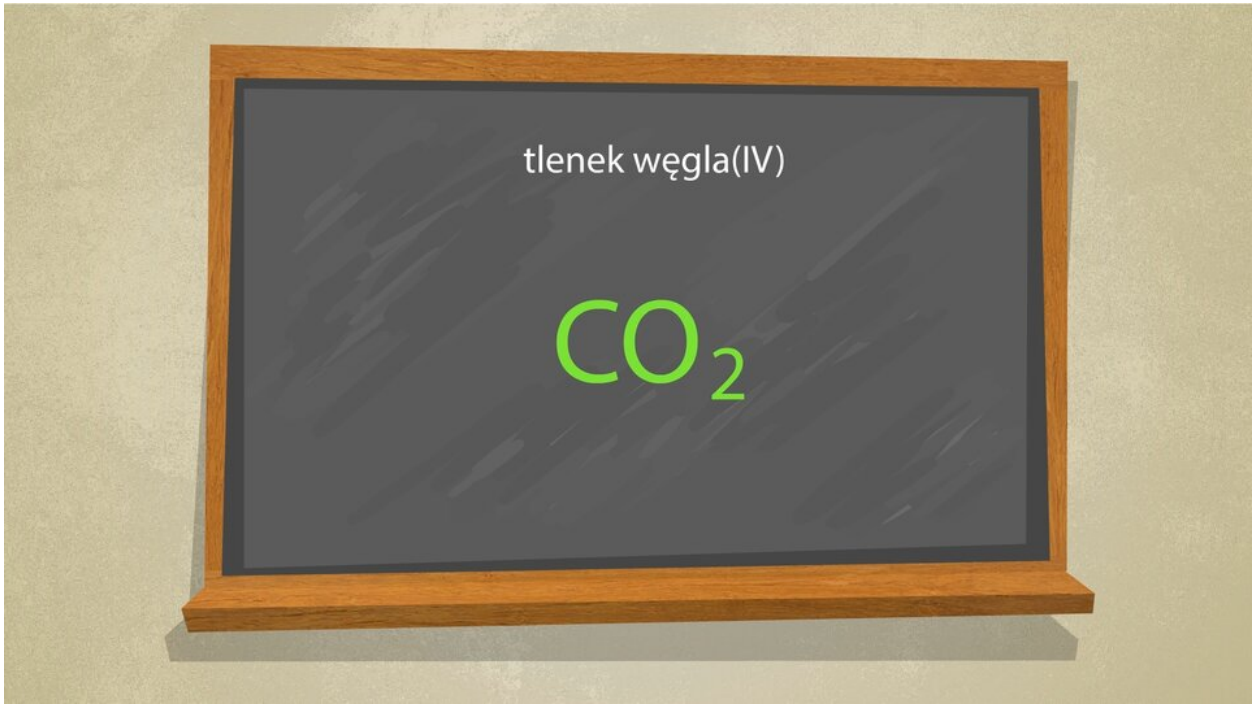
Proces łączenia się pierwiastków z tlenem jest podstawową metodą otrzymywania tlenków. Przykładem takiej reakcji jest np. rdzewienie, polegające na łączeniu się żelaza z tlenem.

Tworzenie nazw tlenków

Tlen w związkach chemicznych jest zawsze dwuwartościowy. Inne pierwiastki mogą mieć różne wartościowości i tworzyć jeden lub więcej tlenków (litowce, berylowce, fluor mają tylko jedną wartościowość).
W nazwie tlenków po słowie „tlenek" należy podać nazwę pierwiastka łączącego się z tlenem. Jeżeli dany pierwiastek tworzy więcej niż jeden tlenek, wówczas trzeba wskazać także wartościowość, którą zapisujemy cyfrą rzymską umieszczoną w nawiasie.

Tworzenie nazw tlenków

Symbol pierwiastka	**Wartościowość w związkach**	**Wzór sumaryczny**	**Nazwa tlenku**
Mg	II	MgO	tlenek magnezu
S	II, IV, VI	SO_2	tlenek siarki(IV)
S	II, IV, VI	SO_3	tlenek siarki(VI)
C	II, IV	CO	tlenek węgla(II)
C	II, IV	CO_2	tlenek węgla(IV)



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Tlenki – ustalanie nazw i wzorów

Tlenek siarki. Wartościowość siarki w związkach chemicznych: II, IV, VI.

---

5. Tlenki – zastosowanie

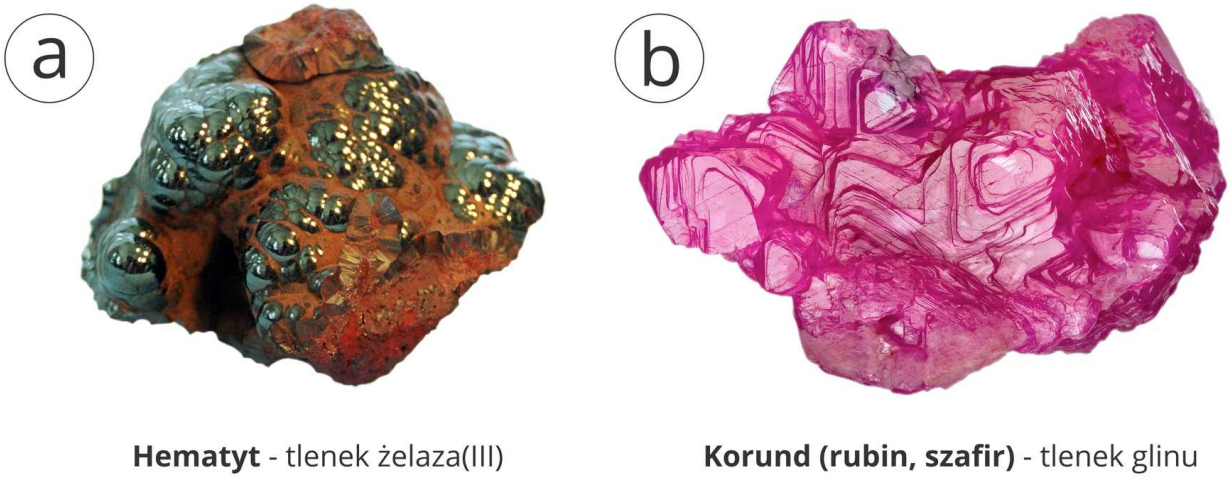
Tlenki metali i niemetali mają szerokie zastosowanie. Niektóre tlenki występują w przyrodzie. Należą do nich:

- tlenki metali: żelaza, glinu;
- tlenki niemetali: wodoru (woda), krzemu (główny składnik piasku), węgla, azotu.

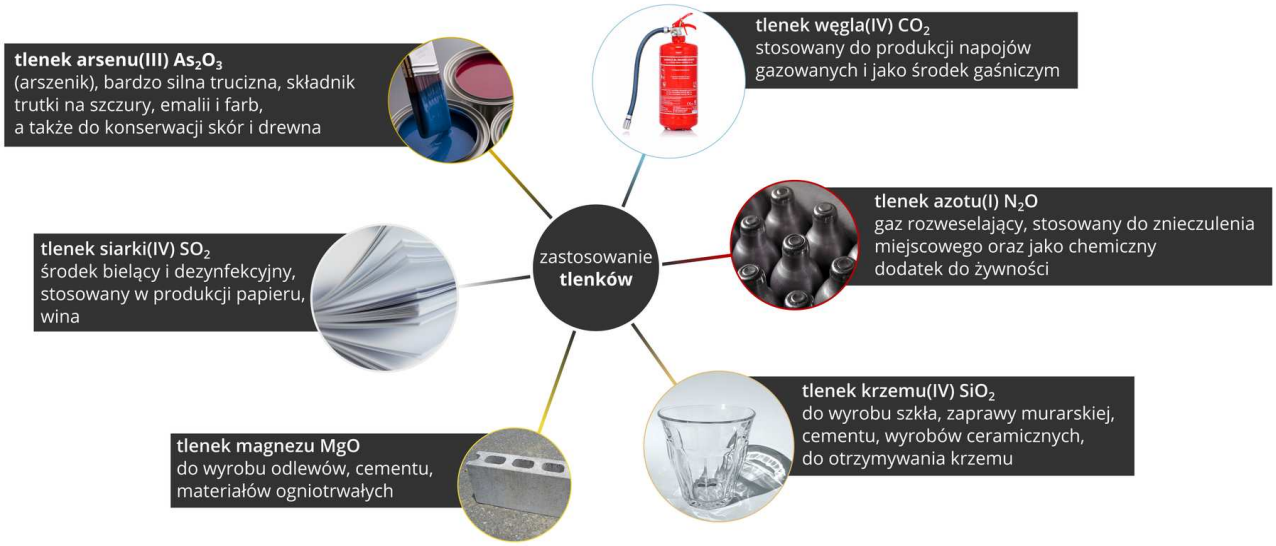
Tlenek żelaza(III) występuje w postaci minerału – hematytu. Ze względu na swoją czerwoną barwę może być składnikiem pigmentu do produkcji farb i lakierów.

Tlenek glinu występuje w postaci minerału – korundu. Kamienie szlachetne znajdują zastosowanie w jubilerstwie, zaś tlenek glinu ze względu na dużą twardość jest używany do polerowania oraz jako materiał ścierny.

Tlenek wapnia jest stosowany do produkcji cementu i zapraw murarskich (wapno palone) i w laboratoriach do osuszania cieczy i gazów. Znalazł również zastosowanie w produkcji nawozów sztucznych.



Hematyt – tlenek żelaza(III) (a), korund (rubin, szafir) – tlenek glinu (b)



Zastosowanie tlenków

Podsumowanie

- Tlen jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, słabo rozpuszczalnym w wodzie, bardzo aktywnym chemicznie.
- Tlenki to związki chemiczne metali i niemetali z tlenem.
- Podstawową metodą otrzymywania tlenków jest reakcja łączenia się pierwiastków z tlenem.
- Tlenki znalazły szerokie zastosowanie w życiu codziennym.

Praca domowa

Polecenie 2.1

Przedstaw w postaci tabeli właściwości fizyczne i chemiczne tlenu oraz azotu.

Polecenie 2.2

Zaprojektuj plakat przedstawiający zestaw do zbierania tlenu. Wyjaśnij, jakie właściwości powodują, że zbieramy go do probówki lub zlewki napełnionej wodą.

Dowiedz się więcej

International Historic Chemical Landmarks Joseph Priestley – oxygen

Słowniczek

tlenek

związek tlenu z innym pierwiastkiem chemicznym, np.: K_2O, MgO, SiO_2, SO_3, Cl_2O_7

spalanie

reakcja z tlenem, której towarzyszy wydzielanie ciepła i światła

woda utleniona

3-procentowy roztwór nadtlenku wodoru H_2O_2; stosowana do odkażania ran

Zadania

Ćwiczenie 1

Połącz w pary wzory tlenków z wartościowościami pierwiastków chemicznych, które wchodzą w ich skład.

V	NO_2
VII	K_2O
VI	Cl_2O_7
III	P_4O_{10}
I	CrO_3
IV	Fe_2O_3

Ćwiczenie 2

Zaprojektuj zestaw do otrzymywania tlenu z manganianu(VII) potasu.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DkOzJ7E5P

Ćwiczenie 3

Zadaniem uczniów było podanie przykładu zastosowania tlenu. Która z osób popełniła błąd?

- ◯ Marta – Tlen zmieszany np. z azotem jest stosowany w butlach dla nurków, alpinistów, kosmonautów.
- ◯ Lena – Tlen jest stosowany do miejscowego znieczulania oraz w komorach kriogenicznych (leczenie zimnem).
- ◯ Igor – Tlen jest stosowany w palnikach do spawania i cięcia metali.
- ◯ Maciej – Tlen o odpowiednim stężeniu jest podawany wcześniakom w inkubatorach.

Ćwiczenie 4

Oceń, czy podane informacje na temat tlenu są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
W temperaturze pokojowej jest niebieską cieczą.	◯	◯
W warunkach normalnych jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, tworzącym dwuatomowe cząsteczki.	◯	◯
Gaz ten podtrzymuje spalanie.	◯	◯

Ćwiczenie 5

Ustal, którego pierwiastka – siarki czy magnezu – dotyczą podane informacje.

	S	Mg
niemetal tworzący kryształy o żółtej barwie	◯	◯
metal o barwie srebrzystobiałej	◯	◯
spala się w tlenie białym, oślepiającym płomieniem	◯	◯
w tlenie spala się niebieskofioletowym płomieniem	◯	◯
na łyżce do spalań powstaje substancja stała o białej barwie	◯	◯
produktem spalania jest gaz o drażniącym zapachu	◯	◯

Ćwiczenie 6

Przedstaw za pomocą modeli przebieg reakcji spalania magnezu.

Ćwiczenie 7

Dobierz w pary nazwy tlenków z ilustracjami przedstawiającymi ich zastosowanie.

tlenek krzemu(IV)

tlenek żelaza(III)

tlenek wapnia

tlenek glinu

tlenek węgla(IV)

tlenek węgla(IV)

Właściwości tlenku węgla(IV)

Co wiemy o gazie będącym składnikiem powietrza, biorącym udział w procesie fotosyntezy, stosowanym do nasycenia napojów gazowanych, a także jako środek gaśniczy? Czy gaz, który wydychamy z płuc, może okazać się zabójczy?

Dwutlenek węgla to gaz powstający jako produkt całkowitego spalania substancji, których głównym składnikiem jest węgiel. Nie podtrzymuje palenia, jego wysoka obecność w powietrzu powoduje szybkie gaśnięcie ognia

Już wiesz

- w jaki sposób można dowieść, że powietrze istnieje;
- co to jest powietrze i jaki jest jego skład;
- w jaki sposób można doświadczalnie potwierdzić, że powietrze jest mieszaniną;
- jakie kryteria przyjmuje się do klasyfikacji typów reakcji chemicznych;
- jak zapisuje się równania reakcji chemicznych;
- co to są tlenki i jak można zaplanować ich otrzymywanie na drodze spalania;
- jak domowym sposobem można otrzymać tlenek węgla(IV);
- jak rozpoznaje się podstawowy sprzęt laboratoryjny i jak należy się nim posługiwać oraz jakich zasad bezpieczeństwa trzeba przestrzegać w szkolnej pracowni chemicznej.

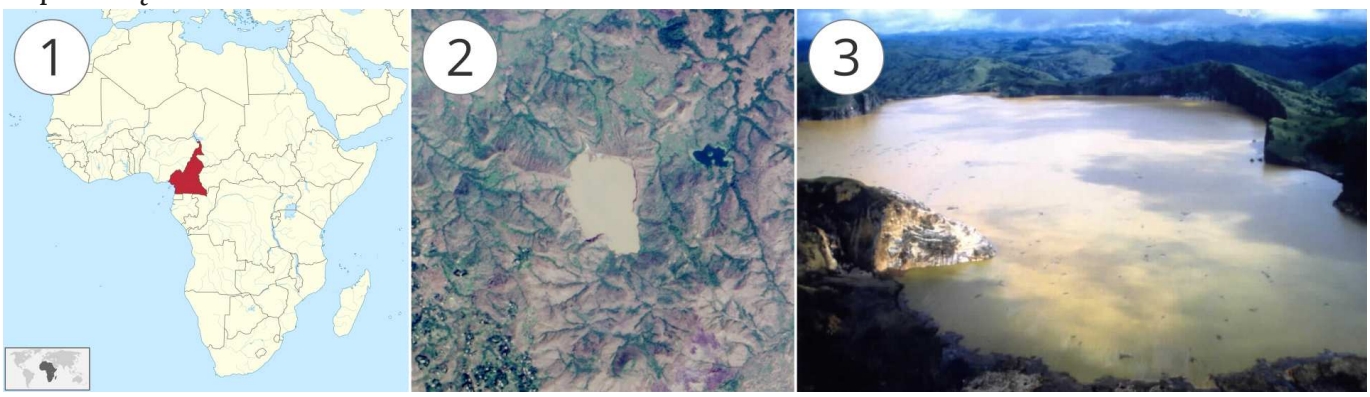
Nauczysz się

- wymieniać źródła tlenku węgla(IV);
- omawiać obieg tlenku węgla(IV) w przyrodzie;
- przedstawiać wzór sumaryczny i strukturalny tlenku węgla(IV);
- planować i wykonywać doświadczenie pozwalające na otrzymanie i identyfikację tlenku węgla(IV);

- projektować i przeprowadzać doświadczenie pozwalające zbadać podstawowe właściwości tlenku węgla(IV);
- oceniać znaczenie tlenku węgla(IV) i podawać przykłady jego zastosowania w życiu codziennym;
- bezpiecznie posługiwać się sprzętem laboratoryjnym oraz odczynnikami chemicznymi.

1. Jedna z najbardziej tajemniczych katastrof w historii

Rankiem 22 sierpnia 1986 r. w Kamerunie obszar otaczający jezioro Nyos, położone na zboczu nieczynnego wulkanu (900 m n.p.m.), wyglądał na zupełnie wymarły. Z siedmiuset mieszkańców jednej z wiosek, którzy jeszcze dzień wcześniej oddawali się codziennym czynnościom, przeżyło zaledwie sześciu. Ich oczom ukazał się przerażający widok.
W obrębie 30 km od jeziora życie straciło 1746 osób i wiele tysięcy sztuk zwierząt.
Zagadkowy był brak jakichkolwiek zewnętrznych obrażeń. Osoby przybyłe nad jezioro zdziwiło obniżenie tafli o około metr, zmiana koloru wody z niebieskiej na czerwoną oraz drzewa leżące przy brzegu drzewa jak po przejściu tsunami. Ci, którzy przeżyli, mieli kłopoty ze zdrowiem, mówili, że wszystkiemu winien jest duch jeziora. A jak było naprawdę?

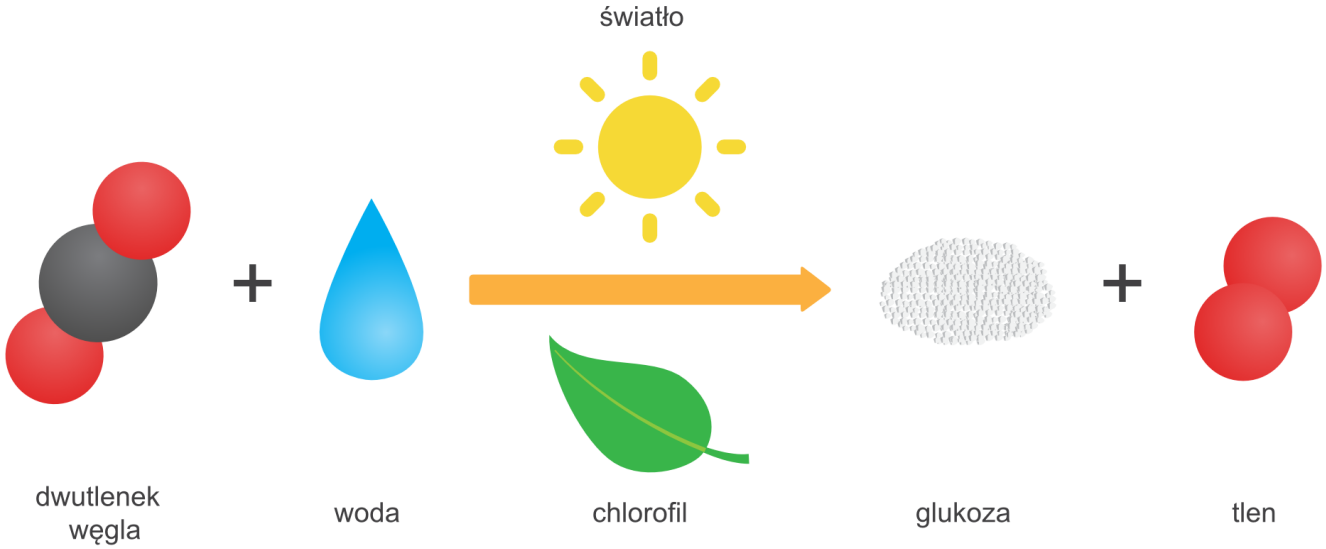


Kamerun (Afryka) (1), Jezioro Nyos przed katastrofą (2) i po niej (3)

Przyjmuje się, iż nagromadzone pod dnem jeziora potężne ilości gazu wydostały się ponad jego powierzchnię. Dwutlenek węgla ma gęstość ok. 1,5 razy większą od gęstości powietrza. Wypełniając dolinę, wyparł z niej powietrze, zawierające niezbędny do życia tlen. Chociaż CO_2 nie jest gazem toksycznym, może powodować zgon przez uduszenie. Gdy jego zawartość w powietrzu przekroczy 10%, mogą pojawić się omamy i śpiączka, a przy 20% śmierć następuje w ciągu kilkunastu minut.

2. Obieg dwutlenku węgla w przyrodzie

Dwutlenek węgla jest ważnym składnikiem powietrza atmosferycznego (0,03% objętości). Stanowi niezbędny substrat w procesie fotosyntezy.



Fotosynteza

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{energia, chlorofil}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Obieg dwutlenku węgla w przyrodzie

3_Obieg / Obieg dwutlenku węgla w przyrodzie

3. Otrzymywanie i właściwości tlenku węgla(IV)

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy dwutlenek węgla otrzymany z sody oczyszczonej i octu podtrzymuje palenie się świeczki?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

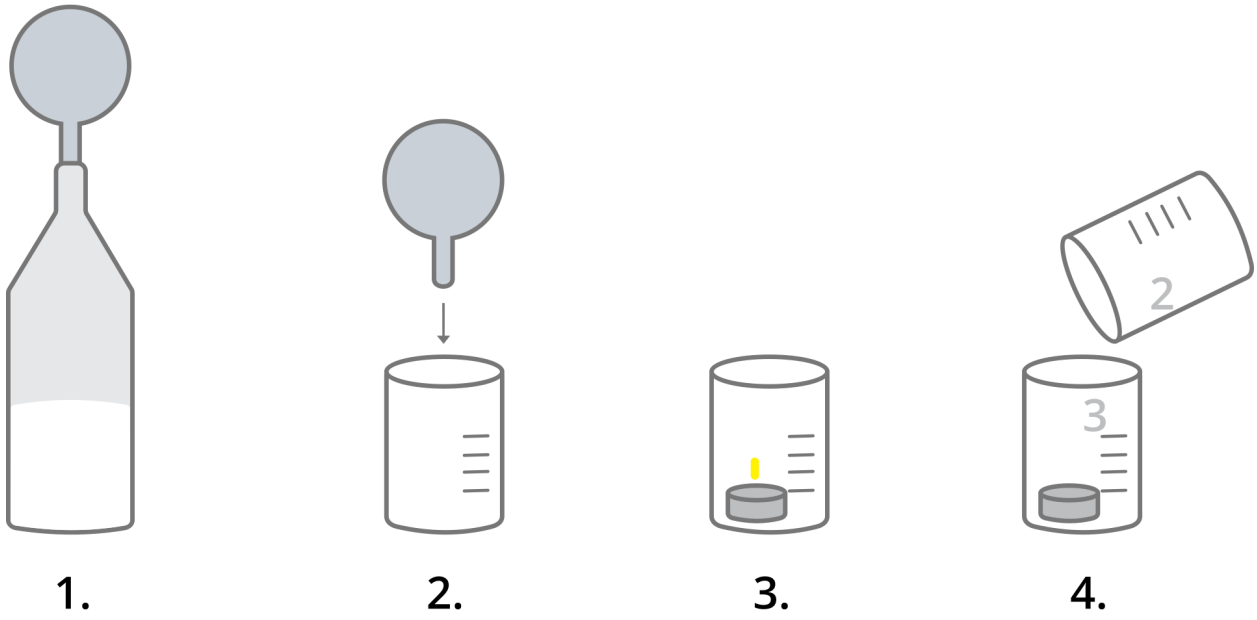
Dwutlenek węgla jest gazem, który podtrzymuje palenie się świeczki.
Dwutlenek węgla jest gazem, który nie podtrzymuje palenia się świeczki.

Co będzie potrzebne

- plastikowa butelka,
- soda oczyszczona,
- ocet,
- balon,
- świeczka typu podgrzewacz,
- dwie zlewki,
- lejek.

Instrukcja

1. Do butelki wlej niewielką ilość octu (maksymalnie 1/3 objętości butelki).
2. Do balonu za pomocą lejka wsyp 1 łyżeczkę sody oczyszczonej.
3. Zapal umieszczoną we wnętrzu zlewki świeczkę.
4. Wylot balonu nałóż na szyjkę butelki, a następnie dodaj do octu sodę.
5. Zebranym w balonie gazem napełnij drugą zlewkę.
6. „Przelej” dwutlenek węgla do zlewki z zapaloną świeczką.
7. Obserwuj zachodzące zmiany.



Otrzymywanie dwutlenku węgla i badanie jego właściwości

Podsumowanie

W wyniku zmieszania sody z octem wydziela się bezbarwny gaz, który wypełnia balon. Przeniesiony z balonu do zlewki, a następnie przelany do zlewki z palącą się świeczką, gaz powoduje jej zgaśnięcie.

Gazowy produkt reakcji kwasu z sodą to tlenek węgla(IV). Jest to substancja bezbarwna, bezwonna, ma gęstość większą od gęstości powietrza, nie pali się i nie podtrzymuje palenia.

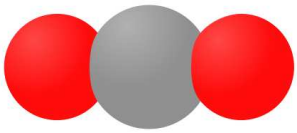
Polecenie 1

Odszukaj w tablicach chemicznych gęstość dwutlenku węgla i porównaj ją z gęstością powietrza. Zapisz odczytane wartości gęstości w zeszycie.

Polecenie 2

Określ położenie tlenu i węgla w układzie okresowym oraz ich stan skupienia w temperaturze pokojowej.

Dwutlenek węgla to zwyczajowa nazwa tlenku węgla(IV). Jest on ważnym składnikiem powietrza. Jego zawartość w powietrzu jest zmienna. W odróżnieniu od azotu, tlenu, argonu i pozostałych gazów szlachetnych tlenek węgla(IV) jest związkiem chemicznym. Jego cząsteczka jest zbudowana z atomów dwóch pierwiastków: węgla i tlenu.

CO_2 O=C=O 

Wzór sumaryczny i strukturalny oraz model cząsteczki tlenku węgla(IV)

Doświadczenie 2

Problem badawczy

W jakiej kolejności tlenek węgla(IV) będzie gasił świeczki umieszczone w zlewce na różnych wysokościach?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Zbierany w zlewce tlenek węgla(IV) wywoła gaśnięcie świeczek, zaczynając od tej znajdującej się najniżej.
Zbierany w zlewce tlenek węgla(IV) wywoła gaśnięcie świeczek, zaczynając od tej znajdującej się najwyżej.

Co będzie potrzebne

- węglan wapnia,
- kwas solny,
- kolba stożkowa,
- zlewka ze świeczkami umieszczonymi na różnych wysokościach,
- korek z wkraplaczem i rurką odprowadzającą.

Instrukcja

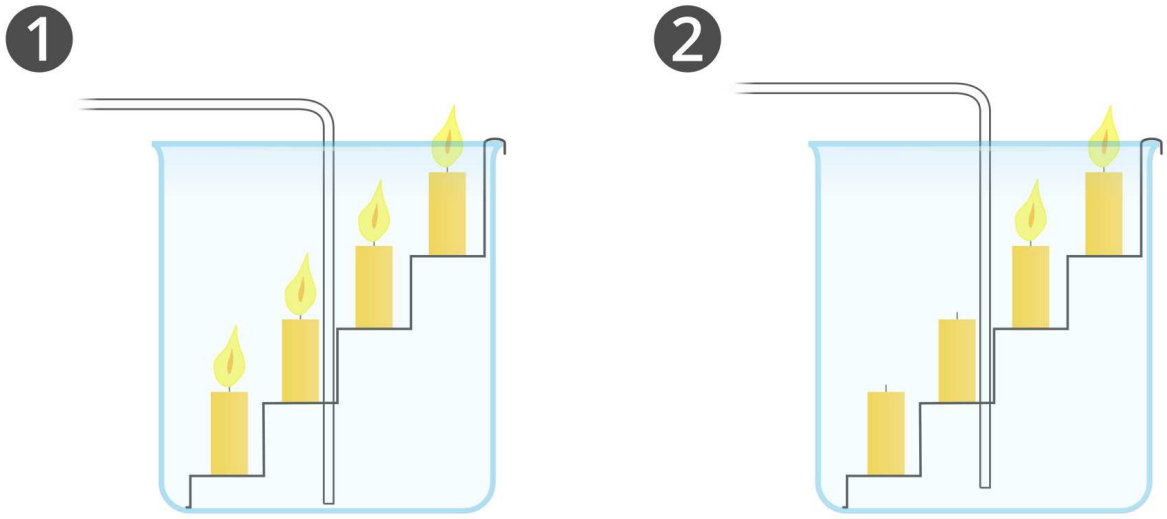
1. Do kolby z węglanem wapnia wlej rozcieńczony kwas solny.

2. Zamknij kolbę korkiem z rurką odprowadzającą.

3. Ostrożnie zapal świeczki, a następnie końcówkę rurki odprowadzającej umieść w zlewce.

4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

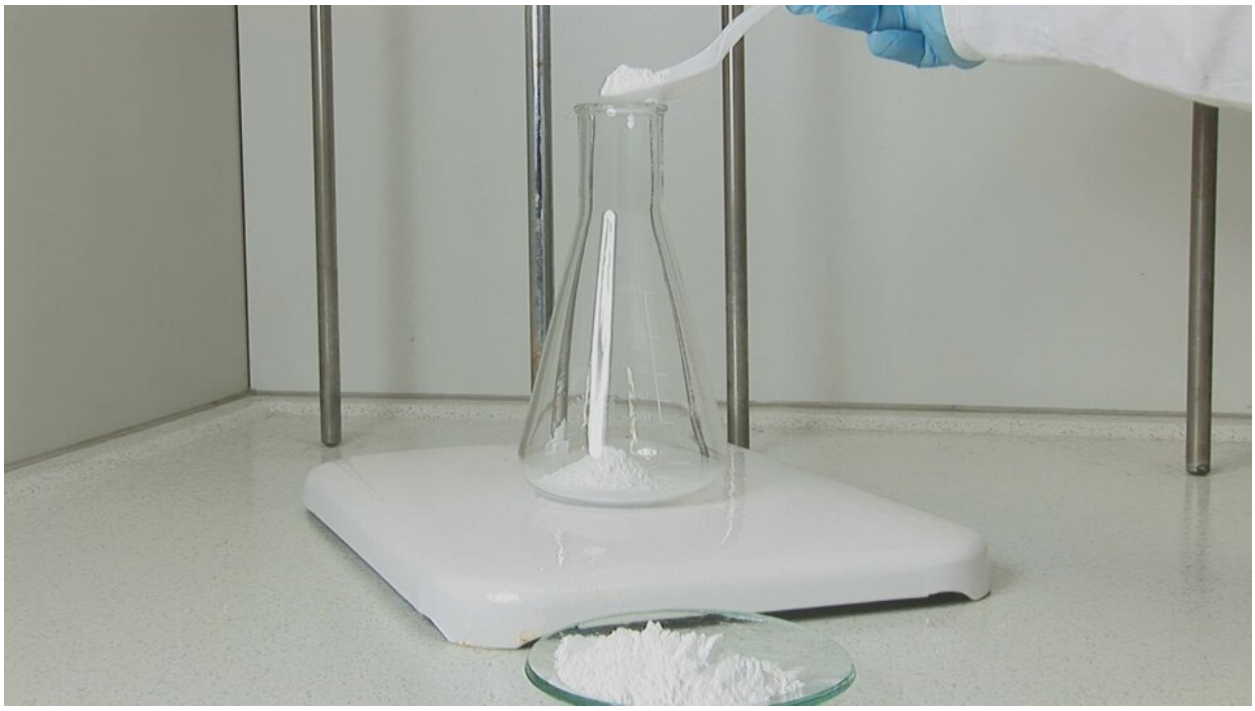


Przed reakcją (1) oraz w trakcie reakcji (2)

W wyniku reakcji węglanu wapnia z kwasem solnym wydzielają się pęcherzyki gazu. Przebieg reakcji opisuje równanie

$$\mathrm{CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O}$$

Zlewka stopniowo wypełnia się gazem, który gromadzi się na jej dnie, powodując gaszenie świeczek. Najpierw gaśnie świeczka znajdująca się najniżej, a na końcu – znajdująca się najwyżej. Wydzielającym się gazem jest tlenek węgla(IV), który nie podtrzymuje palenia i jest cięższy od powietrza.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Animacja prezentująca otzynywanie tlenku węgla IV). Demonstrator wsypuje do kolby stożkowej węglan wapnia i zamyka ją korkiem z wkraplaczem i rurką odprowadzającą. W kolejnym kroku Następnie wlewa do wkraplacza rozcieńczonego roztworu kwasu solnego. Koniec rurki umieszcza w zlewce ze świeczkami umieszczonymi na różnych wysokościach oraz otwiera kranik wkraplacza

Polecenie 3

Zaproponuj sposób wykrywania obecności tlenku węgla(IV).

Doświadczenie 3

Problem badawczy

W jaki sposób można wykryć obecność tlenku węgla(IV)?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

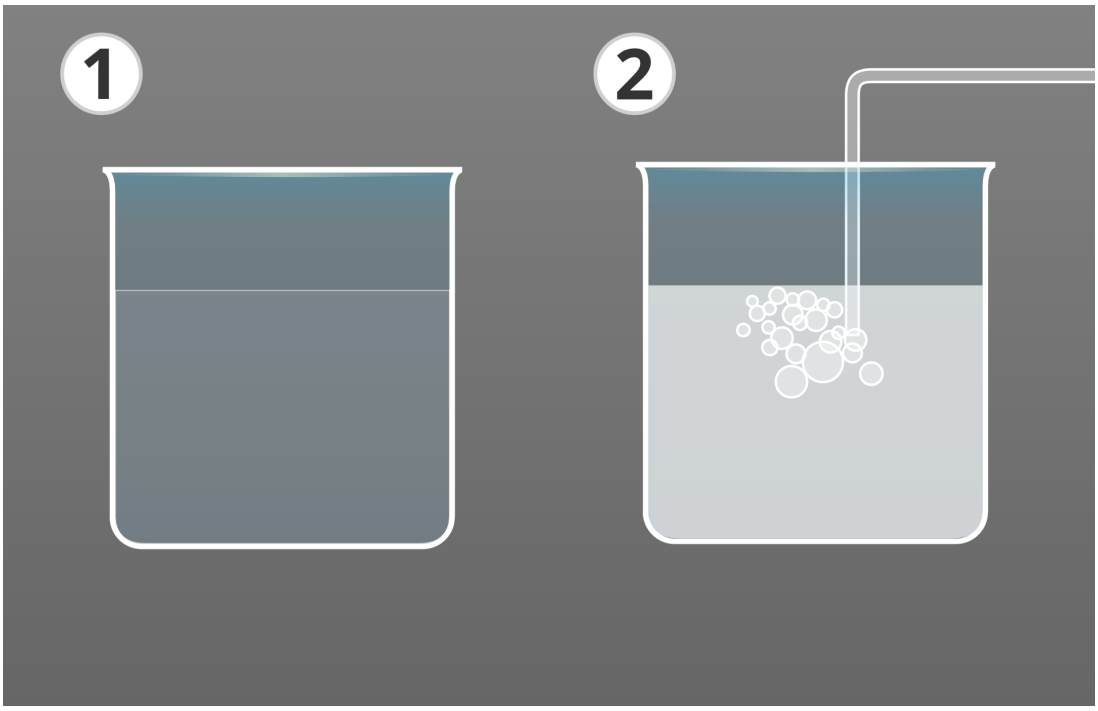
Tlenek węgla(IV) po wprowadzeniu do wody wapiennej powoduje reakcję barwną.
Tlenek węgla(IV) po wprowadzeniu do wody wapiennej powoduje jej zmętnienie.

Co będzie potrzebne

- dwie probówki lub małe zlewki,
- słomka do napojów,
- woda wapienna.

Instrukcja

1. Do probówek lub małych zlewek wlej taką samą ilość wody wapiennej.
2. Do jednej z nich włóż koniec rurki lub słomki i wdmuchuj przez nią powietrze z płuc.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.



Wykrywanie tlenku węgla(IV) – zlewka z wodą wapienną przed doświadczeniem (1) i w trakcie doświadczenia (2)

Podsumowanie

Gaz wydychany z płuc po wprowadzeniu do wody wapiennej powoduje jej zmętnienie. Mętnienie wody wapiennej pod wpływem tlenku węgla(IV) jest reakcją charakterystyczną, pozwalającą na identyfikację tej substancji. Powietrze wydychane z płuc zawiera dwutlenek węgla.

Polecenie 4

Czy już wiesz, jaki związek chemiczny wydychamy z płuc oraz jak można go zidentyfikować?

*Metodę wykrywania dwutlenku węgla z użyciem wody wapiennej zaproponował szkocki chemik Joseph Black (1728–1799).

Polecenie 5

Zaplanuj eksperyment, postaw hipotezę i zbadaj jaki gaz:

1. znajduje się w wodzie gazowanej,
2. wydziela się w wyniku rozpuszczania tabletki musującej w wodzie.

Zapisz obserwacje i wnioski.

Wskazówka

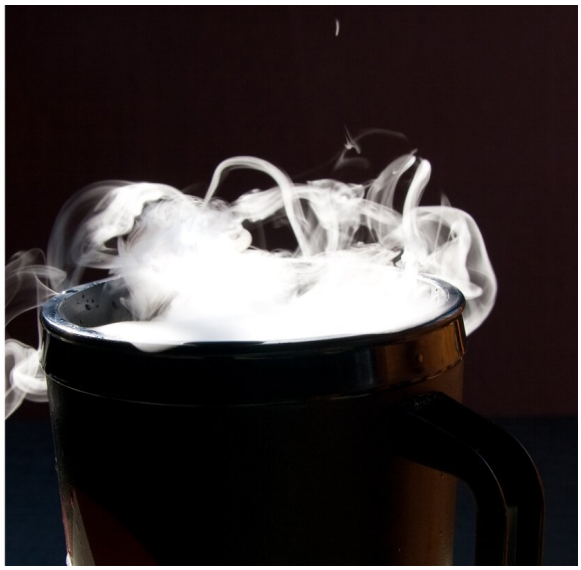
Wskazówka do eksperymentu 1.

Wykrywanie tlenku węgla(IV) w wodzie gazowanej

Ciekawostka

Suchy lód i sublimacja

Dwutlenek węgla pod ciśnieniem atmosferycznym w temperaturze –78°C zamienia swój stan skupienia w ciało stałe, tzw. suchy lód. Stały CO_2 wyglądem przypomina lód, jednak zamiast topić się, sublimuje, tworząc gazowy tlenek węgla(IV), stąd nazwa ***suchy lód***.



Suchy lód. Sublimacja suchego lodu

Ciekawostka

Czad to zwyczajowa nazwa tlenku węgla(II), który powstaje przy niecałkowitym spalaniu paliw (drewno, olej, gaz) przy ograniczonym dostępie tlenu. Tlenek węgla(II) jest toksycznym, bezbarwnym, bezwonnym gazem, zwanym cichym zabójcą. Dostaje się do organizmu przez układ oddechowy i jest wchłaniany do krwioobiegu, blokując dopływ tlenu, gdyż tlenek węgla(II) wiąże się z hemoglobiną 210 razy szybciej niż tlen. Stwarza to poważne zagrożenie zdrowia i życia człowieka. Każdego roku blisko dwa tysiące osób ulega zatruciu czadem, a ponad sto z tego powodu umiera.

Czujnik czadu

4. Zastosowanie tlenku węgla(IV)

Tlenek węgla(IV) jest gazem dobrze rozpuszczalnym w wodzie, dlatego znalazł zastosowanie w przemyśle spożywczym do produkcji napojów gazowanych. Dwutlenek węgla nie podtrzymuje palenia i gasi ogień, dlatego wykorzystuje się go w gaśnicach pianowych (jako gaz nośny) oraz w gaśnicach śniegowych (jako środek gaśniczy).

Zestalony tlenek węgla(IV) jest środkiem chłodzącym stosowanym podczas transportu i przechowywania produktów spożywczych, w szczególności owoców i warzyw. Dzięki niskiej temperaturze przyczynia się do zahamowania rozwoju bakterii i grzybów. Suchy lód jest także stosowany w medycynie do przechowywania preparatów i szczepionek oraz w krioterapii (leczeniu zimnem).

Doświadczenie 4

Doświadczenie należy przeprowadzać pod nadzorem osób dorosłych, najlepiej na świeżym powietrzu (ze względu na duży strumień piany).

Problem badawczy

W jakim celu w doświadczeniu używa się płynu do mycia naczyń?

Hipoteza

Płyn do mycia naczyń powoduje powstawanie tlenku węgla(IV).
Dodanie płynu do mycia naczyń powoduje powstanie piany.

Co będzie potrzebne

- plastikowa butelka z dozownikiem,
- soda oczyszczona,
- kwasek cytrynowy,
- płyn do mycia naczyń,
- zlewka,
- świeczka.

Instrukcja

1. Do pustej butelki wlej 200 ml wody.

2. Dodaj dwie łyżeczki sody oczyszczonej i wstrząśnij.

3. Dodaj około 30 ml płynu do mycia naczyń i ponownie wstrząśnij.

4. Przy użyciu lejka szybko dodaj trzy czubate łyżeczki kwasku cytrynowego.

5. Bardzo szybko zatkaj butelkę.

6. Na folii, np. malarskiej, ustaw palącą się w zlewce świeczkę, a następnie wstrząśnij zawartością butelki, skieruj wylot domowej gaśnicy nad świeczkę i pociągnij zatyczkę, żeby ją otworzyć.

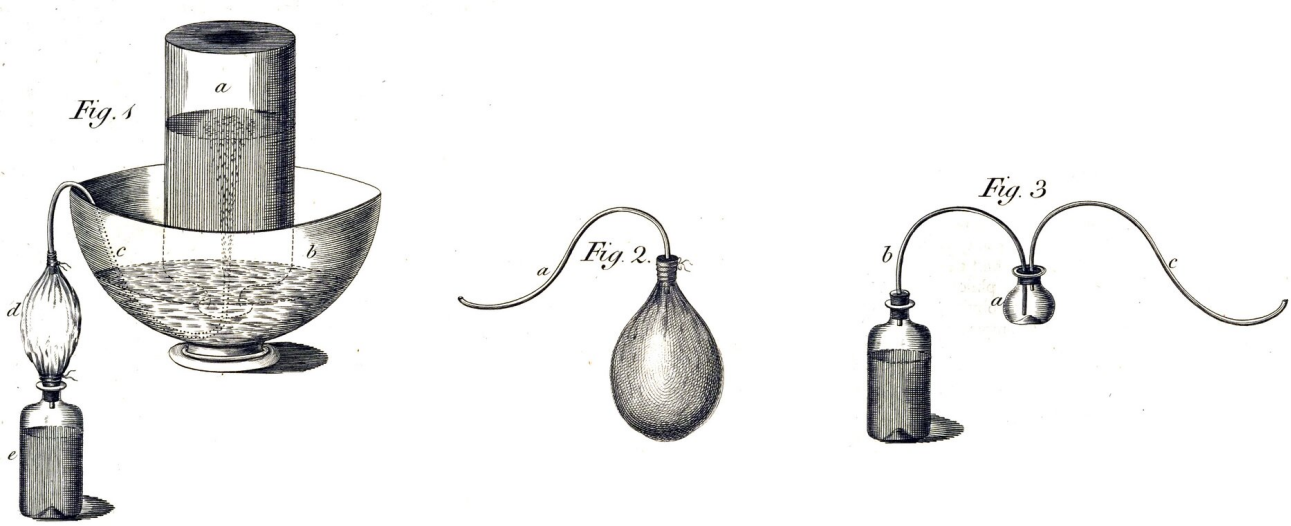
Podsumowanie

W wyniku reakcji sody z kwaskiem cytrynowym w zamkniętej butelce powstaje tlenek węgla(IV), który zostaje uwolniony po otwarciu dyfuzora, tworząc w połączeniu z płynem do mycia naczyń fontannę z piany.

Ciekawostka

Woda nasycona **dwutlenkiem węgla** – woda sodowa. W 1767 r. John Priestley (czyt. Dżon Pristlej), zawieszając miskę wody nad kadzią piwa, odkrył sposób nasycenia wody dwutlenkiem węgla. Przygotowana w ten sposób woda miała przyjemny smak, a Priestley ogłosił swoje odkrycie w prasie. W artykule opisał produkcję wody gazowanej, polegającą na dodawaniu kwasu do kredy w celu wytworzenia dwutlenku węgla, a następnie nasycania nim wody.

Pod koniec XVIII w. Johann J. Schweppe (czyt. Johan Schłepe)udoskonalił tę technologię i woda gazowana wytwarzana była poprzez nasycenie wody dwutlenkiem węgla pod ciśnieniem. Wyższe ciśnienie zwiększa rozpuszczalność tlenku węgla(IV) w porównaniu z warunkami ciśnienia atmosferycznego. Po otwarciu butelki ciśnienie zostaje wyrównane, co sprawia, że gaz uwalnia się z roztworu, tworząc charakterystyczne pęcherzyki (Pyrmont water).



Podsumowanie

- Dwutlenek węgla to zwyczajowa nazwa tlenku węgla(IV). Jest on składnikiem powietrza. Jego zawartość w powietrzu jest zmienna. Powstaje w procesach oddychania, fermentacji i spalania.
- Pod wpływem światła słonecznego, w obecności chlorofilu znajdującego się w komórkach, tlenek węgla(IV) z udziałem wody przekształca się w tlen oraz glukozę. Proces ten nazywany jest fotosyntezą.
- Tlenek węgla(IV) jest bezbarwnym gazem, dobrze rozpuszczalnym w wodzie, o gęstości około 1,5 razy większej od gęstości powietrza. Nie pali się i nie podtrzymuje palenia.
- Tlenek węgla(IV) stosowany jest jako materiał chłodniczy, środek gaśniczy, gaz do napełniania kamizelek i pontonów ratunkowych.
- Tlenek węgla(IV) nie jest gazem toksycznym, jednak jego duże stężenie może nawet powodować śmierć.

Praca domowa

Polecenie 6.1

Człowiek wydycha z płuc około 416 kg dwutlenku węgla rocznie. Oblicz, ile kilogramów CO_2 wydycha w ciągu tygodnia.

Polecenie 6.2

Korzystając z dostępnych źródeł, przygotuj wykres ilustrujący emisję tlenku węgla(IV) w Polsce (w tonach na 1 mieszkańca) dla trzech lub czterech wartości od roku 1990 do dziś. Porównaj i zinterpretuj zebrane dane.

Polecenie 6.3

Przygotuj infografikę ilustrującą otrzymywanie i wykrywanie tlenku węgla(IV).

Polecenie 6.4

Przygotuj ulotkę ostrzegającą przed niebezpieczeństwem wynikającym z obecności tlenku węgla(II) (czadu) w pomieszczeniach.

Słowniczek

reakcja charakterystyczna

reakcja umożliwiająca wykrycie (identyfikację) danej substancji

sublimacja

przemiana fazowa polegająca na bezpośrednim przejściu substancji z fazy stałej do stanu gazowego z pominięciem fazy ciekłej

suchy lód

zestalony tlenek węgla(IV)

woda wapienna

nasycony roztwór wodorotlenku wapnia w wodzie, odczynnik laboratoryjny, który umożliwia identyfikację tlenku węgla(IV)

Zadania

Wykorzystaj przygotowane naczynia laboratoryjne do zbudowania zestawu, w którym można będzie otrzymać tlenek węgla(IV).

Ćwiczenie 1.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DhbJALC4k

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Uczniowie mieli za zadanie podać substraty, z jakich można otrzymać tlenek węgla(IV). Która z osób błędnie wykonała zadanie?

- ◯ Marta – Tlenek węgla(IV) można otrzymać, dodając ocet do sody oczyszczonej.
- ◯ Maciej – Tlenek węgla(IV) tworzy się w czasie rozkładu wody wapiennej.
- ◯ Lena – Tlenek węgla(IV) wydziela się, gdy rozpuszczamy tabletkę musującą w ciepłej wodzie.
- ◯ Igor – Tlenek węgla(IV) można otrzymać w wyniku spalania węgla w tlenie.

Ćwiczenie 4

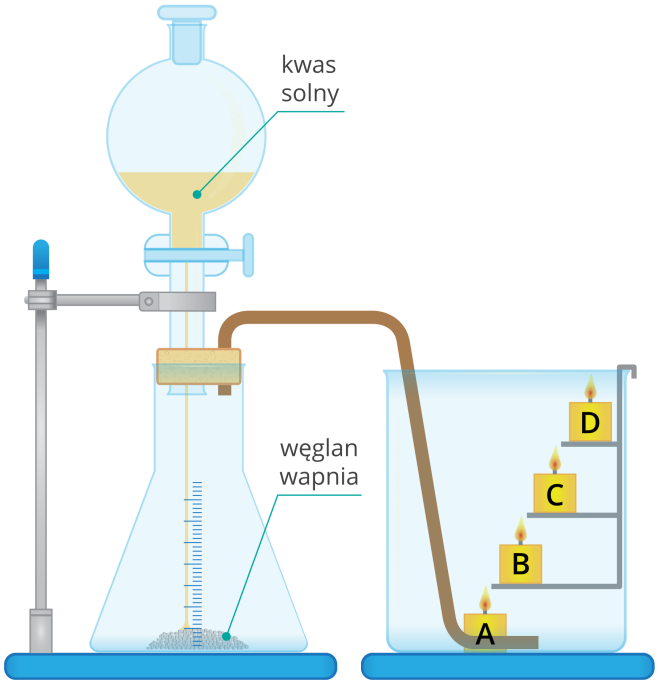
Oceń czy podane informacje są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Zestalony dwutlenek węgla jest nazywany zimnym lodem.	◯	◯
Czad to potoczna nazwa tlenku węgla(II).	◯	◯
Tlenek węgla(IV) można wykryć za pomocą wody wapiennej.	◯	◯
Oziębiony do temperatury −78°C tlenek węgla(IV) ulega resublimacji.	◯	◯

Ćwiczenie 5

Ćwiczenie 6

Do zlewki z zapalonymi świeczkami powoli wprowadzono tlenek węgla(IV). Wskaż, w jakiej kolejności zgasły świeczki (A, B, C, D).



4 1 2 3

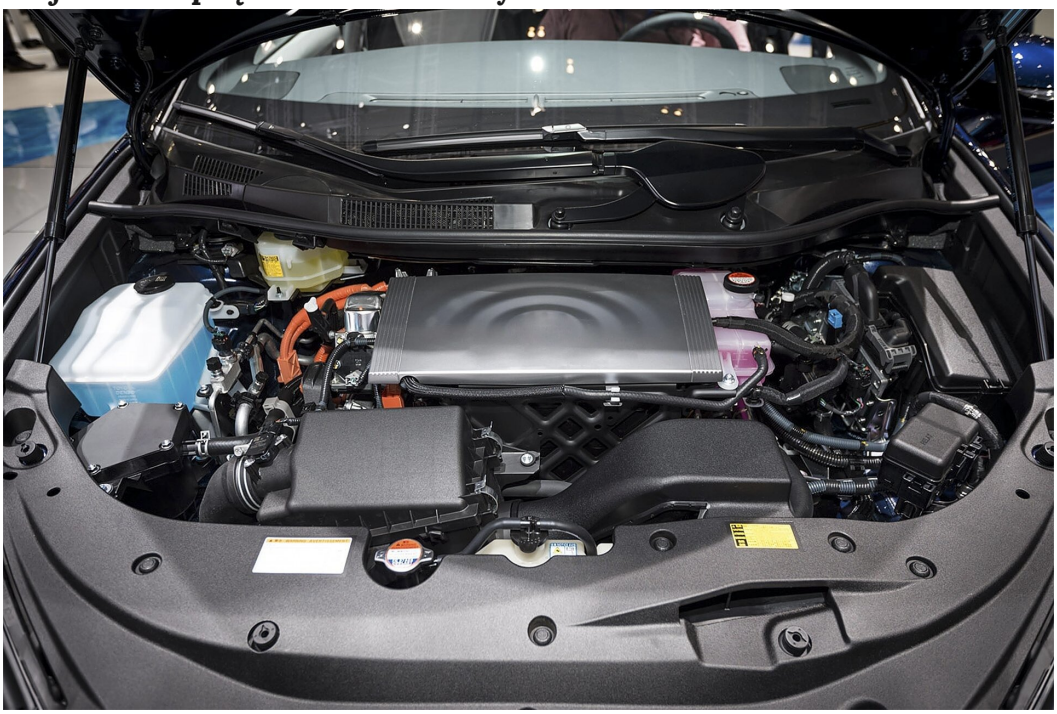
Ćwiczenie 7

Oceń, czy podane informacje o tleneku węgla(IV) są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
W temperaturze pokojowej jest substancją stałą.	◯	◯
W temperaturze pokojowej jest gazem.	◯	◯
Przewodzi prąd elektryczny.	◯	◯
Podtrzymuje palenie.	◯	◯
Ma gęstość mniejszą od powietrza.	◯	◯

Wodór

Nie można go zobaczyć, nie ma zapachu ani smaku, a jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem w kosmosie. Na Ziemi tworzy największą liczbę związków, głównie z węglem. Jest paliwem ekologicznym – w wyniku jego spalania powstaje woda. Dzięki niemu smarujesz kanapkę masłem roślinnym...



Wodór to najprostszy i najbardziej rozpowszechniony pierwiastek we wszechświecie, a zarazem najczystsze paliwo świata, coraz częściej wykorzystywane w motoryzacji

Już wiesz

- czym jest powietrze;
- w jaki sposób należy posługiwać się układem okresowym;
- jak w laboratorium można otrzymać tlen i tlenek węgla(IV);
- w jaki sposób można zidentyfikować tlen, tlenek węgla(IV).

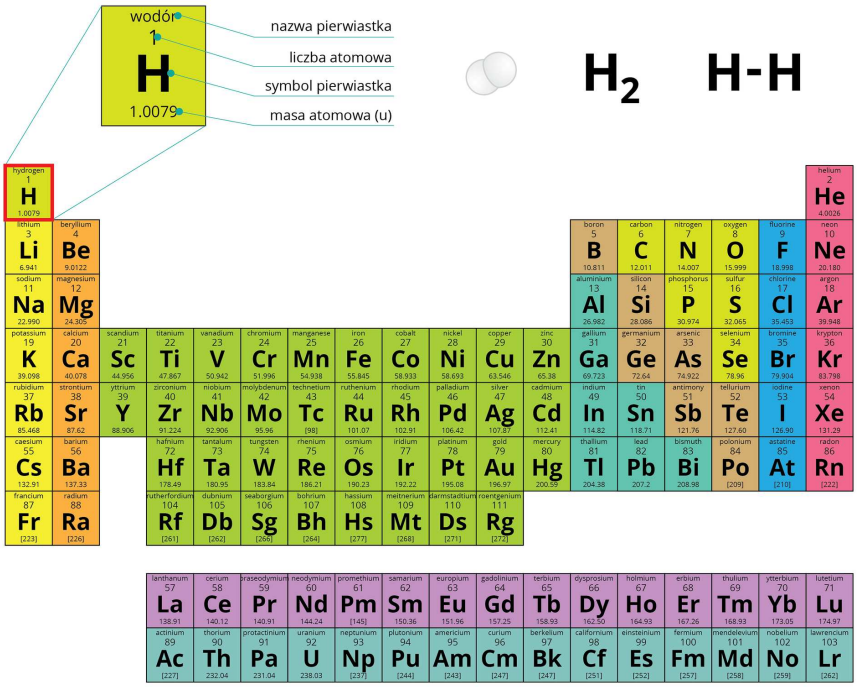
Nauczysz się

- opisywać budowę atomu wodoru i omawiać właściwości tego pierwiastka;
- planować metody otrzymywania i identyfikacji wodoru;
- definiować pojęcie mieszaniny wybuchowej i stosować w praktyce zasady bezpieczeństwa w pracowni chemicznej;
- analizować właściwości i zastosowanie wodoru.

1. Występowanie wodoru w przyrodzie

Wodór jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem we wszechświecie (główny składnik gwiazd). Na Ziemi występuje w śladowych ilościach (w gazie ziemnym i wulkanicznym), natomiast tworzy liczne związki (np. wodę, białka, węglowodory, cukry).

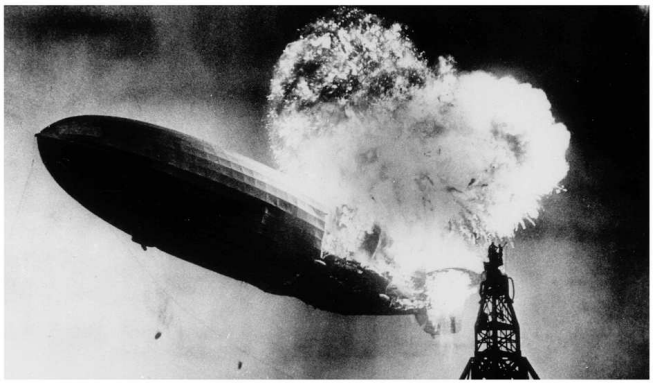
Wodór jest pierwiastkiem, który został zapisany w układzie okresowym jako pierwszy, jednak nie należy do żadnej grupy. Ma najmniejszą masę atomową, dzięki czemu we wszystkich stanach skupienia jest substancją najlżejszą na świecie *(jako gaz 0,00009 g/cm^3, jako ciecz 0,07 g/cm^3 i jako substancja stała 0,08 g/cm^3 – jego gęstość w każdym ze stanów skupienia jest najmniejsza w porównaniu z innymi substancjami). Wodór tworzy cząsteczki dwuatomowe.



Położenie wodoru w układzie okresowym; model, wzór sumaryczny i strukturalny cząsteczki wodoru

Ciekawostka

Ze względu na małą gęstość wodór był wykorzystywany do napełniania balonów i sterowców. Ich pierwowzorem był balon zaopatrzone w śmigło i napędzany maszyną parową.
Jednym z największych i najsłynniejszych sterowców był niemiecki Hindenburg, o długości 245 m i średnicy 41 m. Rozwijał on prędkość 135 km/h i mógł zabrać na pokład 72 pasażerów oraz 61 członków załogi. Latał do USA i Brazylii. Początkowo był napełniany helem, później dostosowano go do użycia wodoru (ze względu na embargo nałożone przez USA). W szesnastu zbiornikach Hindenburga mieściło się 200 tysięcy m^3 gazu. Szóstego maja 1937 roku podczas cumowania na lotnisku w Lakehurst (USA) sterowiec spłonął. W wypadku zginęło 35 osób (13 pasażerów i 22 osoby z załogi). Katastrofa zakończyła erę sterowców. Jednak maszyny te nie wyszły całkowicie z użytku. Dziś służą do lotów turystycznych i jako banery reklamowe, choć są plany zastosowania ich unowocześnionej wersji do celów militarnych oraz transportowych.



Polecenie 1

Na podstawie przeczytanego tekstu wyjaśnij, jakie właściwości ma wodór.

2. Otrzymywanie i badanie właściwości wodoru

Doświadczenie 1

Problem badawczy

W jaki sposób można otrzymać wodór?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

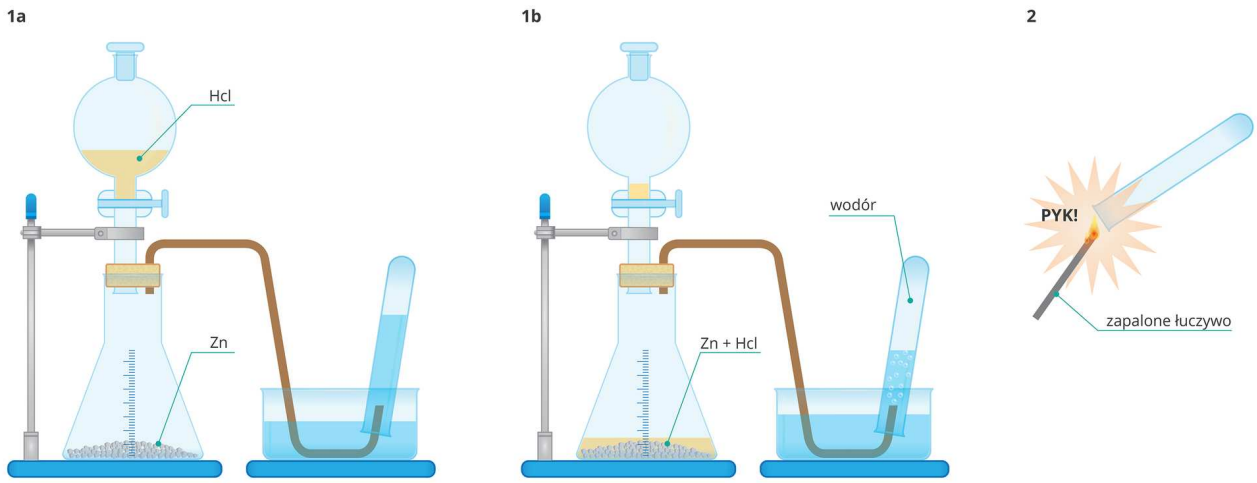
Wodór można otrzymać w reakcji niemetalu z kwasem.
Wodór można otrzymać w reakcji metalu z kwasem.

Co będzie potrzebne

- kolba stożkowa lub okrągłodenna,
- korek z wkraplaczem i rurką odprowadzającą,
- krystalizator,
- dwie probówki,
- korek,
- statyw z łapą,
- łuczywo,
- kwas solny,
- cynk.

Instrukcja

1. Załóż okulary i rękawice ochronne.
2. Do kolby stożkowej lub kulistej wprowadź kilka granulek cynku.
3. Kolbę zamknij korkiem z wkraplaczem i rurką odprowadzającą.
4. Do wkraplacza wlej kwas solny.
5. Koniec rurki odprowadzającej umieść w krystalizatorze z wodą, w którym znajduje się odwrócona dnem do góry probówka wypełniona wodą.
6. Do kolby dodaj roztwór kwasu solnego za pomocą wkraplacza.
7. Wydzielający się gaz zbieraj do probówki.
8. Po zebraniu gazu zamknij probówkę korkiem.
9. Czynność powtórz, zbierając gaz do drugiej probówki.
10. Probówki umieść w statywie, jedną z nich do góry dnem, i szybkim ruchem wprowadź zapalone łuczywo.
11. Do drugiej probówki wypełnionej gazem zbliż zapalone łuczywo.



Otrzymywanie wodoru w reakcji cynku z kwasem solnym (1a i 1 b). Identyfikacja wodoru (2)

Podsumowanie

W wyniku reakcji cynku z kwasem solnym wydziela się bezbarwny gaz, który w probówce „zajmuje miejsce” wody.
Zachodzącą reakcję chemiczną można zapisać następująco:

$$\mathrm{Zn} + 2\mathrm{HCl} \rightarrow \mathrm{ZnCl_2} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\mathrm{cynk} + \mathrm{kwas\ chlorowodorowy} \rightarrow \mathrm{chlorek\ cynku} + \mathrm{wodór}$$

Wodór jest gazem palnym. Czysty wodór spala się spokojnie. Zapalone łuczywo włożone do probówki z czystym gazem powstającym w wyniku reakcji pali się spokojnie. Wodór zmieszany z małą ilością powietrza, spala się z charakterystycznym dźwiękiem.

Doświadczenie 2

Problem badawczy

W jaki sposób można otrzymać wodór?

Hipoteza

Wodór można otrzymać w reakcji rozkładu wody.

Co będzie potrzebne

- aparat Hoffmanna,
- źródło prądu stałego,
- probówka,
- kwas siarkowy(VI),
- woda.

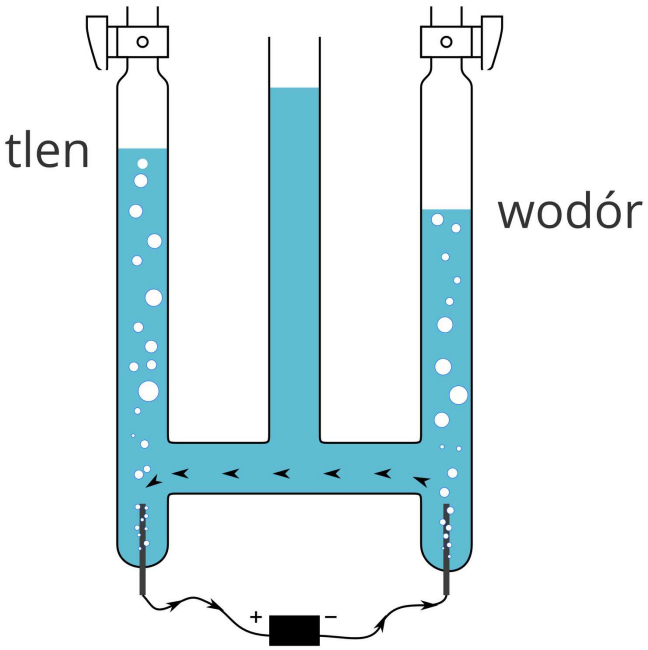
Instrukcja

1. Aparat do elektrolizy (Hoffmanna) napełnij wodą (lekko zakwaszoną).
2. Włącz źródło prądu.
3. Obserwuj zmiany zachodzące na elektrodach.

4. Do wylotu kranu (nad katodą) zbliż wylot probówki. Otwórz kran tak, aby gaz przedostał się do jej wnętrza.

5. Do wylotu probówki zbliż palące się łuczywo.

6. W celu identyfikacji drugiego gazu zbliż tlące się łuczywo do końcówki drugiego ramienia aparatu i otwórz go. Obserwuj zachodzące zmiany.



Zestaw do otrzymywania wodoru w aparacie Hoffmanna

Podsumowanie

W wyniku rozkładu wody pod wpływem prądu elektrycznego otrzymuje się dwa rodzaje produktów gazowych: wodór i tlen. Zachodzącą reakcję chemiczną opisuje następujące równanie:

$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$

$$\text{woda} \rightarrow \text{wodór} + \text{tlen}$$

Wydzielający się w wyniku rozkładu wody wodór zajmuje (w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury) objętość dwa razy większą od objętości wydzielającego się jednocześnie tlenu. Zbliżenie zapalonego łuczywa do wylotu rurki wywołuje charakterystyczny dźwięk,

towarzyszący spalaniu mieszaniny wodoru z powietrzem. Obecność tlenu sprawdzamy poprzez zbliżenie tlącego się łuczywa do wylotu rurki – oczekując jego rozpalenia się.

Polecenie 2

Zaproponuj doświadczenie, które pozwoli porównać gęstość wodoru z gęstością powietrza.

> **Wskazówka**
>
> Jak zachowa się balon wypełniony wodorem, a jak – wypełniony powietrzem?

Doświadczenie 3

Problem badawczy

Jakie właściwości ma mieszanina wodoru z powietrzem?

Hipoteza

Właściwości mieszaniny wodoru z powietrzem są inne niż właściwości poszczególnych składników mieszaniny.

Co będzie potrzebne

- kolba stożkowa lub kulista okrągłodenna,
- korek z wkraplaczem i rurką odprowadzającą,
- krystalizator,
- statyw z łapą,
- detergent (np. płyn do mycia naczyń),
- łuczywo,
- kwas solny,
- cynk.

Instrukcja

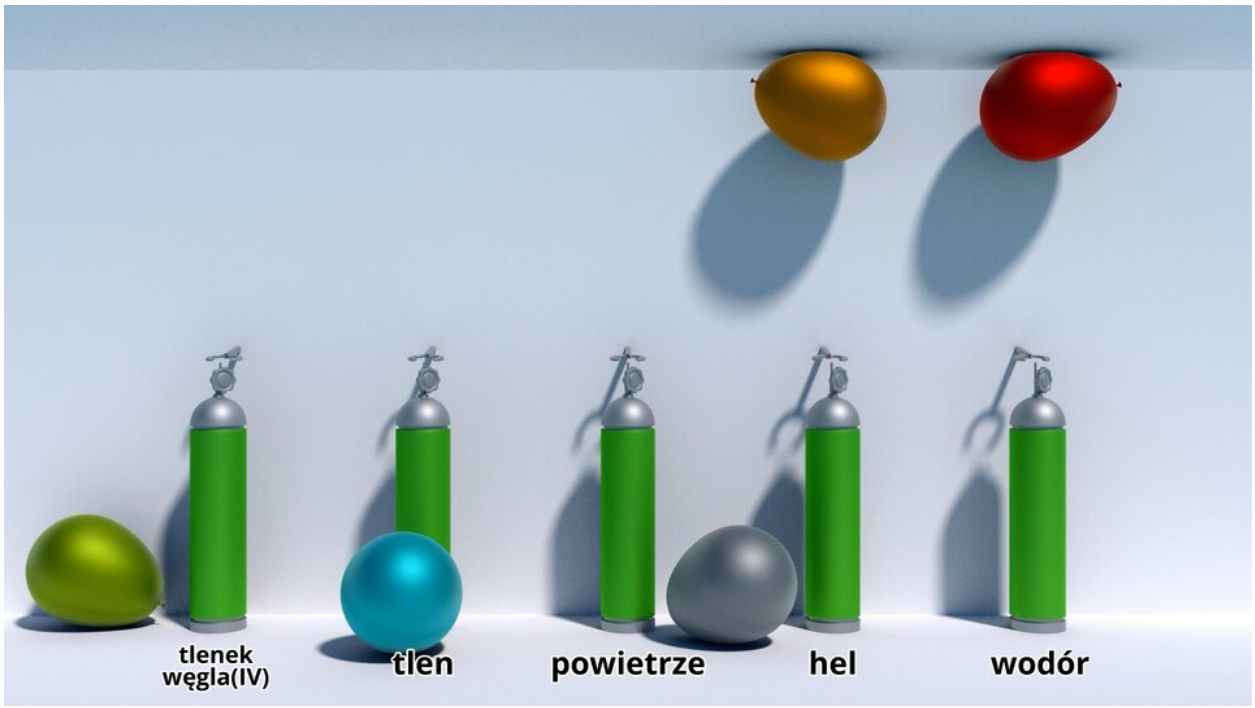
1. Załóż okulary i rękawice ochronne.
2. Do kolby stożkowej lub kulistej wprowadź kilka granulek cynku.
3. Kolbę zamknij korkiem z wkraplaczem i rurką odprowadzającą.
4. Koniec rurki odprowadzającej umieść w krystalizatorze z wodą i detergentem.
5. Do wkraplacza wlej kwas solny i otwórz kranik.
6. Gdy na powierzchni zbierze się piana, wyjmij koniec rurki z krystalizatora, a do powstałych baniek zbliż zapalone łuczywo.
7. *Nabierz odrobinę płynu na koniec rurki i wypuść tworzącą się bańkę w powietrze.

Podsumowanie

Wprowadzone do mieszaniny wodoru z powietrzem łuczywo spowodowało mały wybuch, jednocześnie było słychać głośny, charakterystyczny odgłos. Produktem reakcji spalania jest woda:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Mieszanina wodoru i tlenu po ogrzaniu lub pod wpływem iskry wybucha, dlatego należy zachować szczególną ostrożność w obecności wodoru.
*Bańki napełnione wodorem odrywają się od powierzchni i ulatują do góry, co świadczy o tym, że wodór jest gazem lżejszym od powietrza.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Animację rozpoczyna ujęcie pięciu metalowych zbiorników gazów z balonami naciągniętymi na kurki. Pod nimi znajdują się opisy gazów znajdujących się w butlach. Licząc od lewej są to: dwutlenek węgla, tlen, powietrze, hel i wodór. Następuje równoczesne odkręcenie wszystkich zaworów i napełnienie balonów. Balony odczepiają się od zaworów. Trzy pierwsze opadają na podłoże, przy czym balon z dwutlenkiem węgla bardzo szybko, a pozostałe powoli. Balony z helem i wodorem unoszą się i zatrzymują na suficie pomieszczenia, przy czym balon z wodorem unosi się szybciej.

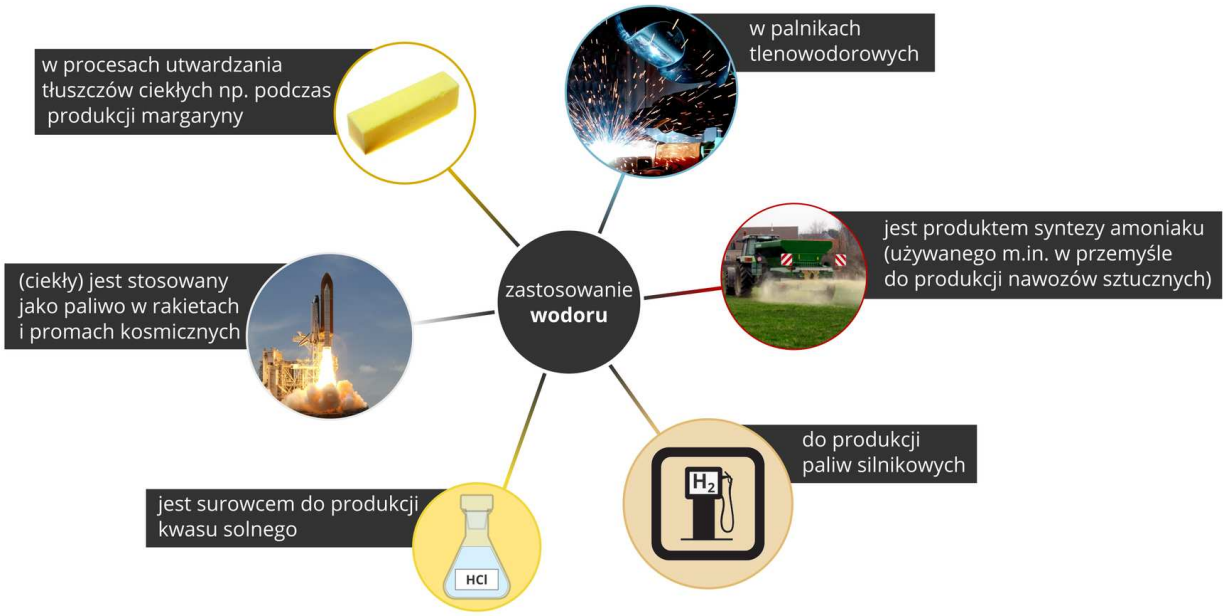
Wodór jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, słabo rozpuszczalnym w wodzie, pierwiastkiem o najmniejszej gęstości, około 14 razy lżejszym od powietrza. Jest gazem palnym – czysty, spala się bladoniebieskim płomieniem, ale nie podtrzymuje palenia. Mieszanina wodoru i tlenu pod wpływem ogrzewania lub iskry gwałtownie wybucha – jest to mieszanina piorunująca, zwana dawniej powietrzem grzmiącym.

3. Zastosowanie wodoru

Wodór jest surowcem do syntezy amoniaku, używanego w przemyśle do produkcji nawozów sztucznych. Jako czynnik chłodzący jest on stosowany do zamrażania produktów spożywczych. Dawniej używano go także do przygotowywania sztucznych lodowisk.

Wodór jest stosowany w palnikach wodorowo-tlenowych do precyzyjnego cięcia i spawania metali, m.in. przez jubilerów. W przemyśle spożywczym stosuje się go w procesie produkcji margaryny, a w przemyśle farmaceutycznym – do produkcji leków.

Obecnie coraz częściej wykorzystuje się specjalny rodzaj akumulatora, zwany ogniwem paliwowym (zamieniającym energię chemiczną na elektryczną). Ciekły wodór jest także stosowany jako paliwo napędowe promów kosmicznych.



> **Ciekawostka**
>
> Wodór paliwem przyszłości?
> Gazety alarmują: „Co będzie, gdy zabraknie ropy?", albo „Spaliny samochodów przyczyną przedwczesnej śmierci". Rozwiązaniem obu problemów może okazać się wodór. Zasoby tego pierwiastka są nieskończone. Ponadto nie powoduje on zanieczyszczenia powietrza, ponieważ produktem jego spalania jest woda. Niestety, produkcja, skraplanie, transportowanie i magazynowanie wodoru są obecnie bardzo drogie. Prace w tym zakresie są obiektem zainteresowania firm motoryzacyjnych oraz instytucji badawczych. W 2012 roku naukowcy z Politechniki Lubelskiej zaprezentowali samochód napędzany wodorem.

Podsumowanie

- Wodór jest pierwiastkiem najbardziej rozpowszechnionym we wszechświecie. W stanie wolnym tworzy cząsteczki dwuatomowe.
- Czysty wodór pali się, ale nie podtrzymuje palenia. Jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, o najmniejszej gęstości, około 14 razy lżejszym od powietrza. Z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową.

- Używa się go do produkcji amoniaku, kwasu solnego i margaryny oraz jako paliwa ekologicznego.

Praca domowa

> **Polecenie 3.1**
>
> Przygotuj infografikę przedstawiającą zasady bezpiecznej pracy z wodorem i substancjami wybuchowymi.

> **Polecenie 3.2**
>
> Wyjaśnij, dlaczego sterowce są napełniane helem, mimo że ma on większą gęstość od wodoru.

> **Polecenie 3.3**
>
> Zaprojektuj doświadczenie pozwalające odróżnić bezbarwne gazy, pozbawione smaku i zapachu: tlen, tlenek węgla(IV), azot i wodór.

> **Polecenie 3.4**
>
> Korzystając z tablic chemicznych, napisz, w jakich warunkach ciśnienia i temperatury wodór jest cieczą.

> **Polecenie 3.5**
>
> Wyjaśnij zasadę działania bomby wodorowej.

Słowniczek

Henry Cavendish

10.10.1731–24.02.1810

Henry Cavendish (czyt. henry kawendisz) angielski fizykochemik. Zajmował się badaniem gazów i roztwarzaniem metali w kwasach. Jako pierwszy zauważył, że powstającym w wyniku tych reakcji gazem nie jest powietrze. Uważany za odkrywcę wodoru. Sformułował prawa znane jako prawo Ohma i prawo Coulomba, lecz nie opublikował ich.

Antoine Lavoisier

26.08.1743–8.05.1794

Francuski chemik Antoine Lavoisier (czyt. antła lawłazier), ojciec nowoczesnej chemii. Dzięki zastosowaniu metod ilościowych opisał proces spalania, obalając teorię flogistonową.

Jego badania pozwoliły na uznanie wodoru za pierwiastek. Nazwał go *hydrogenium* (rodzący wodę).

> **mieszanina piorunująca**
>
> silnie wybuchowa mieszanina wodoru z tlenem, w stosunku objętościowym 2:1; eksplozję mogą zainicjować iskra elektryczna, płomień lub wysoka temperatura

Zadania

> **Ćwiczenie 1**
>
> Uzupełnij tekst, wybierając poprawne wyrażenia.
>
> Wodór jest [ ] o [ ] gęstości wśród wszystkich gazów. Jego [ ] to H. Jest [ ], [ ] gazem. Czysty wodór jest [ ].
>
> związkiem chemicznym | żółtozielonym | mieszaniną | zielonym | bezwonnym | wonnym (o słodkim zapachu) | wonnym (o ostrym zapachu) | największej | pierwiastkiem | niepalny | wzór | żółtym | palny | symbol | wonnym (o charakterystycznym zapachu) | toksyczny | najmniejszej | bezbarwnym

> **Ćwiczenie 2**

Ćwiczenie 3

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Wodór jest stosowany w gaśnicach pianowych (jako środek gaśniczy).	◯	◯
Wodór jest surowcem do syntezy amoniaku.	◯	◯
Ciekły wodór jest stosowany jako paliwo napędzające promy kosmiczne.	◯	◯
Wodór jest stosowany do gazowania napojów.	◯	◯
Wodór służy do utwardzania ciekłych tłuszczów roślinnych.	◯	◯

Zanieczyszczenia powietrza

W większości są niewidoczne dla ludzkiego oka, ale mimo to wpływają na życie na Ziemi. Mowa tu o zanieczyszczeniach powietrza. Nawet niewielka zmiana ich stężenia w atmosferze może powodować tragiczne skutki. Według raportu Światowej Organizacji Zdrowia (WHO) oraz Europejskiej Agencji Środowiska z 2013 r. Kraków jest miastem o największym zanieczyszczeniu powietrza w Polsce.
Badania wskazują, że w XX w. temperatura na powierzchni naszej planety wzrosła o 0,6°C. Czy to możliwe, że za ten obserwowany w ostatnich dziesięcioleciach fakt odpowiedzialne są gazy zanieczyszczające powietrze? A jeśli tak – to jakie?

Zanieczyszczenie powietrza to jeden z największych problemów całego świata – na zdjęciu smog nad Kairem

Już wiesz

- jaki jest skład procentowy powietrza;
- w jaki sposób można otrzymać tlenki oraz zapisać równania reakcji ich otrzymywania;
- jakie właściwości i zastosowanie mają gazy będące składnikami powietrza;
- w jaki sposób można wytłumaczyć obieg tlenu w przyrodzie.

Nauczysz się

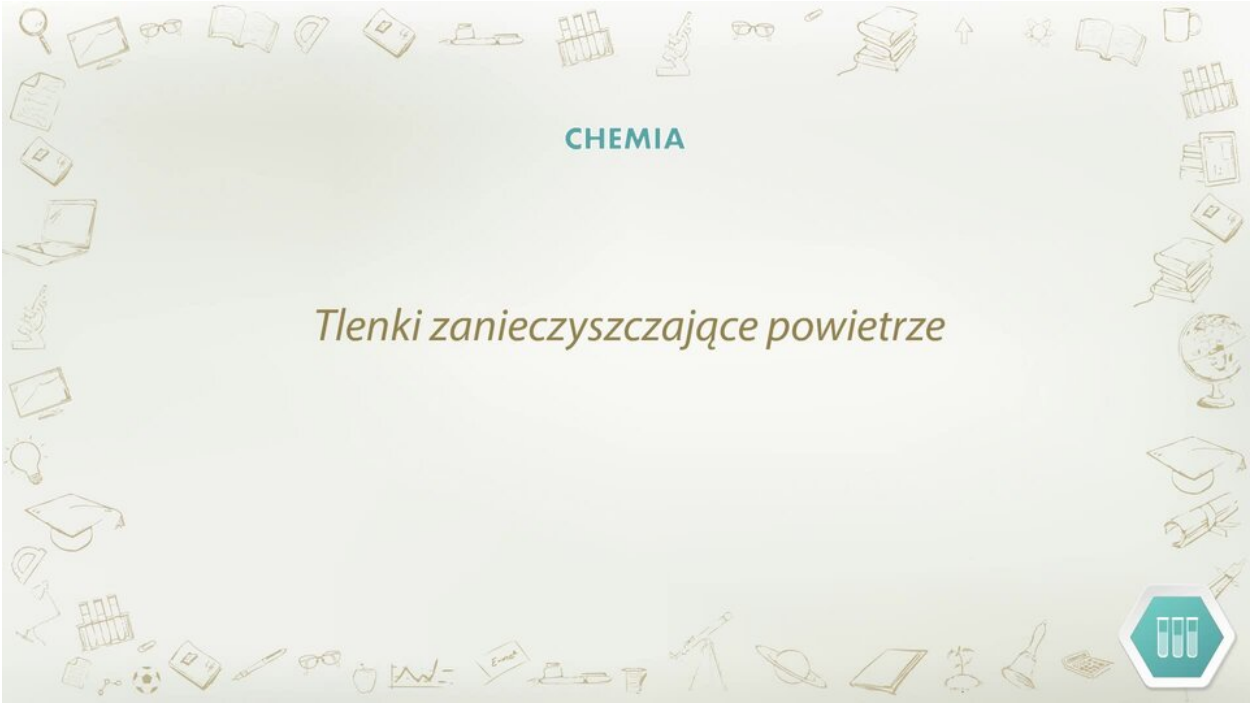
- wskazywać źródła zanieczyszczeń powietrza;
- wyjaśniać, dlaczego wzrost tlenku węgla(IV) w atmosferze jest zjawiskiem niekorzystnym;
- omawiać skutki zanieczyszczeń powietrza dla człowieka i przyrody;
- proponować działania mające na celu ochronę powietrza przed zanieczyszczeniami.

1. Źródła zanieczyszczeń powietrza

Zanieczyszczenia powietrza to wszystkie substancje w postaci gazów, cieczy lub ciał stałych (pyły), które nie są jego naturalnymi składnikami lub występują w stężeniu wyższym niż naturalne.

Dawniej jedynym źródłem zanieczyszczeń były **procesy naturalne**, takie jak: wybuchy wulkanów, pożary lasów, wyładowania atmosferyczne oraz rozkład substancji organicznych. W ich efekcie powstają: tlenek węgla(II), tlenki azotu, metan, pyły i gazy wulkaniczne, m.in. tlenek węgla(IV).

Rozwój motoryzacji i przemysłu spowodował zwiększenie zapotrzebowania na energię wytwarzaną z surowców takich, jak ropa naftowa, gaz ziemny i węgiel kamienny. Podczas ich spalania tworzą się tlenki węgla, siarki i azotu.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Animację rozpoczyna plansza z rysunkiem noszącym w górnej części podpis Źródła zanieczyszczeń powietrza umieszczony na tle żółtego paska. Rysunek przedstawia krajobraz podzielony przez górzysty horyzont na wysokości około jednej trzeciej kadru licząc od góry oraz linię kolejową biegnącą ponad ziemią w poprzek na wysokości około jednej trzeciej kadru licząc od dołu. Na torach po prawej stronie rysunku szybki pociąg dalekobieżny. Poniżej linii kolejowej w lewym dolnym rogu rysunku znajduje się gospodarstwo rolne z dwoma polami, traktorem, zagrodą dla zwierząt i czerwonym budynkiem gospodarczym, w centralnej dolnej części rysunku dwa pasy drzew, w prawej dolnej części rysunku szosa z samochodem osobowym i autobusem. Szosa przecina linię

kolejową, przebiega pod nią, a następnie układa się równolegle do niej i kończy na lewej krawędzi kadru. Od szosy odchodzą dwa rozwidlenia kierujące się w stronę miasta położonego w samym środku rysunku. Po lewej stronie rysunku ponad szosą lat, którego część płonie. Daleko w tyle po prawej stronie przed linią horyzontu elektrociepłownia z wysokim kominem węglowym oraz dwiema chłodniami kominowymi. Na niebie w centralnej części rysunku unosi się samolot. Na tle rysunku widoczne cztery półprzezroczyste grube strzałki skierowane od dolnej części kadru w stronę nieba po delikatnych łukach. W miarę komentarza lektora na strzałkach tych pojawiają się napisy. Pierwsza strzałka od lewej: napis Naturalne, obok napisy wybuchy wulkanów, wyładowania atmosferyczne. Pozostałe trzy strzałki: napis Powstałe w wyniku działalności człowieka, obok przy określonych partiach rysunku napisy: pożary lasów, tereny rolne, miasta, samoloty, elektrownie, rafinerie, zakłady przemysłowe, fabryki. W miarę rozwoju komentarza na ekran wjeżdżają symbole różnych tlenków, a fragmenty rysunku symbolizujące główne źródła tych tlenków zostają wyróżnione odpowiednim obrysem. I tak: tlenki azotu NO i NO2, zaznaczone samochód, autobus, elektrociepłownia i samolot. Tlenki siarki SO2 i SO3, zaznaczona elektrociepłownia. Zmiana planszy na zdjęcie przedstawiające wybuch wulkanu, na jego tle pojawia się symbol SO2. Zmiana planszy na zdjęcie rury wydechowej w samochodzie, na jego tle pojawia się symbol CO. Zmiana planszy na sąsiadujące zdjęcia rury wydechowej innego samochodu i dymiących kominów fabrycznych, na ich tle pojawia się symbol CO2. Zmiana planszy na sąsiadujące zdjęcia przedstawiające pożar lasu i wybuch wulkanu, symbol CO2 pozostaje bez zmian.

---

2. Skutki zanieczyszczenia powietrza

Zanieczyszczenia powietrza wpływają negatywnie na środowisko przyrodnicze. Ich najgroźniejszymi skutkami są: kwaśne opady, nasilenie efektu cieplarnianego, dziura ozonowa, smog, pyły, zanieczyszczenie gleby i wody.

Kwaśne opady powstają, gdy powietrze zanieczyszczone tlenkami siarki i azotu, łącząc się z wodą lub parą wodną zawartą w powietrzu, opadnie z deszczem albo śniegiem na ziemię. Opady te powodują szkody w środowisku, przyspieszają korozję metali i niszczenie budowli.

Efekt cieplarniany występuje w wyniku nagromadzenia się tlenku węgla(IV) i pary wodnej (a także: metanu, tlenków azotu, freonów i ozonu), które zatrzymują ciepło w atmosferze. Wynikiem tego jest globalne ocieplanie się klimatu, które może prowadzić do topnienia lodowców, podnoszenia się poziomu mórz i oceanów oraz zmian klimatycznych.

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Jakie są skutki efektu cieplarnianego?

Hipoteza

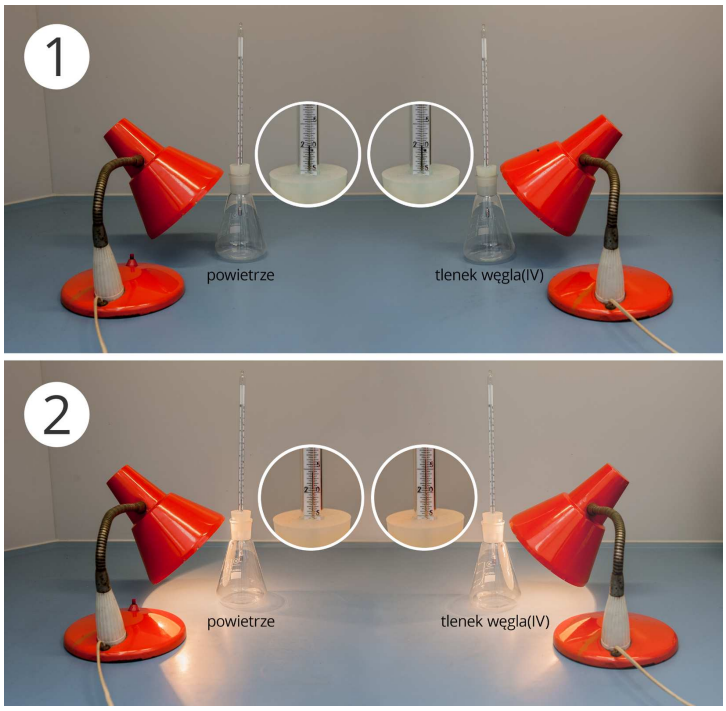
Efekt cieplarniany powoduje podwyższenie temperatury.

Co będzie potrzebne

- dwie jednakowe kolby,
- dwa gumowe korki z osadzonymi w nich termometrami,
- dwie lampy,
- zebrany wcześniej tlenek węgla(IV).

Instrukcja

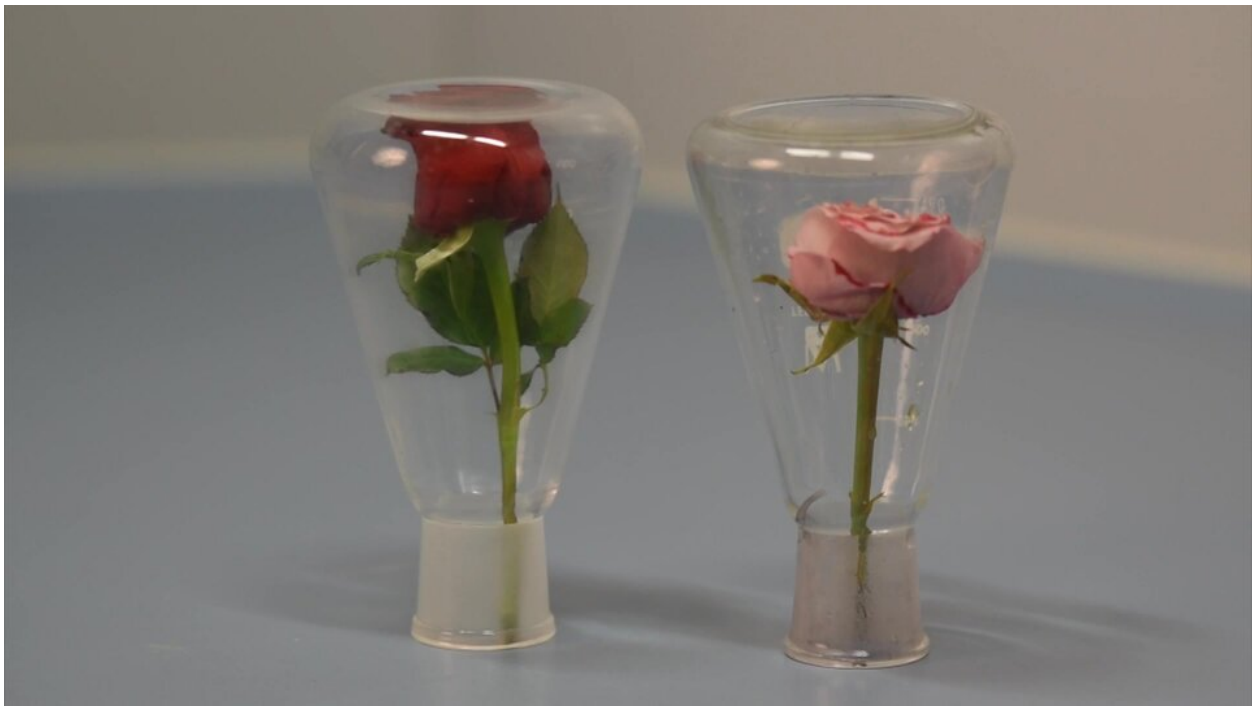
1. Pierwszą kolbę (z powietrzem) pozostaw jako próbę kontrolną.
2. Drugą kolbę napełnij tlenkiem węgla(IV).
3. Obie kolby zamknij gumowymi korkami z osadzonymi wewnątrz nich termometrami.
4. Każdą z kolb postaw pod lampą lub innym źródłem ciepła.
5. Obserwuj zachodzące zmiany, notuj wskazania termometru.



Wskazania termometrów przed doświadczeniem (1), w trakcie doświadczenia (2)

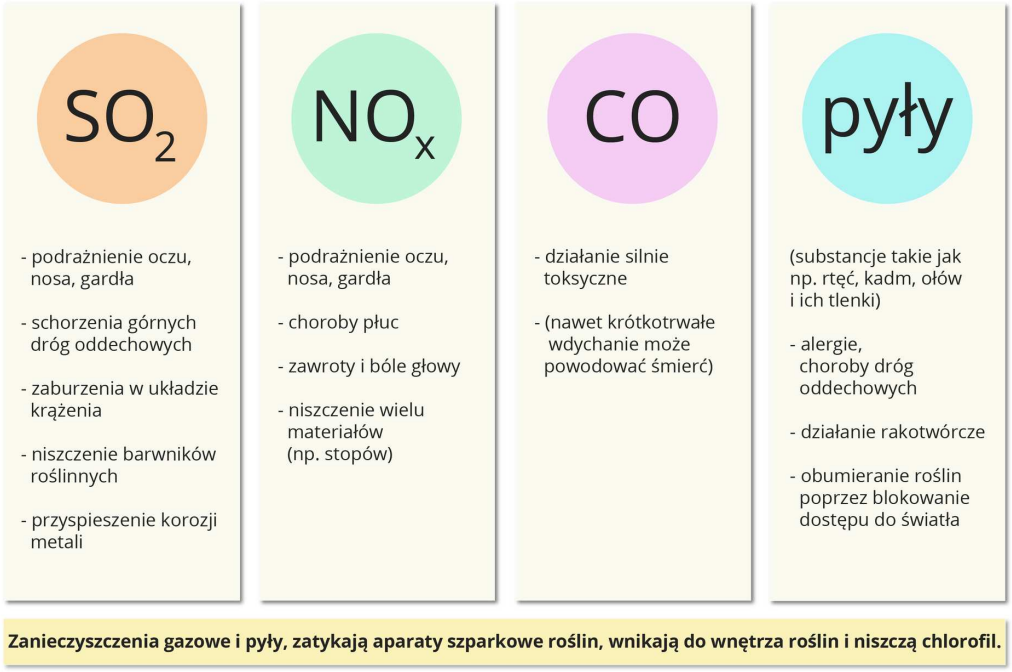
Podsumowanie

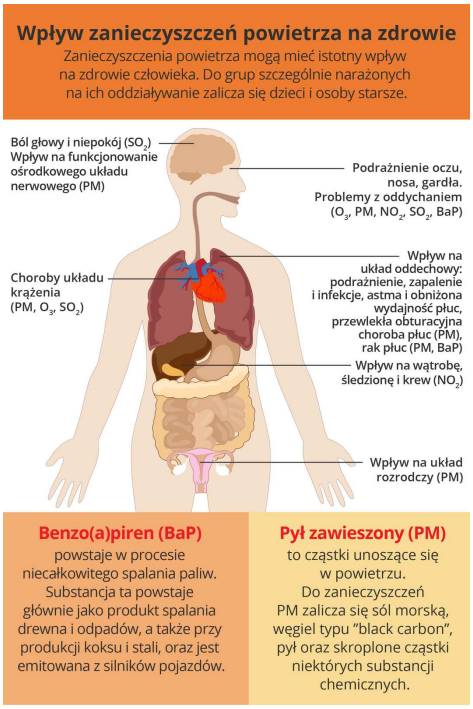
Podczas ogrzewania zawartości obu kolb szybszy wzrost temperatury można było zaobserwować w kolbie zawierającej tlenek węgla(IV).
Tlenek węgla(IV) szybciej się nagrzewa i trudniej oddaje energię cieplną.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Na pierwszym planie przedmioty potrzebne do przeprowadzenia doświadczenia (dwie kolby stożkowe, łyżka do spalań, siarka, świeżo ścięte kwiaty), zbliżenia na wybrane elementy zgodnie z komentarzem lektora. W pierwszej kolbie stożkowej umieszczamy kwiat jako próbę kontrolną. Do drugiej kolby stożkowej wkładamy łyżkę z palącą się siarką. Zbliżenie na wnętrze kolby – jej wnętrze wypełnia się tlenkiem siarki(IV). Do kolby z tlenkiem siarki(IV) wkładamy kwiat. Widok ogólny obu próbek. Następnie zbliżenia zgodnie z komentarzem lektora na odpowiednie próbki.





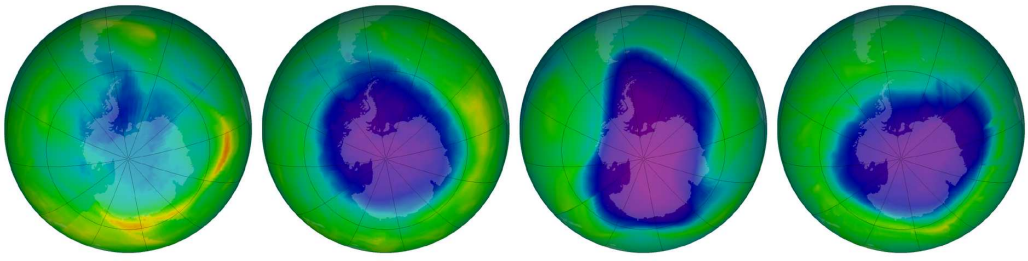
2.1. Dziura ozonowa

W górnych warstwach atmosfery, na wysokości pomiędzy 15. a 50. km, naszą planetę otacza powłoka ozonu (O_3). Stanowi ona naturalny filtr przeciwsłoneczny, który chroni Ziemię przed nadmiernym promieniowaniem ultrafioletowym (UV). Promieniowanie to jest niezbędne do wytwarzania witaminy D w naszym organizmie, ale jego nadmiar może przyczyniać się do zmniejszenia odporności organizmu oraz powodować choroby skóry i wzrost zachorowań na nowotwory, podwyższenie temperatury powietrza i zmiany klimatyczne.

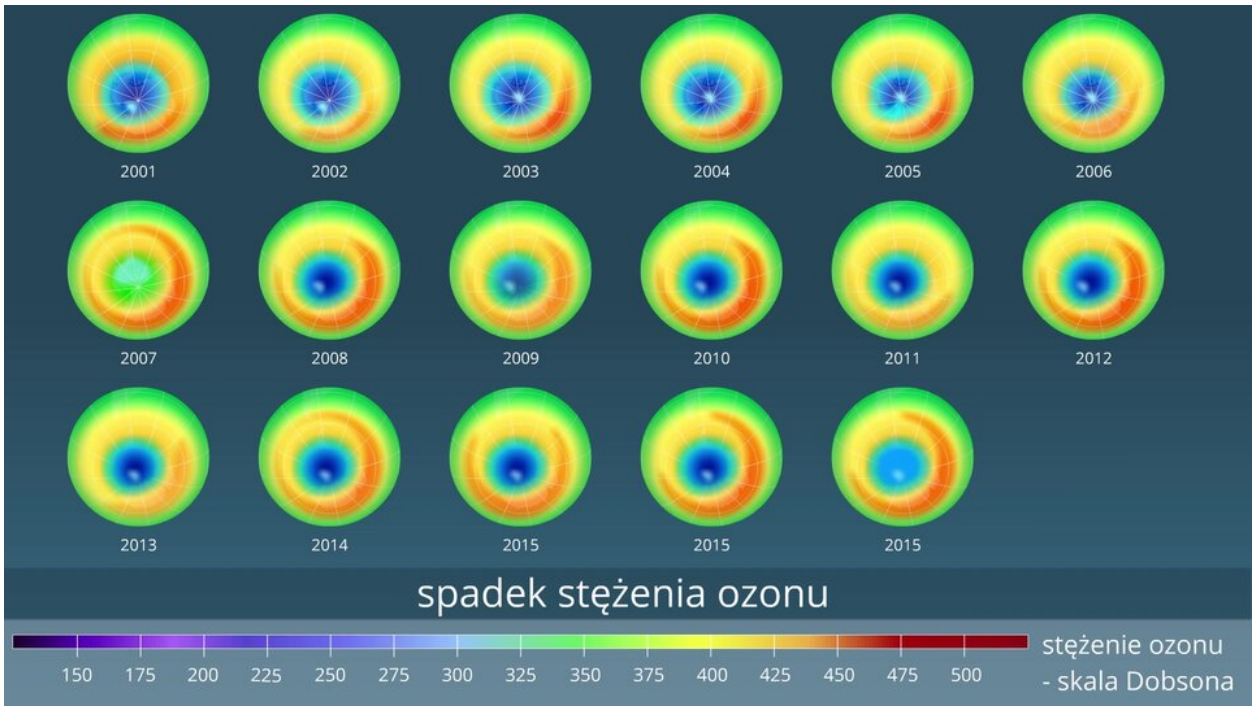
W wyniku zanieczyszczenia środowiska, szczególnie wiosną nad Antarktydą i w mniejszym stopniu nad Arktyką, warstwa ozonu staje się cieńsza i powstaje tzw. dziura ozonowa, przez którą znaczna część szkodliwego promieniowanie dociera na naszą planetę.

Promieniowanie ultrafioletowe jest dla nas niewidzialne i nieodczuwalne. Wywołane jego nadmiarem pieczenie i ból to reakcja na uszkodzenie skóry. Dlatego należy:

- ograniczyć czas przebywania na słońcu w miesiącach letnich w godzinach okołopołudniowych;
- ubierać się w odzież z grubszych, gęstych tkanin, z długimi rękawami i nogawkami (przeciętna tkanina bawełniana zatrzymuje zaledwie 20–30% promieniowania UV);
- zakładać czapkę z daszkiem lub kapelusz z szerokim rondem;
- nosić okulary przeciwsłoneczne z filtrami UV;
- używać kremów z filtrami UV.



Powiększenie się dziury ozonowej (obszar niebieski) w latach 1979–2010



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Film rozpoczyna ujęcie planszy zawierającej trzy obrazy kuli ziemskiej z widokiem na Antarktykę z naniesionymi obrazami stężenia ozonu w roku 1960, 1970 i 1990. Poniżej legenda tłumacząca barwy na liczbowe stężenie ozonu w skali Dobsona. Barwy czarne i fioletowe odpowiadają wartościom liczbowym od 100 do 200, niebieskie i zielone od 200 do 375, żółte i pomarańczowe od 375 do 450, pomarańczowe i czerwone powyżej 450. Kolor fioletowy widnieje nad Antarktyką od 1980 roku, kolor czarny pojawia się od 1990 roku. Zmiana ujęcia na rysunek lodówki w rzucie izometrycznym od tyłu z przekrojem wyróżniającym elementy konstrukcyjne: zamrażarkę u góry i kompresor u dołu. Zmiana ujęcia na fotomontaż przedstawiający dłoń z aerozolem opryskującym kulę ziemską. Zmiana ujęcia na serię obrazów kuli ziemskiej z widokiem na Antarktykę z naniesionymi obrazami stężenia ozonu corocznie od roku 2001 do 2015. Zauważalne jest zmniejszenie dziury ozonowej do 2007 roku, a potem ponowne zwiększenie trwające do teraz. Zmiana ujęcia na białą planszę z logiem Ozone Friendly, No CFC w którym napis ten znajduje się wokół piktogramu symbolizującego kulę ziemską.

Ciekawostka

Dziurę ozonową zaobserwowano po raz pierwszy nad Antarktydą w latach 80. XX wieku. Obecnie jej wielkość nad tym obszarem jest stale monitorowa przez NASA (Narodową Agencję Aeronautyki i Przestrzeni Kosmicznej), a jej rekordowy rozmiar (30 mln km^2) odnotowano w 2000 roku.

2.2. Smog

Zanieczyszczenia, których głównym źródłem są spaliny samochodowe, przemysł ciężki i gospodarstwa domowe (systemy grzewcze), w połączeniu z bezwietrzną pogodą i dużą wilgotnością powietrza – mgłą tworzą smog. Unoszący się nad miastem smog jest szczególnie niebezpieczny dla niemowląt, osób starszych, astmatyków, ludzi z chorobami układu oddechowego i krążenia.

Ze względu na sposób tworzenia, miejsce powstawania oraz skład chemiczny wyróżnia się smog londyński (występujący głównie w miesiącach zimowych) i smog typu Los Angeles (spotykany głównie w miesiącach letnich).

> **Ciekawostka**
>
> Smog dawniej i dziś w doniesieniach prasowych
> **Rok 1952. Londyński smog**
> „Londyn, 4 grudnia 1952 r.: nad miastem zaczęła się osadzać gęsta mgła, ustała bryza, a powietrze było nieruchome. Spalanie węgla uwalniało duże ilości tlenków siarki, przez co mgła nabrała żółtego odcienia. Szpitale wkrótce zapełniły się osobami cierpiącymi na choroby układu oddechowego. W najgorszym momencie widoczność była w wielu miejscach tak ograniczona, że ludzie nie widzieli własnych stóp. Szacuje się, że podczas wielkiego smogu londyńskiego przeciętna śmiertelność zwiększyła się o dodatkowe 4000–8000 osób – były to głównie niemowlęta i osoby starsze. Zanieczyszczenie powietrza w dużych miastach przemysłowych w Europie było powszechne w XX w. Paliwa stałe, w szczególności węgiel, często wykorzystywano do opalania fabryk i ogrzewania domów. W połączeniu z warunkami zimowymi i czynnikami meteorologicznymi zdarzało się, że bardzo wysokie poziomy zanieczyszczenia powietrza utrzymywały się nad obszarami miejskimi przez wiele dni, tygodni, a nawet miesięcy bez przerwy. Od XVII w. Londyn był znany z powtarzających się epizodów zanieczyszczenia powietrza. Zanim nadszedł wiek XX, smog londyński stał się jedną z cech charakterystycznych miasta, a nawet zyskał swoje miejsce w literaturze".
> **Rok 2013**
> W 11-milionowym mieście Harbin w północno-wschodnich Chinach widoczność spadła do 10 metrów, zamknięte zostały szkoły, odwołano setki lotów i kursy autobusów miejskich, zamknięto odcinki autostrady – wszystko z powodu największego w historii smogu.
> **Rok 2014**
> W rejonie Paryża oraz na północy i wschodzie Francji odnotowano maksymalny poziom zanieczyszczenia powietrza porównywalny z tym z Pekinu i o 80% wyższy niż w Londynie i Berlinie. Smog zagrażał zdrowiu mieszkańców Paryża. Spowodowała go pogoda – bezwietrzna, z zimnymi nocami i nietypowo jak na tę porę roku ciepłymi dniami. Władze Paryża nie tylko apelowały o pozostawienie samochodów w garażach, ale zalecały również, aby seniorzy, dzieci i astmatycy nie wychodzili z domów.

3. Ochrona powietrza

Głównymi źródłami zanieczyszczenia powietrza są przemysł oraz transport. Gazy przenoszone na duże odległości powodują, że skażone mogą zostać obszary znacznie oddalone od źródła ich emisji. Dlatego ochrona powietrza jest sprawą globalną i regulują ją przepisy prawne.

W Polsce jakość powietrza monitorowana jest w ramach Państwowego Monitoringu Środowiska przez Główny Inspektorat Ochrony Środowiska i w **ostatnich latach ulega ona systematycznej poprawie**.

Działania na rzecz ograniczenia emisji szkodliwych pyłów i gazów do atmosfery

- Zmniejszenie emisji zanieczyszczeń pochodzących z górnictwa, hutnictwa oraz elektrowni.
- Zmniejszenie eksploatowania zasobów naturalnych, ograniczenie zużycia energii elektrycznej oraz stosowania alternatywnych źródeł energii.
- Zmniejszenie emisji szkodliwych spalin przez ograniczenie transportu, poprzez zakup samochodów emitujących mniej spalin albo korzystanie z komunikacji miejskiej czy roweru.
- Stosowanie w przemyśle nowoczesnych technologii ograniczających emisję pyłów.
- Sadzenie pasów zieleni w celach ochronnych.

Polecenie 1

Zastanów się, w jaki sposób możesz przyczynić się do zmniejszenia emisji substancji szkodliwych do atmosfery.
*Zdefiniuj pojęcie alternatywne źródła energii.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D5txt358T

Podsumowanie

- Zanieczyszczenie powietrza ma charakter globalny. Może pochodzić ze źródeł naturalnych albo być wynikiem działalności człowieka.
- Substancjami zanieczyszczającymi powietrze są m.in. tlenki węgla, siarki, azotu, pyły, freony.
- Niekorzystnymi zjawiskami spowodowanymi przez zanieczyszczenia atmosfery są: efekt cieplarniany, dziura ozonowa, kwaśne deszcze i smog.

Praca domowa

Polecenie 2.1

Przygotuj ulotkę dotyczącą ochrony środowiska. Wybierz jeden z tematów:

- Przyczyny zanieczyszczenia powietrza
- Skutki zanieczyszczeń powietrza
- Sposoby przeciwdziałania zanieczyszczeniom powietrza

Polecenie 2.2

Przeanalizuj ostatni rachunek za energię elektryczną i napisz informację na temat jej zużycia (w kWh) oraz zaproponuj formy oszczędzania energii.

Polecenie 2.3

*Wskaźnikiem stanu czystości powietrza są porosty, które odznaczają się wysoką wrażliwością na zanieczyszczenia. Korzystając ze skali porostowej, oceń jakość powietrza w swojej okolicy.

Słowniczek

dziura ozonowa

potoczne określenie zmniejszenia się ilości ozonu w atmosferze ziemskiej (na wysokości 10–50 km), głównie wokół biegunów

freony

związki węgla z fluorem i chlorem; lotne ciecze lub gazy, bierne chemicznie, niepalne, niezwykle trwałe; znalazły zastosowanie w chłodnictwie, jako środki spieniające używane do produkcji tworzyw sztucznych oraz gaz nośny w aerozolach; są uważane za główną przyczynę powstawania dziury ozonowej

smog

groźna mieszanina zanieczyszczeń powietrza, powstająca głównie w dużych miastach przez osadzenie się tlenku węgla(IV), tlenku siarki(IV) i pary wodnej na cząstkach pyłów i sadzy

Zadania

Ćwiczenie 1

Zaznacz odpowiednie pola obok, wskazując, czy zdania te są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Freony (wykorzystywane dawniej m.in. do produkcji dezodorantów) to związki chemiczne, które przyczyniły się do powstania dziury ozonowej.	◯	◯
Wybuchy wulkanów i pożary lasów to źródła zanieczyszczeń powstałych w wyniku działalności człowieka.	◯	◯
Zanieczyszczenia powietrza mają charakter lokalny i dotyczą wyłącznie obszarów, na których powstają.	◯	◯
Zanieczyszczenia, których głównymi źródłami są transport i przemysł, w połączeniu z parą wodną i mgłą tworzą smog.	◯	◯

Do podanych zdjęć dopasuj metody zapobiegania zanieczyszczeniom powietrza, wstawiając brakujące elementy we właściwe miejsce.

Ćwiczenie 2.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D5txt358T

Podziel źródła zanieczyszczeń powietrza, wstawiając elementy we właściwe miejsca schematu.

Ćwiczenie 3.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D5txt358T

Połącz w pary ilustracje obrazujące tworzenie się tlenków z odpowiednimi opisami.

Ćwiczenie 4.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D5txt358T

Ćwiczenie 5

Ćwiczenie 6

Uzupełnij puste miejsca, wybierając brakujące elementy z listy.

W górnych warstwach atmosfery, znajduje się powłoka z [ ] (O_3). Stanowi ona naturalny filtr przeciwsłoneczny, który chroni Ziemię przed zbyt dużym [ ] (UV). Promieniowanie to w [ ] może przyczyniać się do [ ] odporności organizmu, powodować choroby skóry i wzrost zachorowań na nowotwory, [ ] temperatury powietrza i zmiany klimatyczne.

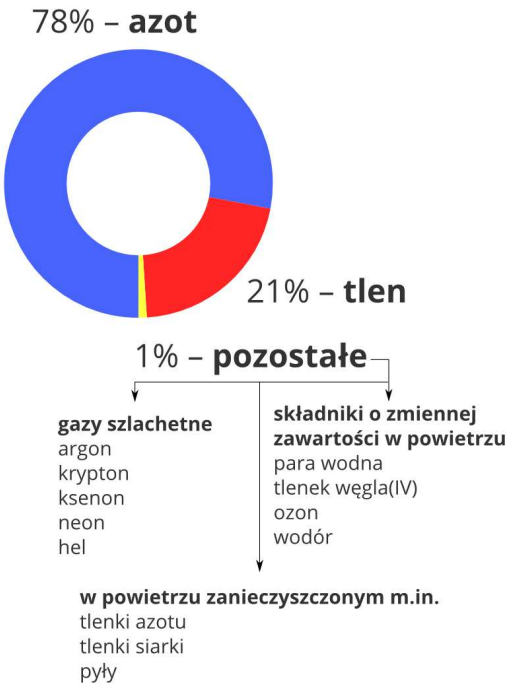
azotu | zmniejszenia | zwiększenia | obniżenie | promieniowaniem ultrafioletowym | wytwarzaniem ozonu | smogiem | niedostatecznej ilości | kwaśnym opadem | nadmiernej ilości | argonu | podwyższenia | podwyższenie | wodoru | ozonu

Ćwiczenie 7

Powietrze i inne gazy – podsumowanie

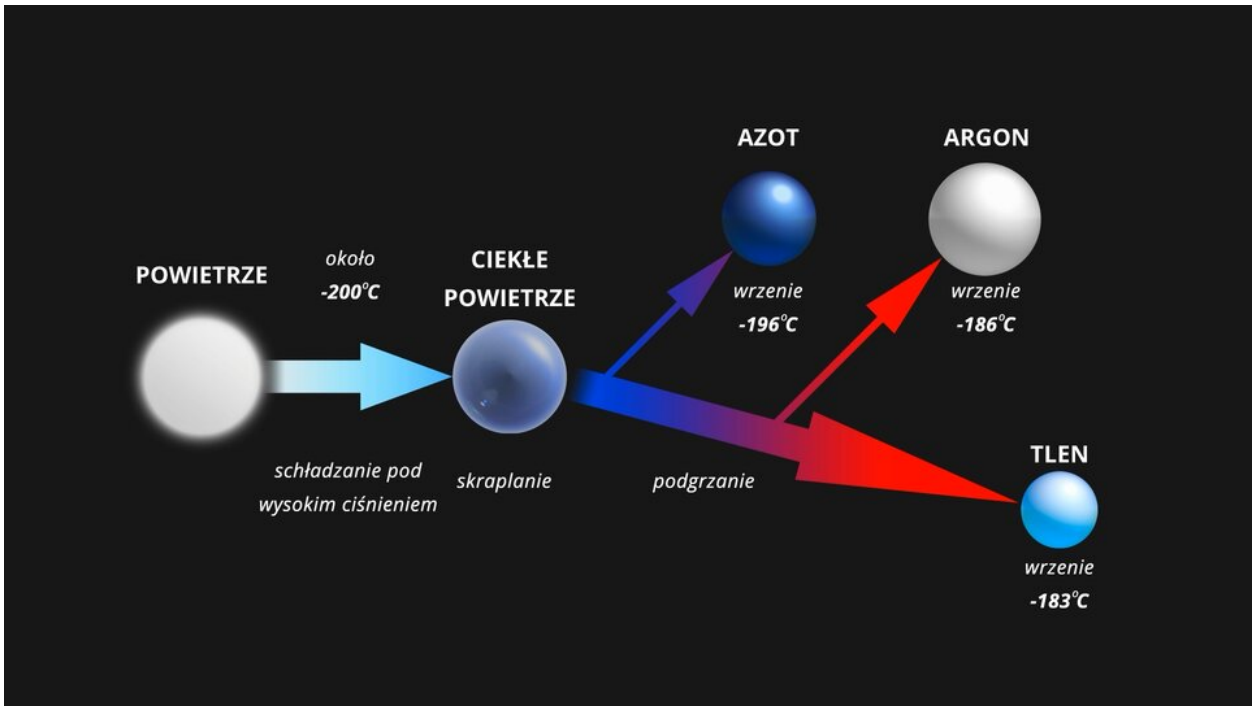
1. Czym jest powietrze?

Powietrze jest mieszaniną jednorodną, w skład której wchodzą pierwiastki i związki chemiczne w stanie gazowym. Właściwości powietrza zależą od jego składu.



gaz	model	zawartość objętościowa gazu w powietrzu [%]
azot		78
tlen		21
argon (i inne gazy szlachetne)		0,94
tlenek węgla(IV)		0,03 (wartość zmienna)
para wodna		0 – 0,03 (wartość zmienna)

2. W jaki sposób można rozdzielić powietrze na składniki?



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

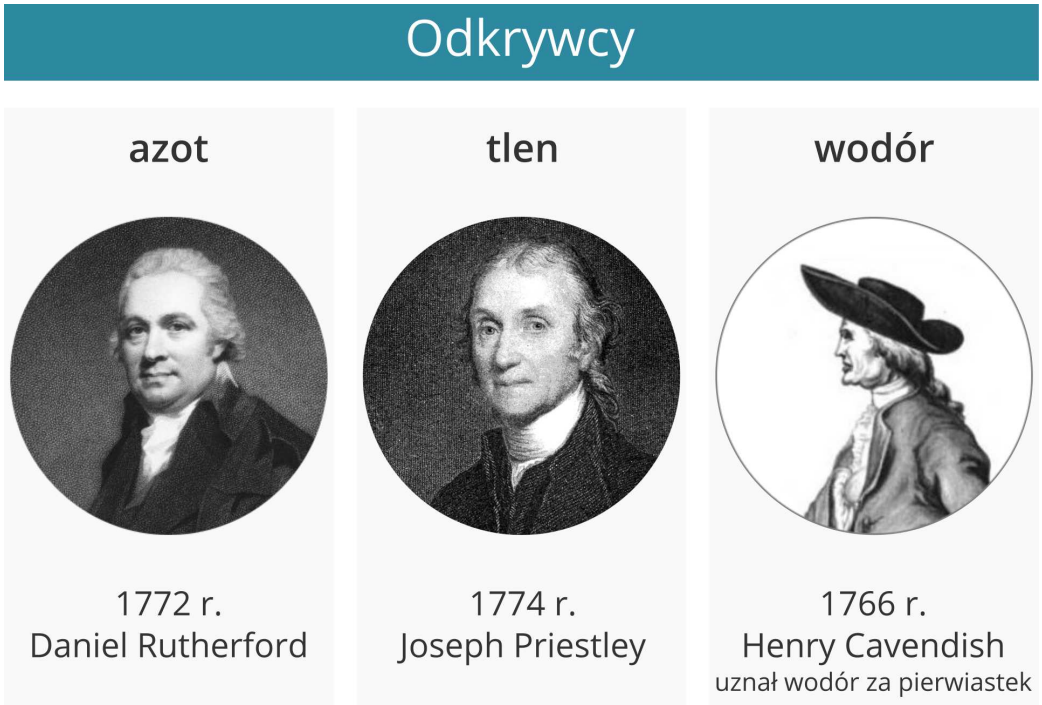
Film zaczyna się ujęciem czarnej planszy, na tle której z lewej strony pojawia się białe koło podpisane powietrze. Pojawia się odchodząca od niego niebieska strzałka podpisana około -200 stopni Celsjusza, schładzanie pod wysokim ciśnieniem. Za strzałką pojawia się niebieska kulka z podpisem ciekłe powietrze. Od niej odchodzi niebiesko czerwona strzałka podpisana Podgrzanie, od której odchodzą kolejne strzałki. Najpierw jedna boczna w górę do ciemnoniebieskiej kulki z napisem Azot, wrzenie -196 stopni Celsjusza. Następnie druga boczna w górę do szarej kulki z napisem Argon, wrzenie -186 stopni Celsjusza, a na koniec gruba strzałka po prawej kończy się na jasnoniebieskiej kulce z napisem Tlen, wrzenie -183 stopnie Celsjusza.

Powietrze można rozdzielić na składniki przez skroplenie i destylację.

3. Składniki powietrza – wybrane informacje

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DPsgQ5Cmw

4. Azot, tlen i wodór – odkrycie, otrzymywanie i zastosowanie



Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DPsgQ5Cmw

Inne metody otrzymywania tlenu
Doświadczenie 1. Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu
Doświadczenie 2. Otrzymywanie tlenu z wody utlenionej

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DPsgQ5Cmw

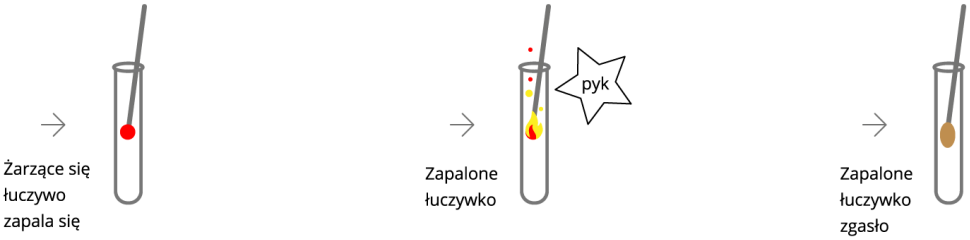
5. Tlenek węgla(IV) – wykrywanie, otrzymywanie, zastosowanie

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DPsgQ5Cmw

6. Identyfikacja gazów: tlenu, wodoru i tlenku węgla(IV)

Identyfikacja gazów

tlen	wodór	tlenek węgla (IV)
Żarzące się łuczywo wprowadzone do naczynia z tlenem rozpala się jasnym płomieniem. Tlen podtrzymuje palenie.	Wodór jest gazem łatwopalnym: czysty spala się spokojnie bladoniebieskim płomieniem, natomiast zmieszany z powietrzem (lub z tlenem) spala się wybuchowo, czemu towarzyszy charakterystyczny dźwięk.	Zapalone łuczywo wprowadzone do naczynia z zebranym tlenkiem węgla (IV) gaśnie. Gaz ten nie podtrzymuje palenia.



Zadania

Pamiętam i rozumiem

1. Wyjaśnij, czym pod względem chemicznym jest powietrze.
2. Opisz właściwości azotu, tlenu, wodoru oraz tlenku węgla(IV).
3. Opisz obieg tlenu i dwutlenku węgla w przyrodzie.
4. Wyjaśnij, dlaczego pierwiastki tworzące w układzie okresowym 18. grupę nazywamy gazami szlachetnymi.
5. Podaj zasady pracy z substancjami o właściwościach wybuchowych.
6. Zapisz równania reakcji otrzymywania tlenu, wodoru i tlenku węgla(IV).

Czytam i interpretuję

1. Z tablic chemicznych odczytaj gęstość gazów będących składnikami powietrza i przedstaw ją w postaci plakatu.
2. W dowolnym źródle (podręczniki, książki, encyklopedie, Internet) znajdź informacje dotyczące przyczyn i skutków zatrucia czadem. Napisz krótką notatkę, podaj jaki to związek chemiczny oraz wyjaśnij, dlaczego „czad jest cichym zabójcą".
3. Na podstawie dostępnych źródeł (podręczniki, książki, encyklopedie, Internet) wyjaśnij, dlaczego wodór może stać się paliwem przyszłości.
4. *Na podstawie dostępnych źródeł (podręczniki, książki, encyklopedie, Internet) wyjaśnij, co było przyczyną katastrofy sterowca „Hindenburg".

Rozwiązuję problemy

1. W trzech zamkniętych nieopisanych kolbach znajdują się bezbarwne gazy: wodór, tlen i tlenek węgla(IV). Zaproponuj doświadczenie pozwalające je odróżnić.
2. Wyjaśnij, dlaczego w dolnych warstwach atmosfery jest większa zawartość tlenku węgla(IV).
3. Zaproponuj kilka sposobów zmniejszenia stopnia zanieczyszczenia powietrza.

Projekt badawczy

Określenie stanu powietrza w najbliższej okolicy

	Tytuł projektu	Jakim powietrzem oddychasz?
	Temat projektu	Określenie stanu powietrza w najbliższej okolicy
	Hipoteza badawcza	Powietrze w najbliższej okolicy jest czyste. Powietrze w najbliższej okolicy jest zanieczyszczone.
	Materiały źródłowe	
Uczeń	Co dokładnie mam zamiar zrobić, by sprawdzić, czy hipoteza jest prawdziwa?	Należy ocenić stopień ewentualnego zanieczyszczenia powietrza, korzystając ze skali porostowej.
		Zaplanować doświadczenie pozwalające zbadać czystość powietrza (np. badanie zapylenia powietrza).
		Wskazać potencjalne źródła zanieczyszczenia powietrza.
		Można nawiązać kontakt lub udać się z wizytą do stacji meteorologicznej bądź sanitarno-epidemiologicznej w celu uzyskania danych o stężeniu szkodliwych gazów.
	Co trzeba przygotować, by zweryfikować hipotezę?	Skalę porostową, taśmę klejącą
	Co będę obserwować (mierzyć)?	
	Czas trwania	Tydzień
	Wyniki	Przygotowanie kart pracy z zapisem obserwacji skali porostowej oraz doświadczenia wraz z relacją fotograficzną z ich przebiegu.
	Wniosek	
	Czego się nauczyłam/em podczas tego projektu?	

Wyniki i wnioski z projektu badawczego

Test sprawdzający do działu Powietrze i inne gazy

Test sprawdzający

Klucz testu

Woda i jej rola w przyrodzie

Woda jest niezwykłą substancją. Jako jedyna występuje na Ziemi w trzech stanach skupienia. Bez niej życie na Ziemi byłoby niemożliwe. W jaki sposób można dbać o jej zasoby?

Woda jest jedną z najbardziej rozpowszechnionych substancji we wszechświecie. Na Ziemi występuje w oceanach pokrywających ponad 70% powierzchni globu, rzekach, jeziorach, lodowcach, atmosferze oraz w płaszczu planety

Już wiesz

- że woda jest związkiem chemicznym;
- że cząsteczka wody jest zbudowana z jednego atomu tlenu i dwóch atomów wodoru;
- że woda w temperaturze pokojowej jest cieczą.

Nauczysz się

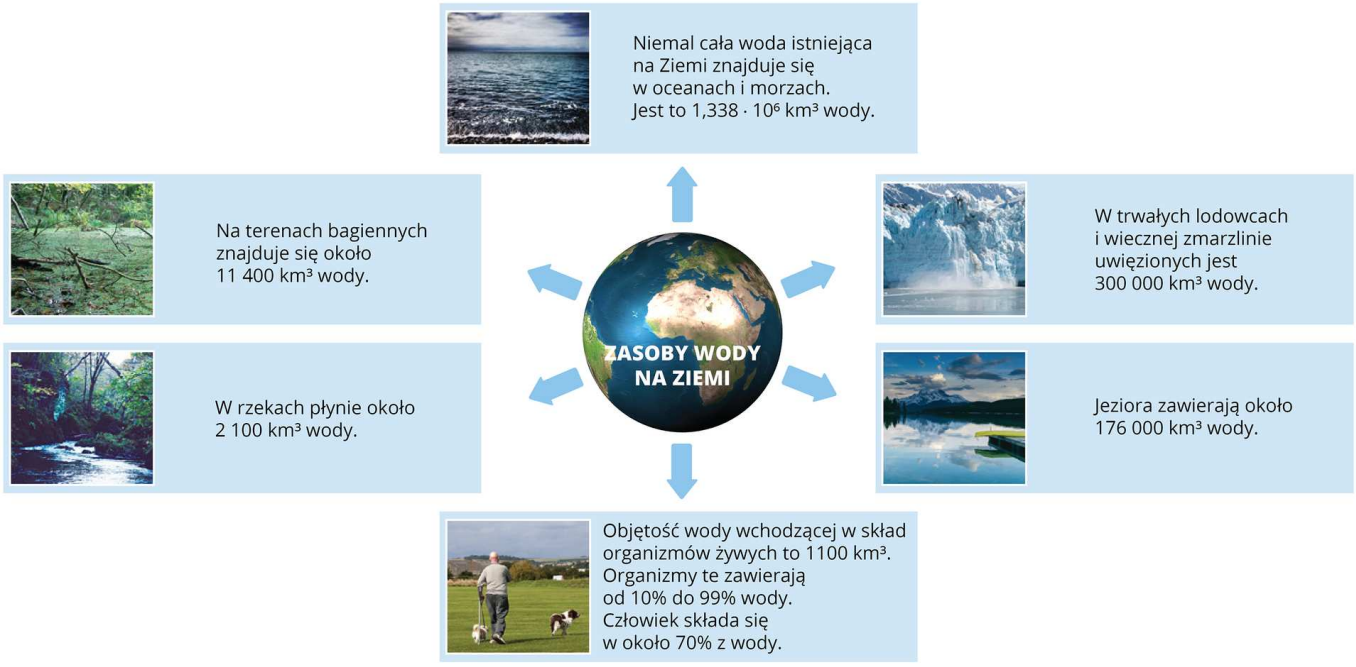
- opisywać obieg wody w przyrodzie;
- wyjaśniać, na czym polega uzdatnianie wody;
- przedstawiać proces oczyszczania ścieków;
- prezentować sposoby oszczędzania wody i uzasadniać konieczność racjonalnego gospodarowania jej zasobami.

1. Obecność wody w przyrodzie

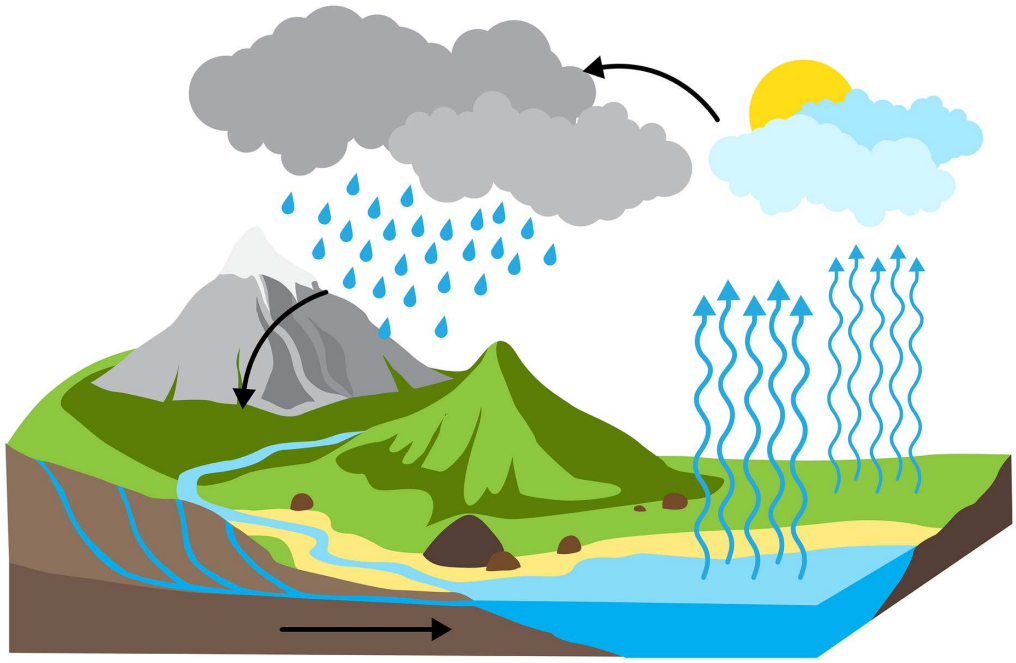
Woda jest jedną z bardziej rozpowszechnionych substancji w przyrodzie. Powierzchnia Ziemi jest prawie w 71% pokryta wodą. Z tego aż 97% to woda mórz i oceanów. Pozostała część wody jest uwięziona w lodowcach, trwałej pokrywie śnieżnej i zmarzlinie, tworzy rzeki i zbiorniki wodne, znajduje się w wodach podziemnych, glebie, powietrzu oraz jest składnikiem organizmów żywych.

Ziemię nazywa się czasami błękitną planetą, gdyż morza i oceany pokrywają prawie 71% jej powierzchni

Jedynie 2,5% objętości wód naturalnych stanowią wody słodkie, które są niezbędne do życia wszystkich organizmów. Pozostałe 97,5% to wody słone (morza i oceany, słone jeziora oraz wody podziemne), które nie mają znaczenia, jeśli chodzi o zaopatrzenie ludzkości w wodę pitną. Nazwa „woda słona" wywodzi się od smaku wody morskiej, który pochodzi głównie od rozpuszczonego w niej chlorku sodu. Nie jest ona zdatna do picia, a jej przyjmowanie może być bardzo niebezpieczne – organizm musi zużyć na wydalenie wprowadzonych z nią substancji więcej wody niż otrzymał w wypitej porcji.
„Woda słodka" zawiera znacznie mniej rozpuszczonych substancji chemicznych. To z niej otrzymuje się wodę pitną.



Woda jest jedynym związkiem chemicznym, który na Ziemi występuje w trzech stanach skupienia. W wodach powierzchniowych i podziemnych stanowi ciecz, w atmosferze jest gazem, a w opadach (śniegu, gradzie) oraz lodowcach i zmarzlinie istnieje w stanie stałym.



Ilość wody na kuli ziemskiej jest stała, choć woda jest w ciągłym ruchu. Przemieszczanie się wody jest wywołane przez dwa czynniki – Słońce i grawitację. Energia słoneczna powoduje parowanie wody, a siła przyciągania ziemskiego – opadanie kropli wody z atmosfery na powierzchnię Ziemi, a następnie jej spływanie i przesiąkanie do mórz oraz oceanów

2. Woda jako podstawa wszelkiego życia

Woda jest nieodzowna do życia roślin, zwierząt i ludzi. W hierarchii wszystkich potrzeb życiowych organizmów znajduje się na pierwszym miejscu. Istnieją nawet mikroorganizmy, które mogą żyć bez tlenu, ale bez wody nie są w stanie. Woda jest najważniejszym składnikiem organizmów, na przykład stanowi około 60–70% masy ciała człowieka. Jest niezbędna do jego prawidłowego funkcjonowania: bierze udział w regulowaniu temperatury ciała, transporcie składników odżywczych, produktów przemiany materii oraz we wszystkich reakcjach biochemicznych zachodzących w organizmie.

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy ogórek zawiera wodę?

Hipoteza

Ogórek zawiera wodę.

Co będzie potrzebne

- surowy ogórek,
- probówka,
- łapa do probówek,
- palnik gazowy.

Instrukcja

1. W probówce umieść rozdrobniony kawałek plasterka ogórka.
2. Ogrzewaj zawartość probówki aż do powstania pierwszych zmian.

Podsumowanie

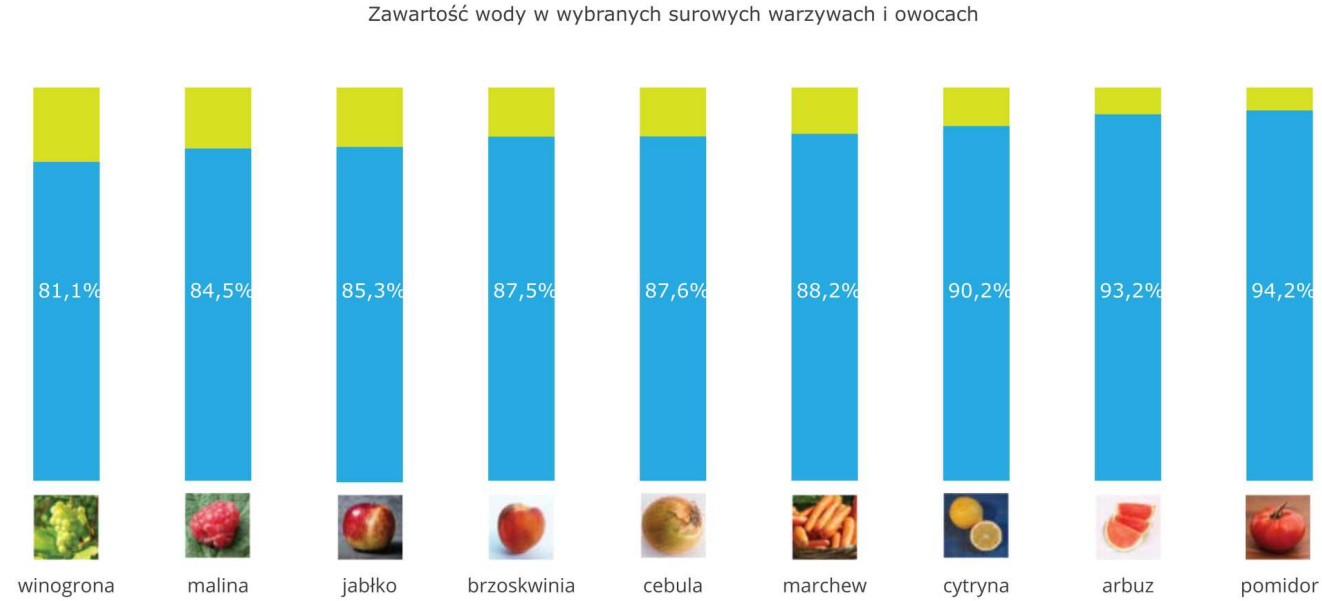
Na ściankach probówki pojawia się para wodna.
Ogórek zawiera wodę.

Ciekawostka

Żywność liofilizowana
Jedną z metod konserwacji żywności jest pozbawienie jej wody poprzez odparowanie (suszenie) po jej zamrożeniu z zastosowaniem obniżonego ciśnienia. W tych warunkach woda ulega sublimacji i produkt żywnościowy zostaje pozbawiony wody w 70–96%, a jego masa staje się co najmniej dziesięciokrotnie mniejsza. Niedobór wody w produkcie powstrzymuje rozwój mikroorganizmów. Żywność liofilizowana jest przeznaczona dla himalaistów, alpinistów, żeglarzy i żołnierzy.

Ciekawostka

Jaka jest zawartość wody w surowych warzywach i owocach?



Polecenie 1

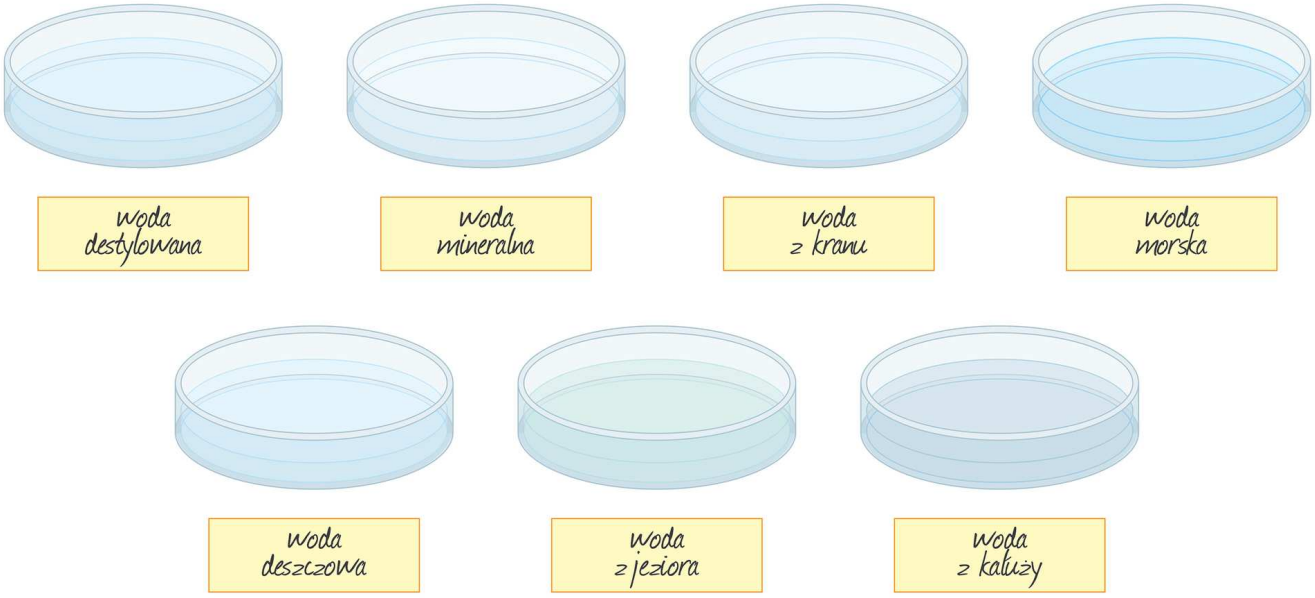
Zbierz około 100 g liści i dokładnie je zważ. Następnie rozłóż liście w ciepłym miejscu i pozostaw je do wysuszenia. Ponownie sprawdź ich wagę. Oblicz ubytek masy, odpowiadający ilości wody, którą zawierały zebrane liście.

3. Zanieczyszczenia wód naturalnych

Czysta woda nie występuje w przyrodzie. Można ją otrzymać w wyniku destylacji. Nazywa się ją wodą destylowaną. W wodzie występującej na Ziemi rozpuszczone są substancje, które znalazły się na drodze jej obiegu. Z tego względu wody naturalne są wodnymi roztworami. Woda opadowa (deszcz, śnieg, grad) zanim zetknie się z powierzchnią Ziemi, w zasadzie powinna być pozbawiona rozpuszczonych substancji stałych. Tak dzieje się jednak tylko na obszarach wolnych od zanieczyszczeń wywołanych działalnością człowieka czy erupcją wulkanów. Wody naturalne mogą zawierać składniki zarówno pożądane, jak i szkodliwe dla organizmów żywych, tzw. zanieczyszczenia. Ograniczają one zasoby wodne i stwarzają zagrożenie dla rozwoju roślin oraz zdrowia zwierząt i człowieka.

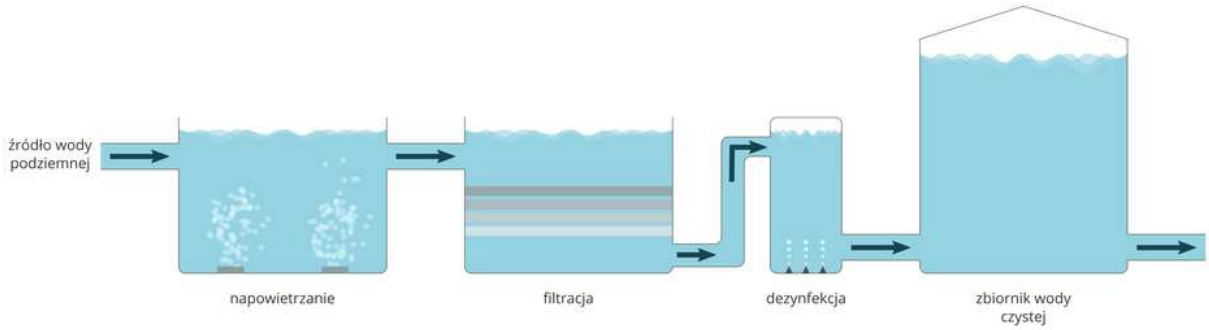
Polecenie 2

Porównaj ilość substancji rozpuszczonych w różnych rodzajach wód: destylowanej, mineralnej, wodociągowej, morskiej, deszczowej, z rzeki (jeziora), kałuży. W tym celu na płytkę szklaną (szalkę Petriego lub taflę lustra) nanieś w różnych miejscach jednakową liczbę kropli każdego z w wymienionych rodzajów wody. Dopilnuj, aby próbki nie mieszały się ze sobą. Odstaw płytkę do czasu całkowitego odparowania z nich wody. Porównaj suche pozostałości po każdej z nich. Oceń, który rodzaj wody zawierał najwięcej rozpuszczonych w niej substancji?



4. Uzdatnianie wody

Przygotowanie do spożycia wody pobranej z ujęć nazywa się uzdatnianiem wody. Proces ten przeprowadza się w tzw. stacjach uzdatniania wody. Ich zadaniem jest oczyszczenie wody w taki sposób, aby jej jakość odpowiadała wymaganiom sanitarnym.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

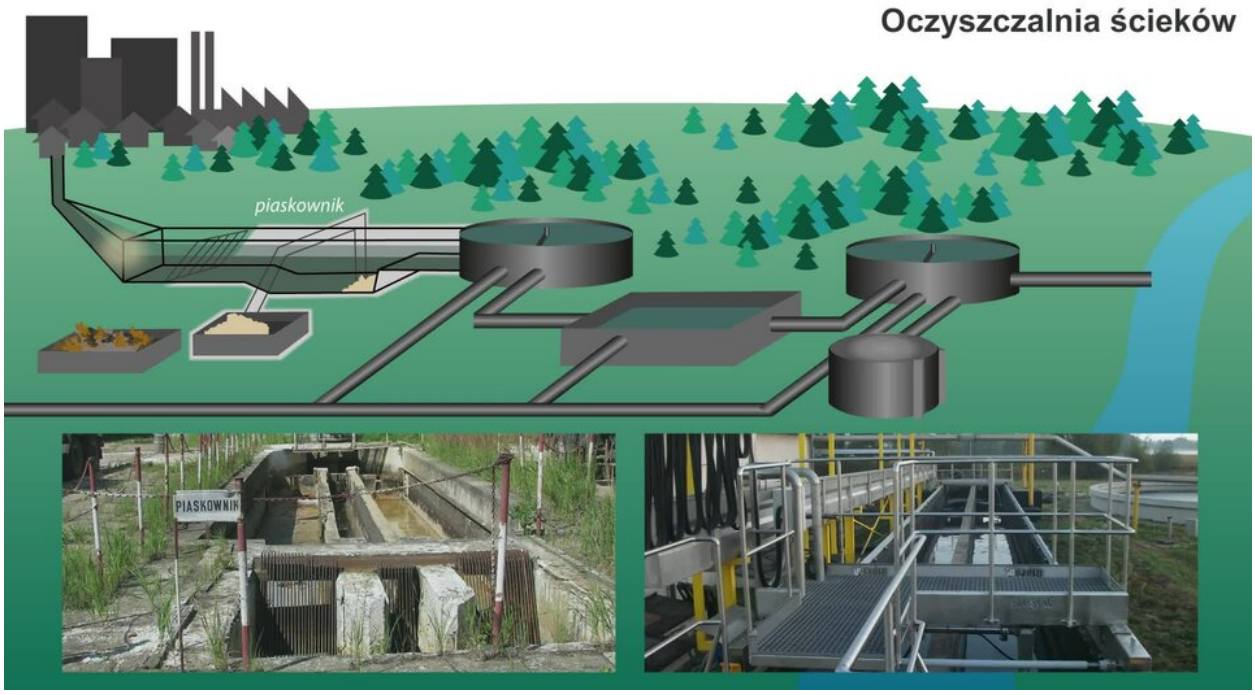
Film rozpoczyna schemat procesu uzdatniania wody. Od lewej strony rozpoczyna go rura ze strzałką skierowaną w prawo i napis Źródło wody podziemnej. Pierwszy duży zbiornik opisany jest Napowietrzanie i zawiera na dnie dwa wloty powietrza. Od niego odchodzi rura do kolejnego zbiornika z napisem Filtracja i czterema poziomymi pasami symbolizującymi filtry. Po prawej stronie w dolnej części zbiornika odchodzi rura do wąskiego wysokiego zbiornika z napisem dezynfekcja i trzeba elementami na dnie uwalniającymi gaz. Ostatni element po prawej stronie to duży zadaszony zbiornik z podpisem Zbiornik wody czystej. W dalszej części filmu kamera dokonuje zbliżenia na każdy z tych elementów po kolei, a na ekranie pojawia się opis znaczenia tego elementu i jego zasady działania.

---

5. Oczyszczanie ścieków

Jednym z przejawów racjonalnej gospodarki wodą jest oczyszczanie wód skażonych niechcianymi substancjami. Wszystkie ścieki, niezależnie od rodzaju (komunalne bądź przemysłowe), zawsze oczyszcza się, zanim zostaną odprowadzone do rzeki, jeziora, morza czy gruntu. Usuwanie niepożądanych substancji znajdujących się w wodzie odbywa się w tzw. oczyszczalniach ścieków.

W oczyszczalni ścieki surowe przemieszczają się przez kolejne obiekty wyposażone w odpowiednie urządzenia, w których następuje stopniowe usuwanie niepożądanych substancji.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Ogólny widok oczyszczalni ścieków Przy omawianiu podświetlają się wymieniane elementy. Tu najpierw podświetla się na schemacie ogólnym pierwszy element (kraty i sita), a następnie pojawiają się ich zdjęcia na pierwszym planie. Po chwili powrót do schematu ogólnego. Na schemacie ogólnym podświetla się kolejny element - piaskownik. Następnie na pierwszym planie pojawiają się zdjęcia piaskownika. Po chwili powrót do schematu ogólnego. Na schemacie ogólnym podświetla się kolejny element osadnik wstępny. Następnie na pierwszym planie pojawiają się zdjęcia osadnika wstępnego. Po chwili powrót do schematu ogólnego. Powrót do schematu ogólnego podświetla się kolejny element – komora osadu czynnego. Pojawia się zdjęcie komory osadu czynnego. Po chwili powrót do schematu ogólnego. Powrót do schematu ogólnego podświetla się kolejny element – osadnik wtórny. Pojawia się zdjęcie osadnika wtórnego. Po chwili powrót do schematu ogólnego. Powrót do schematu ogólnego podświetla się kolejny element – komora fermentacji. Pojawia się zdjęcie zbiornika metanu lub komory ferementacyjnej .Po chwili powrót do schematu ogólnego. Powrót do schematu ogólnego podświetla się woda, która płynie przez wszystkie etapy i wpływa do rzeki.

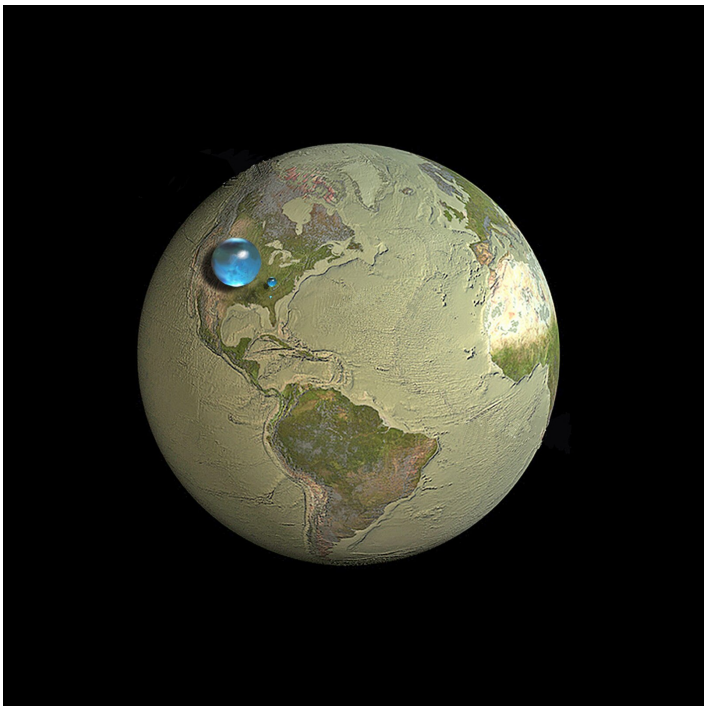
Oddzielane w procesie oczyszczania ścieków osady są zbierane i w zależności od rodzaju oczyszczalni są przeznaczane do fermentacji lub poddawane wysokiej temperaturze. Najczęściej wykorzystuje się pierwszą metodę zagospodarowywania osadów, czyli rozkład pod wpływem mikroorganizmów. Z zawartej w osadach materii organicznej powstaje biogaz, który stanowi biopaliwo do produkcji energii elektrycznej lub/i cieplnej często tylko na potrzeby oczyszczalni. Pozostałość po fermentacji jest używana jako kompost, np. do tworzenia ziemi nadającej się pod rabatki i trawniki.

Spalanie osadów jest rzadziej spotykanym zabiegiem. Przeprowadza się go w wysokiej temperaturze (ok. 850°C) w specjalnie skonstruowanych piecach. W ten sposób zmniejsza się ilość odpadów powstałych po oczyszczaniu ścieków.

Spalanie osadów powstałych w wyniku oczyszczania ścieków jest sposobem na unieszkodliwianie odpadów

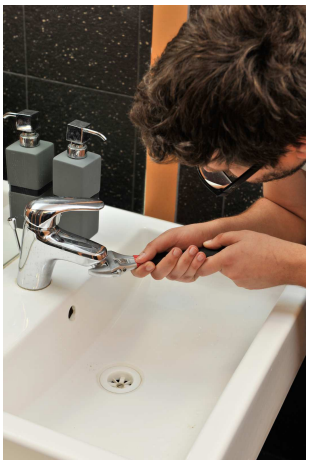
6. Racjonalne gospodarowanie wodą

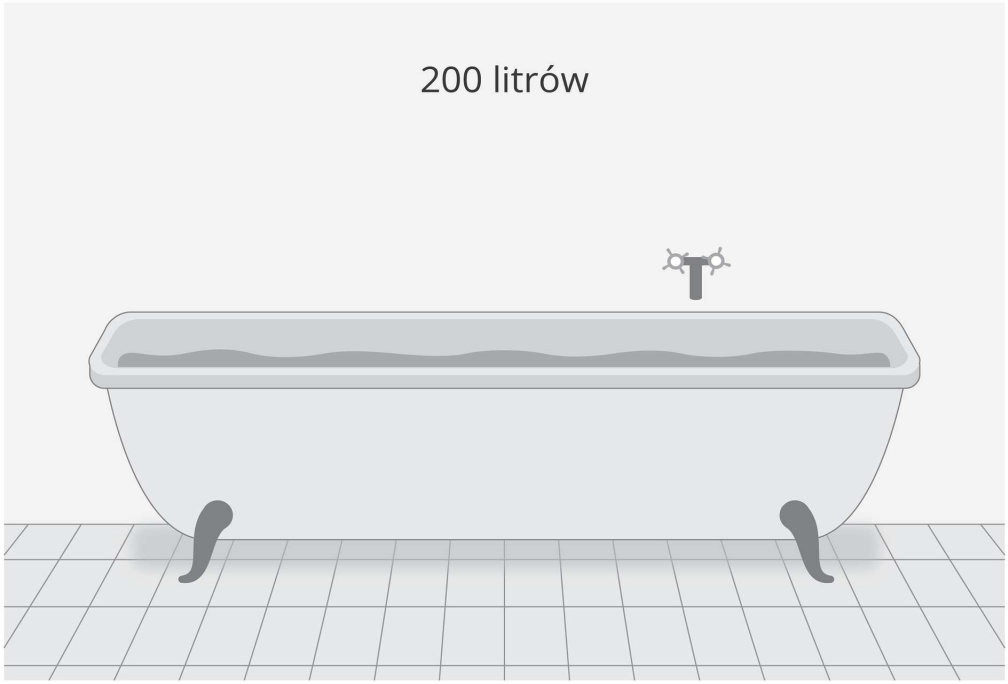
Ze względu na to, że 1/3 ludności świata mieszka na terenach objętych deficytem wody, a 11% populacji nie ma zapewnionego dostępu do czystej wody pitnej, oszczędzanie wody wydaje się być bardzo uzasadnionym działaniem. Woda jest niezbędna dla naszego organizmu i każdej formy życia na Ziemi. Dlatego trzeba dbać o jej zasoby. Nie chodzi o to, aby odmawiać sobie dostępu do wody i przyjemności korzystania z niej, ale o kontrolowanie jej zużycia podczas wykonywania codziennych czynności.



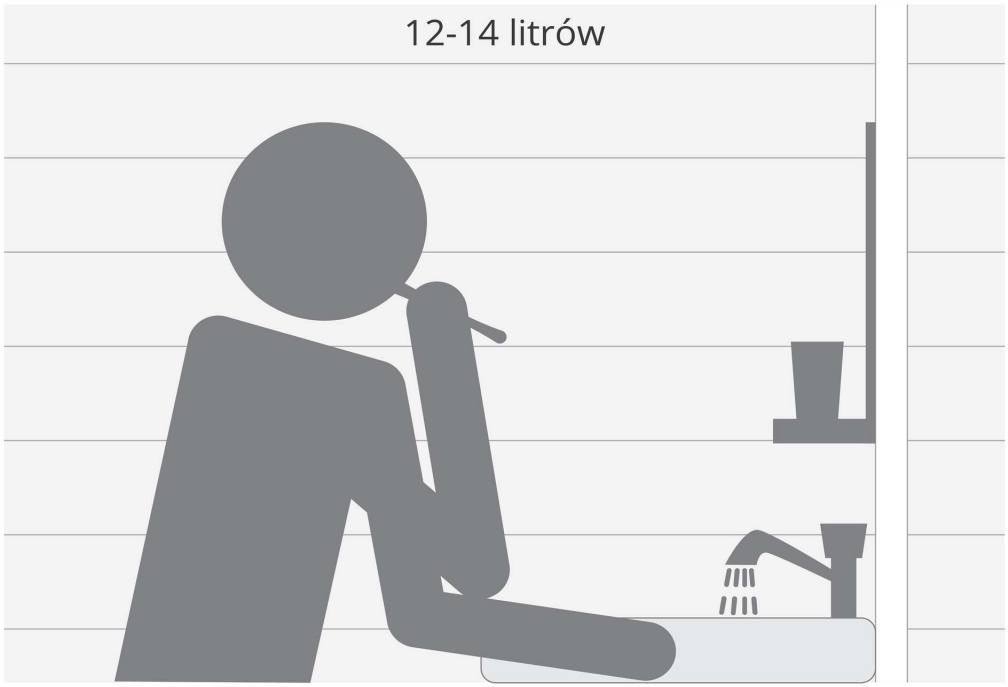
Naukowcy z amerykańskiej agencji geologicznej USGS (United States Geological Survey) wykonali wizualizację, na której porównali ziemskie zapasy wody z rozmiarami naszej planety. Zasoby wodne występujące na kuli ziemskiej utworzyłyby kulę o średnicy około 1384 km. Woda słodka, która jest zdatna do picia, byłaby kulą o średnicy 273 km. Natomiast dostępna woda słodka zawarta w wodach powierzchniowych uformowałaby kulę o średnicy 56 km

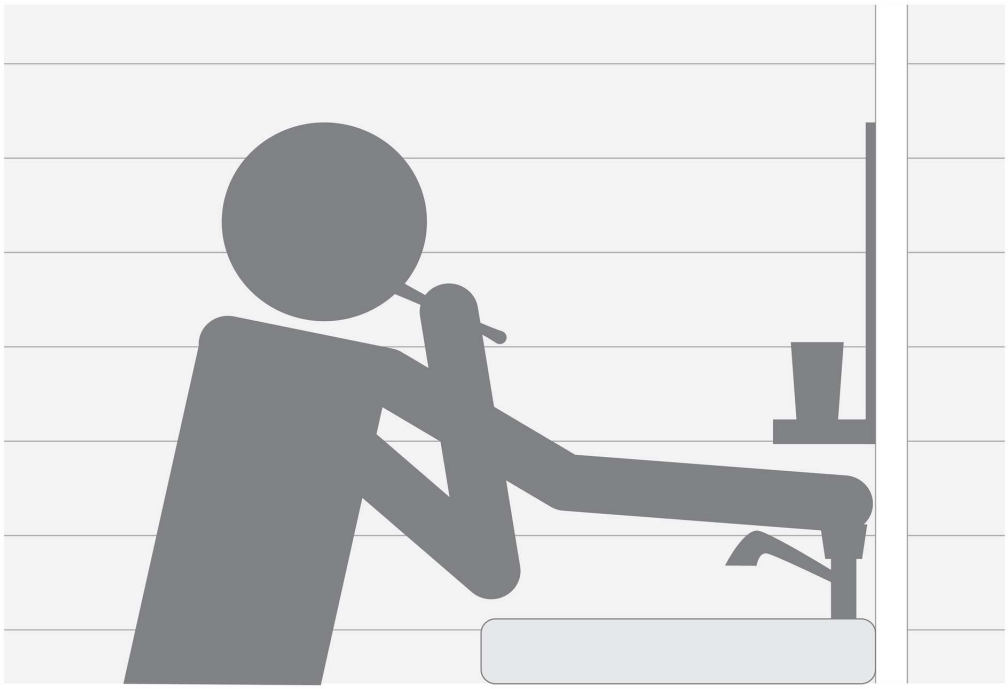
$$0{,}02\frac{cm^3}{s} \cdot 60\frac{s}{min} \cdot 60\frac{min}{godz} \cdot 24\frac{godz}{doba} \cdot 30\frac{dni}{miesiąc} = 51840\ cm^3 \cong 50\ litrów$$

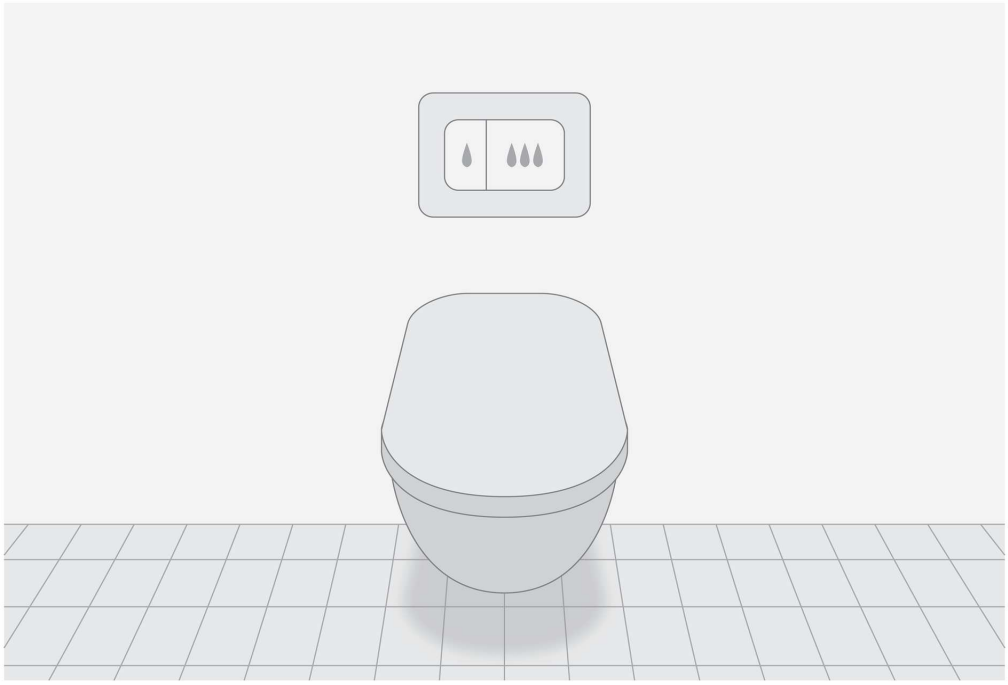


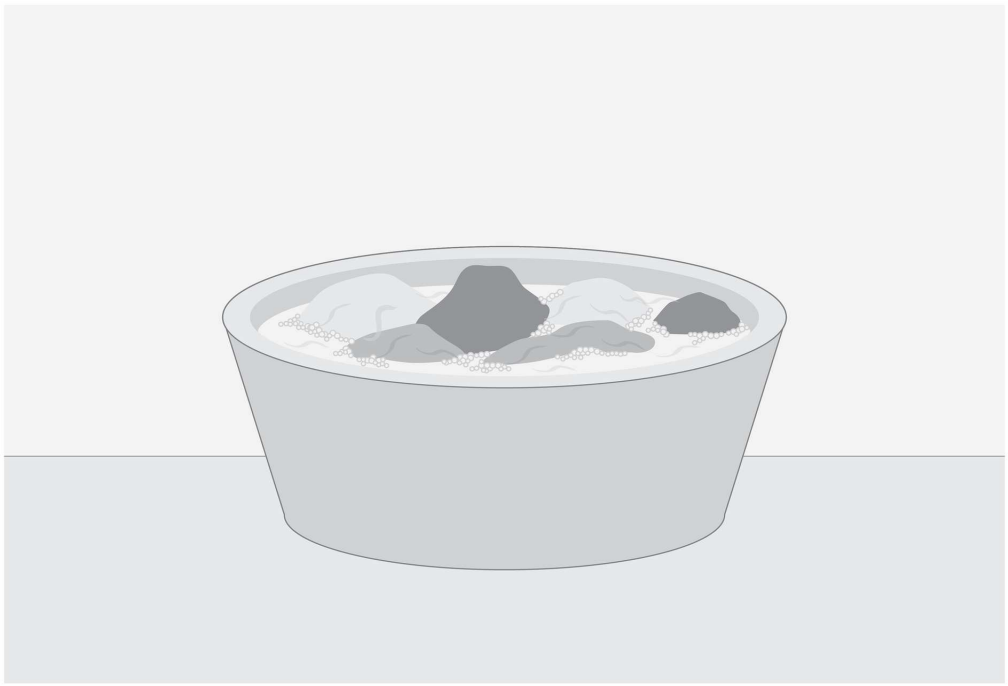

200 litrów

50-100 litrów


12-14 litrów

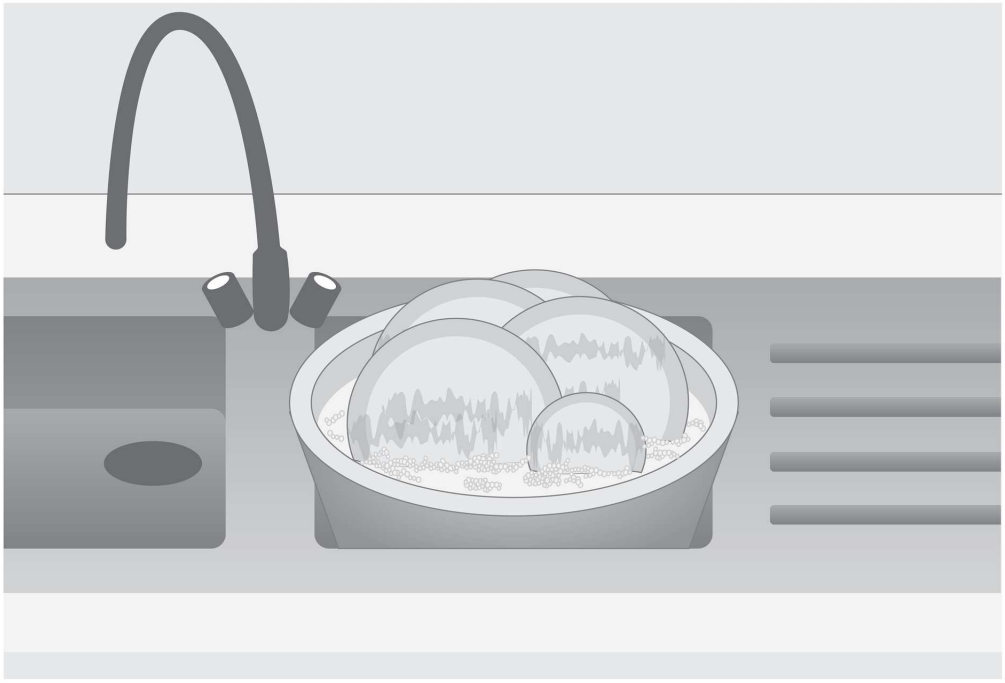




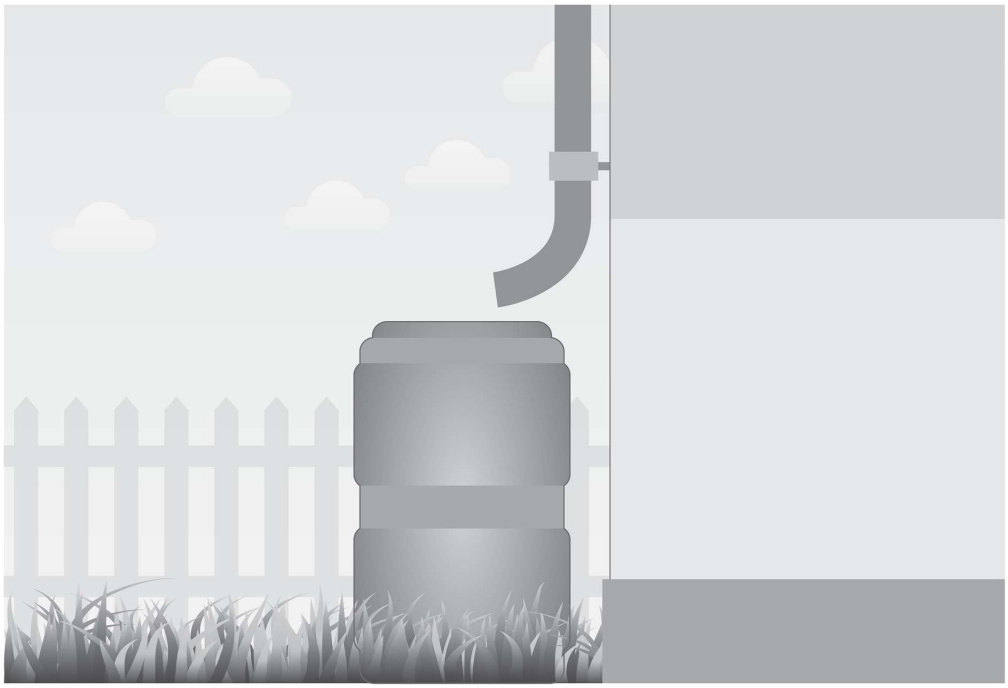


Nie potrzeba namaczać naczyń

Zużycie 12 – 30 litrów wody



Planowanie porządków



Podsumowanie

- Wody naturalne, występujące w przyrodzie, są roztworami różnych substancji stałych i gazów.
- Najwięcej substancji zawiera woda morska, najmniej – woda z opadów atmosferycznych.
- Wody naturalne są narażone na zanieczyszczenia. Są to ścieki komunalne i przemysłowe, odcieki z wysypisk śmieci, spływające z pól podczas opadów roztwory zawierające nawozy i środki ochrony roślin, a także substancje przedostające się do środowiska wodnego podczas rzadkich, ale mających duży zasięg, groźnych w skutkach katastrof morskich i kataklizmów.
- Stacje uzdatniania wody to zakłady, w których woda jest przygotowywana do spożycia.
- Ujęcia wody pitnej są położone na obszarach chronionych.
- Wszystkie ścieki są oczyszczane w tzw. oczyszczalniach ścieków.
- Z uwagi na małe zasoby dostępnej wody słodkiej należy oszczędzać wodę pitną.

Praca domowa

> **Polecenie 3.1**
>
> Dowiedz się, z jakiego ujęcia jest doprowadzana woda do miejsca twojego zamieszkania. Jeśli możesz, odwiedź to miejsce i sprawdź, czy rzeczywiście teren ten znajduje się pod ochroną. Ustal, czy woda pobierana jest ze źródła powierzchniowego, czy z podziemnego.

Polecenie 3.2

Sprawdź, gdzie w twojej okolicy znajduje się oczyszczalnia ścieków. Dowiedz się, jakimi metodami są oczyszczane ścieki? Gdzie jest odprowadzana woda powstała po ich oczyszczeniu?

Polecenie 3.3

Przeprowadź rozmowę z członkami twojej rodziny lub przyjaciółmi. Oceń, w jakich dziedzinach życia nieracjonalnie gospodarują wodą. Przygotuj plakat przekonujący do oszczędnego korzystania z wody.

Słowniczek

woda destylowana

woda otrzymana w wyniku destylacji; nie zawiera rozpuszczonych substancji

Zadania

Ćwiczenie 1

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Na kuli ziemskiej jest więcej wody morskiej niż słodkiej.	◯	◯
Woda morska nie nadaje się do picia.	◯	◯
Stacja uzdatniania wody zawiera zespół budynków i urządzeń, za pomocą których przepompowuje się wodę z ujęcia do wodociągów doprowadzających wodę do odbiorców.	◯	◯
Tylko ścieki przemysłowe muszą być oczyszczone, zanim zostaną przekierowane do środowiska przyrodniczego.	◯	◯
Osady, które powstają podczas oczyszczania ścieków, są poddawane fermentacji lub spalane.	◯	◯

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Ćwiczenie 4

Ćwiczenie 5

Woda i jej właściwości

Woda jest najbardziej rozpowszechnionym, najbardziej znanym i jednocześnie najbardziej zagadkowym płynem na Ziemi, a możliwe, że nie tylko na tej planecie. Jej właściwości znacznie odbiegają od właściwości innych substancji o podobnej budowie. Z tego powodu woda w temperaturze pokojowej jest cieczą, co warunkuje właściwe funkcjonowanie organizmów żywych. Jakim właściwościom wody zawdzięczamy jej powszechną obecność w naszym życiu?

Woda jest substancją niezwykłą, a my przyzwyczajeni do niej, nawet nie zdajemy sobie z tego sprawy. Nawet tak oczywista rzecz jak to, że lód unosi się na powierzchni wody w stanie ciekłym jest w świecie materii czymś bardzo wyjątkowym

Już wiesz

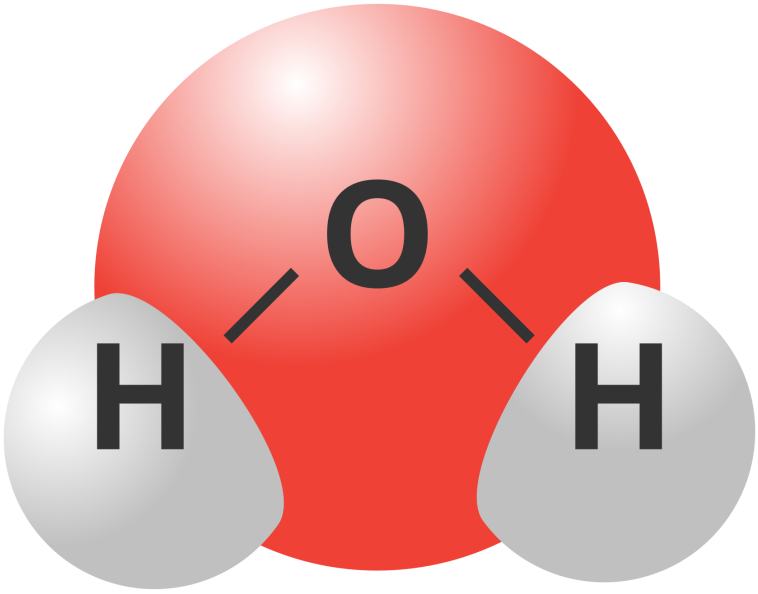
- że woda w temperaturze pokojowej jest cieczą bez barwy i bez zapachu;
- że woda jest związkiem chemicznym zbudowanym z cząsteczek;
- że pomiędzy atomami wodoru i atomem tlenu w cząsteczce wody występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane;
- że krążąca w przyrodzie woda tworzy roztwory o różnym składzie chemicznym.

Nauczysz się

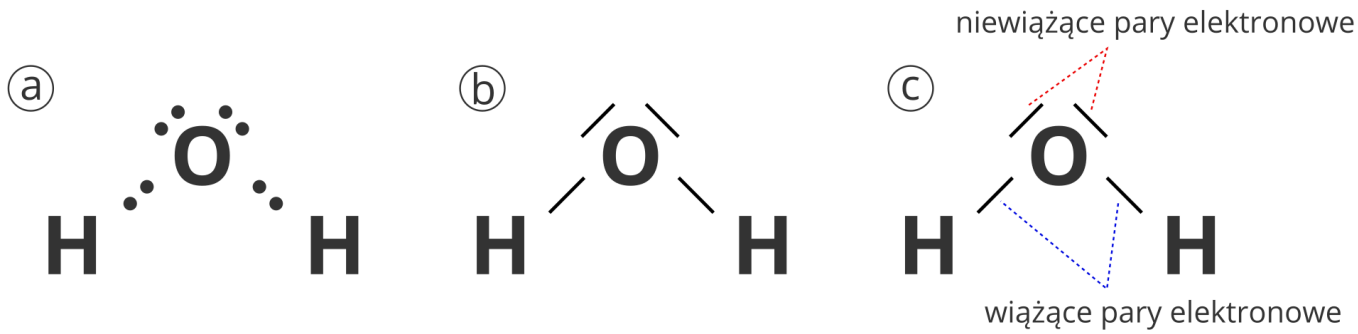
- wyjaśniać pojęcie polarności cząsteczki wody;
- przedstawiać oddziaływania między cząsteczkami wody;
- przeprowadzać doświadczenie, którego celem jest zbadanie, czy dana substancja rozpuszcza się w wodzie, czy też nie.

1. Budowa cząsteczki wody

Woda jest substancją zbudowaną z cząsteczek. Każdą cząsteczkę tworzą dwa atomy wodoru połączone z jednym atomem tlenu. Pomiędzy atomami tlenu i wodoru występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane. Atomy wodoru i tlenu nie leżą w jednej linii, wiązania pomiędzy nimi tworzą kąt około 104,5°.



Cząsteczka wody

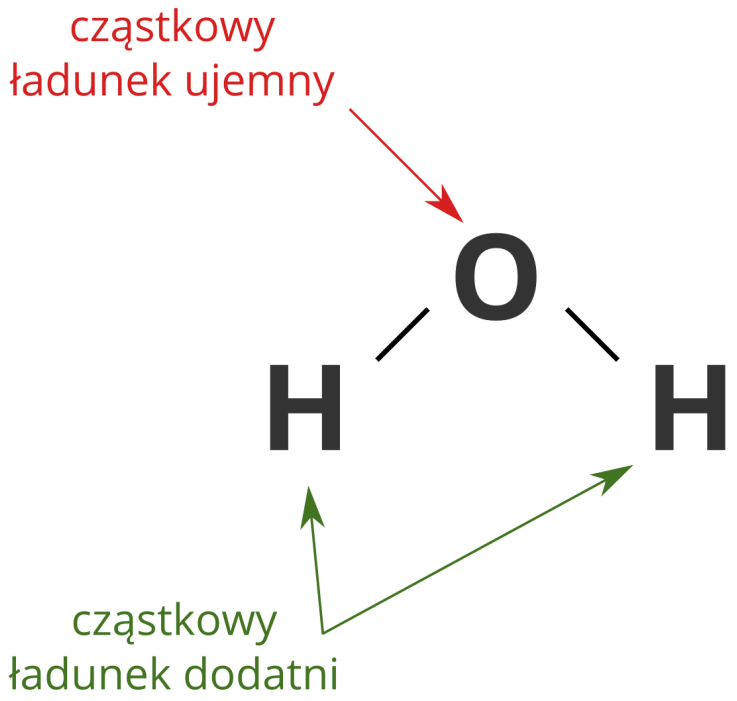


Budowa cząsteczki wody: wzór elektronowy kropkowy (a), wzór elektronowy kreskowy (b), rodzaje par elektronowych w cząsteczce wody i wielkość kąta pomiędzy wiązaniami (c)

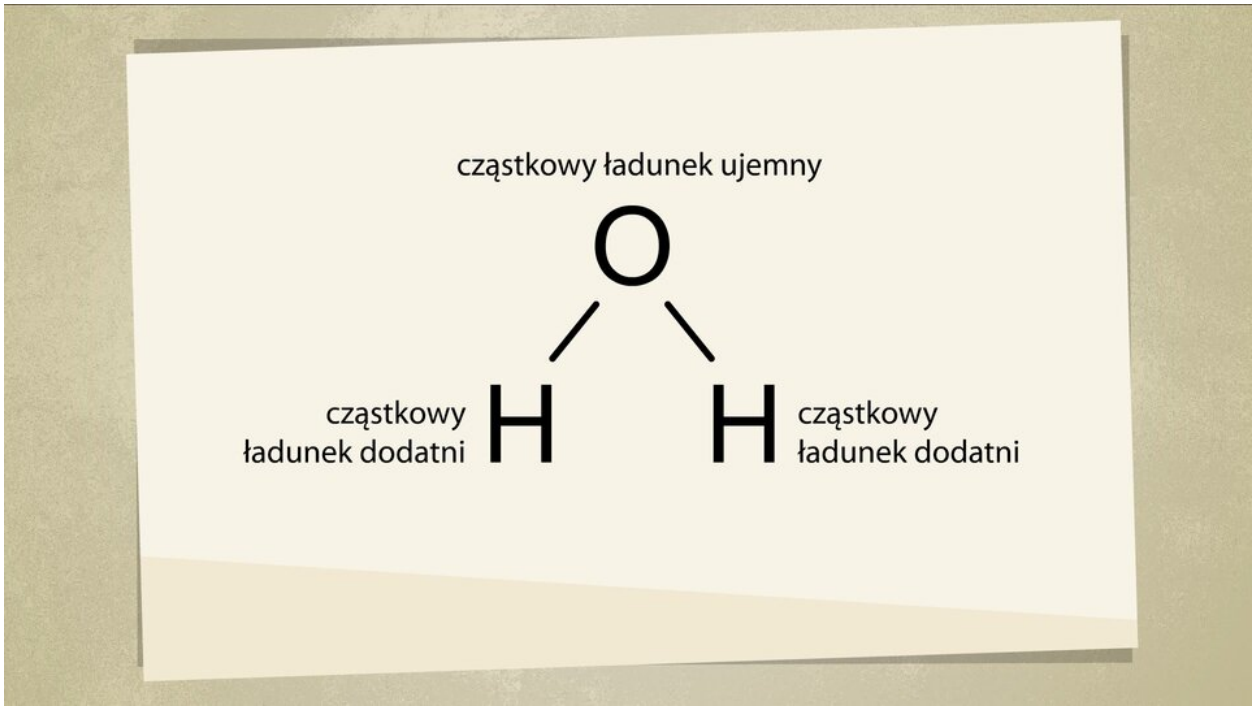
2. Cząsteczka wody jest polarna

W cząsteczce wody atom tlenu ma silniejsze zdolności do przyciągania elektronów niż atom wodoru, dlatego wspólne pary elektronowe są przesunięte w kierunku atomu tlenu. Z tego względu jądro atomu wodoru jest częściowo „odsłonięte", jego dodatni ładunek nie jest w pełni „zobojętniony" przez ujemny ładunek elektronu. Atom wodoru zyskuje ładunek dodatni, którego wartość jest mniejsza od elementarnego ładunku dodatniego (ładunku

protonu), stanowi tylko jego część, dlatego mówi się, że na atomie wodoru występuje cząstkowy ładunek dodatni. Przy atomie tlenu występuje nadmiar ładunku ujemnego, a jego wartość jest mniejsza od ładunku elektronu.



Cząstkowe ładunki, ujemny na atomie tlenu i dodatnie na atomach wodoru, równoważą się i cząsteczka wody jest elektrycznie obojętna



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Gąsienica żeruje na liściach, przemieszcza sięWidok na wzór strukturalny cząsteczki wody. W tym wzorze wiązania zamieniają się na strzałki (przezroczyste), pod którymi widać, że wiązania łączące atomy, przesuwają się w kierunku atomu tlenu (nieznacznie). Przy atomach wodoru (każdym z nich) pojawia się zapis: cząstkowy ładunek dodatni.

3. Zachowanie się cząsteczek w różnych stanach skupienia wody

Jak wiemy, ładunki różnoimienne (dodatni i ujemny) wzajemnie się przyciągają. Tak dzieje się również w przypadku cząsteczek wody – atom wodoru jednej cząsteczki może oddziaływać elektrostatycznie z atomem tlenu drugiej cząsteczki. Takie zjawisko można wyraźnie zaobserwować w wodzie w stanie ciekłym i stałym. W wodzie w fazie ciekłej obok wolnych cząsteczek występują także ich skupiska, które tworzą się właśnie dzięki przyciąganiu elektrostatycznemu. Skupiska te nie są trwałe. Jedne cząsteczki uwalniają się z nich, inne zaś dołączają do układu. W stanie stałym cząsteczki wody dzięki oddziaływaniom elektrostatycznym tworzą stosunkowo trwałe struktury.

Zjawisko łączenia się drobin (cząsteczek, jonów, atomów) w większe układy złożone z dwóch lub większej liczby cząstek w wyniku elektrostatycznych oddziaływań nosi nazwę asocjacji.

4. Jak polarna budowa cząsteczek wody wpływa na gęstość tej substancji?

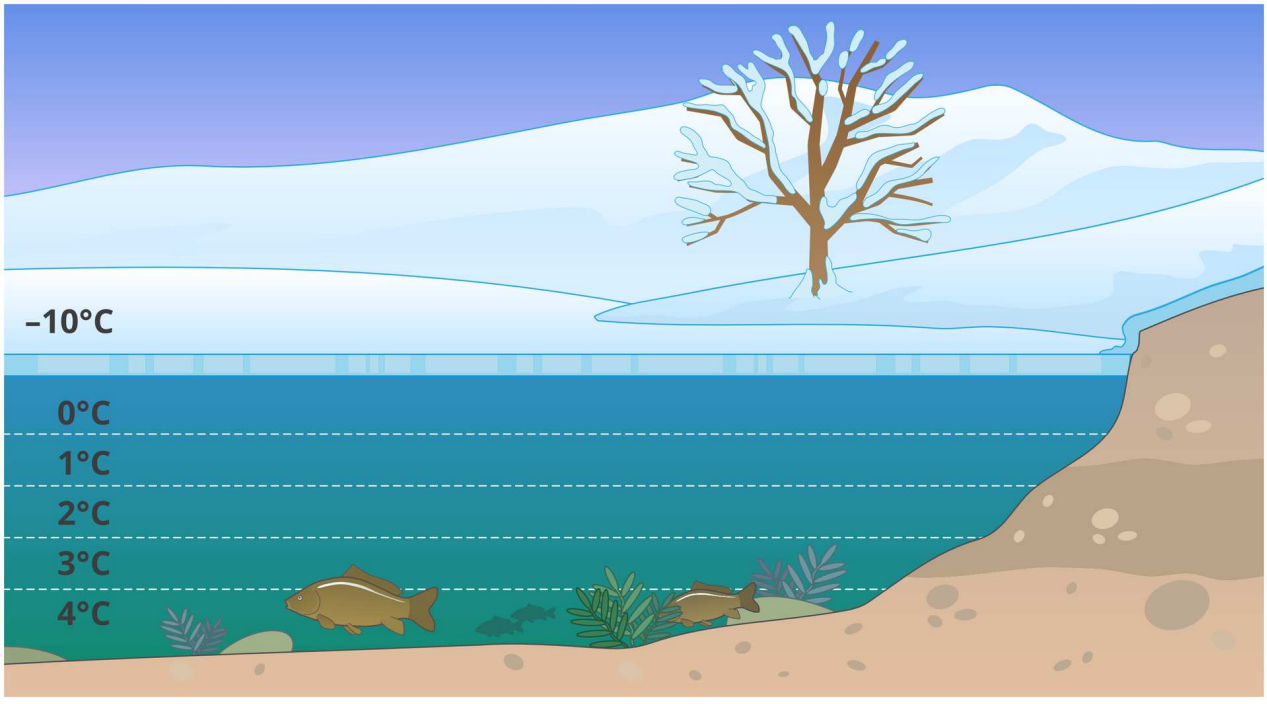
Polarna budowa cząsteczek wody ma swoje konsekwencje – są nimi właściwości fizyczne wody. Zazwyczaj jest tak, że w ciele stałym drobiny znajdują się bliżej siebie niż w cieczy i substancja w stanie stałym ma większą gęstość niż w stanie ciekłym. W przypadku wody cząsteczki w fazie stałej tworzą struktury, które pozostawiają dużo wolnej przestrzeni, przez co odległości między cząsteczkami są większe w lodzie niż w wodzie. Z tego powodu lód ma mniejszą gęstość niż woda ciekła.

Lód ma mniejszą gęstość niż woda ciekła i dlatego unosi się na jej powierzchni

Gęstość wody, w różnych temperaturach

Stan skupienia	**Gęstość**
woda w stanie stałym w temperaturze 0°C	$0{,}917\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$
woda w stanie ciekłym w temperaturze około 4°C	$1{,}000\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$

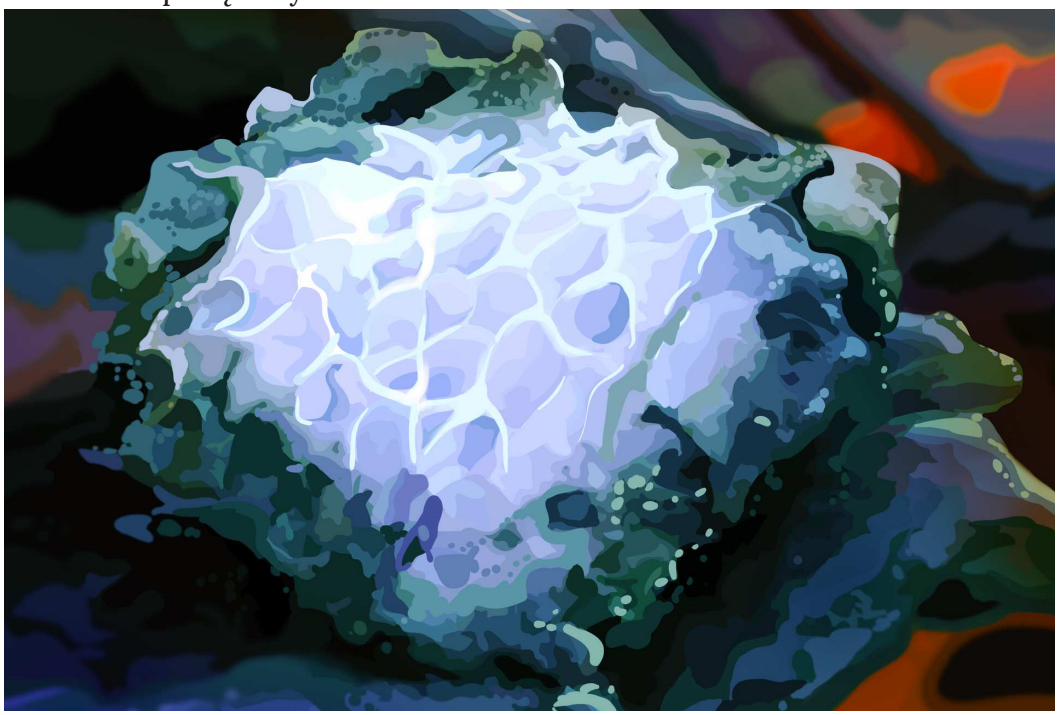
Niska w stosunku do gęstości ciekłej wody, gęstość lodu ma bardzo ważne znaczenie dla istnienia życia wodnego na Ziemi. Lód, który tworzy się na powierzchni wody, izoluje jej głębsze warstwy i chroni je przed zamarzaniem. Umożliwia w ten sposób egzystencję organizmom wodnym w czasie mrozów.



W mroźne dni lód chroni życie wodne w zbiorniku. Pod nim temperatura wody wynosi zawsze około 0°C, a na dnie zaś sięga około 4°C

Ciekawostka

Klatraty metanu
Cząsteczki wody mogą tworzyć regularne struktury w postaci klatek, w których uwięzione są inne małe cząsteczki substancji. Powstałe kryształy nazywane są klatratami. Największe zainteresowanie wzbudzają klatraty metanu, czyli struktury lodu, w których uwięziony jest metan, główny składnik gazu ziemnego. Nazywane są metanowym lodem. Ich największe pokłady znajdują się na dnie mórz i oceanów, a także pod wieczną zmarzliną. Metanowy lód utworzył się pod wpływem wysokiego ciśnienia wody i metanu pochodzącego z beztlenowego rozkładu materii organicznej. Podejmowane są próby pozyskania z klatratów metanu jako cennego paliwa. Naukowcy pracują nad nowymi technologiami, które umożliwiłyby wydobycie metanu. Jednocześnie ekolodzy ostrzegają, że eksploatacja złóż klatratów mogłaby zaburzyć stabilność dna morskiego i wywołać pośrednio wiele niepożądanych zmian w środowisku.

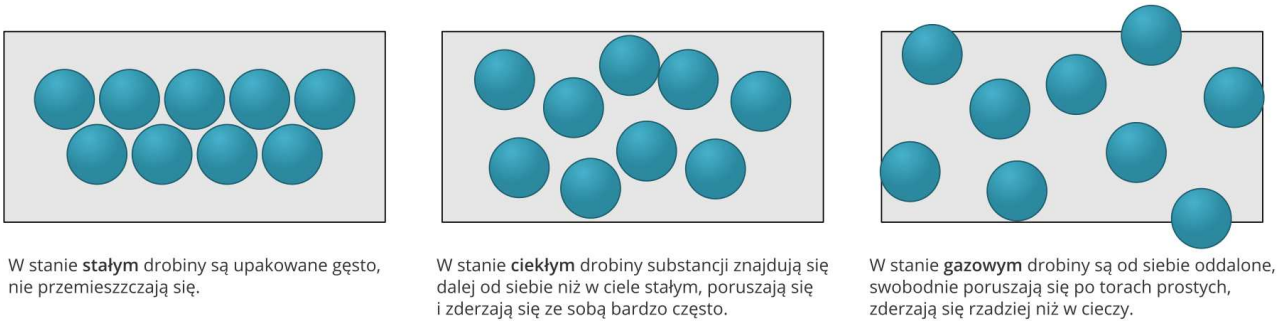


Metanowy lód to białe kostki wyglądem przypominające lód. Takie kryształy zmrożonej wody i gazu mogą w sprzyjających warunkach (pod wysokim ciśnieniem i w niskiej temperaturze) przetrwać na dnie morza miliony lat

5. Jak polarna budowa cząsteczek wody wpływa na temperaturę topnienia i wrzenia tej substancji?

Przypomnienie – stany skupienia

Zrozumienie właściwości fizycznych wody będzie łatwiejsze, jeśli przypomnimy sobie kilka faktów na temat stanów skupienia materii. W ciele stałym drobiny substancji są położone blisko siebie i nie przemieszczają się. W cieczy drobiny znajdują się w większych odległościach od siebie, poruszają się i zderzają się ze sobą bardzo często. Gdy substancja jest w stanie gazowym, jej drobiny znajdują się daleko od siebie, przemieszczają się po torach prostych i z uwagi na dostępną wolną przestrzeń rzadziej zderzają niż w stanie ciekłym.



Model upakowania drobin substancji znajdującej się w stanie: a) stałym, b) ciekłym, c) gazowym

Gdy substancja zmienia swój stan skupienia ze stałego w ciekły, a następnie gazowy, musi być dostarczana energia po to, by cząsteczki mogły się od siebie oddalić. Im więcej energii należy dostarczyć, tym substancja ma wyższą temperaturę topnienia i wrzenia.

Podczas przechodzenia lodu w ciecz cząsteczki wody muszą uwolnić się od odziaływań elektrostatycznych, a następnie otrzymać energię, która pozwoli im na przemieszczanie się. Podobnie podczas parowania cząsteczki wody muszą uzyskać energię potrzebną do pokonania sił elektrostatycznych oraz niezbędną do oddalenia się od siebie na duże odległości i poruszania się. Dlatego woda ma stosunkowo wysoką temperaturę topnienia i wrzenia. Znacznie wyższą niż substancje o podobnej budowie, których cząsteczki nie oddziałują między sobą, np. chlorowodór (HCl) czy siarkowodór (H_2S).

Temperatura wrzenia i topnienia wody, chlorowodoru i siarkowodoru

Nazwa substancji	**Wzór sumaryczny**	**Temperatura topnienia**	**Temperatura wrzenia**
woda	H_2O	0°C	100°C
chlorowodór	HCl	-114°C	-85°C
siarkowodór	H_2S	-82°C	-60°C

6. Składniki roztworu wodnego

Wiemy już, że mieszaniny jednorodne to takie, których składników nie można rozróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych. Nazywa się je roztworami właściwymi, rzeczywistymi lub – ogólnie – roztworami. Wszystkie roztwory składają się z następujących składników: rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonych.

W mieszaninie wody z cukrem spożywczym rozpuszczalnikiem jest woda, a substancją rozpuszczoną – sacharoza (główny składnik cukru spożywczego)

7. Badanie rozpuszczalności różnych substancji w wodzie

Doświadczenie 1

Zdolność do rozpuszczania w wodzie każdej substancji zbadaj w osobnych zlewkach z wodą.

Problem badawczy

Czy wszystkie substancje rozpuszczają się w wodzie?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Nie wszystkie substancje rozpuszczają się w wodzie.
Wszystkie substancje rozpuszczają się w wodzie.

Co będzie potrzebne

- zlewki,
- woda,
- chlorek sodu (sól spożywcza),
- sacharoza (cukier spożywczy),
- soda oczyszczona,
- olej,
- ocet spożywczy,
- mąka pszenna,

- mąka ziemniaczana,
- benzyna,
- kreda,
- piasek,
- białko jaja kurzego,
- spirytus.

Instrukcja

1. Badanie substancji i materiałów znajdujących się w stanie stałym:
    a. do zlewki z wodą wsyp małą łyżeczkę badanej substancji, zamieszaj bagietką;
    b. oceń zachodzące zmiany.
2. Badanie substancji i materiałów ciekłych:
    a. do wody znajdującej się w zlewce dodaj kilka – kilkanaście cm^3 badanej cieczy, zamieszaj bagietką;
    b. obserwuj zmiany.

Podsumowanie

Chlorek sodu, sacharoza, soda oczyszczona, ocet spożywczy, spirytus rozpuszczają się w wodzie, natomiast mąka pszenna i ziemniaczana, piasek, kreda, benzyna, olej nie rozpuszczają się w wodzie. Olej i benzyna pływają po powierzchni wody, zaś mąka, kreda i piasek opadają na dno zlewki. Białko jaja kurzego tworzy z wodą nieprzezroczysty roztwór.

Różne substancje mają różną zdolność do mieszania się z wodą. Są takie, które rozpuszczają się w wodzie bardzo dobrze i tworzą z nią roztwory właściwe, na przykład chlorek sodu czy sacharoza (główny składnik cukru spożywczego). Istnieją też i takie substancje, które wykazują słabą zdolność do mieszania się z wodą i tworzą w niej zawiesiny, na przykład: skrobia ziemniaczana, krzemionka (piasek), kreda. Podczas próby rozpuszczenia białka kurzego w wodzie otrzymamy roztwór koloidalny.

8. Jakie procesy mogą zachodzić podczas rozpuszczania substancji w wodzie?

Woda jest najbardziej rozpowszechnionym rozpuszczalnikiem zarówno w przyrodzie, jak i w laboratoriach.
Wiele substancji, które tworzą w wodzie roztwory właściwe, ulega podczas rozpuszczania różnym procesom.

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Widok na torebkę z cukrem pod nią etykieta: sacharoza – składnik cukru spożywczego. Obok na szalce Petriego jest próbka cukru. Na tle próbki widać wzór cząsteczki sacharozy, który zmienia się w model. Obraz poruszających się cząsteczek wody, które poruszają się po liniach prostych od zderzenia do zderzenia. Cząsteczki wody są dość blisko siebie (ale na odległość większą niż 2 – 5 długości samej cząsteczki wody).Po zderzeniu zmieniają tor

ruchu. Do nich wpadają skupiska (po kilka) cząsteczek sacharozy. Natychmiast są otaczane przez cząsteczki wody i rozdzielane od siebie. Każda z cząsteczek sacharozy jest otoczona przez cząsteczki wody.

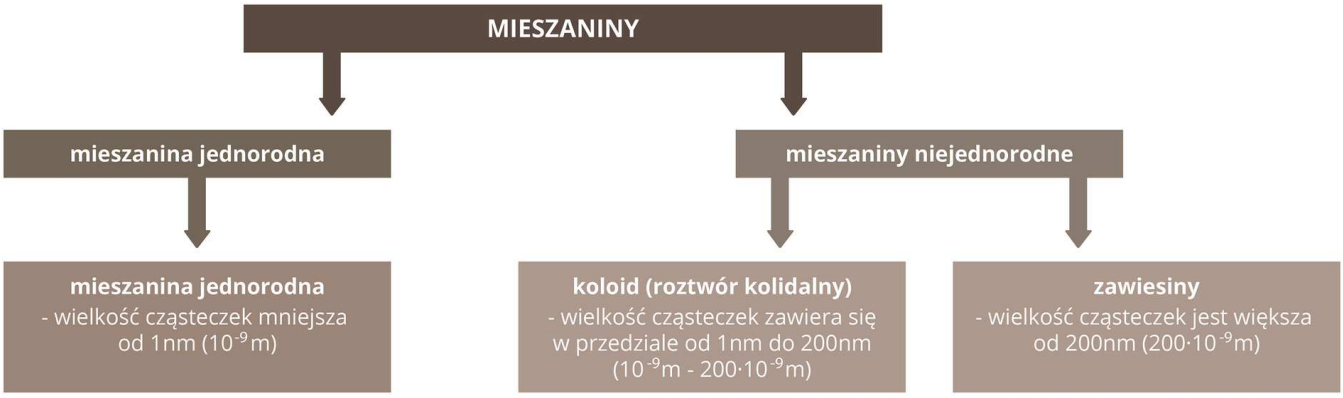
Woda rozpuszcza substancje, które tak jak ona są polarne. Ponadto dobrze rozpuszcza większość związków jonowych. Polarne związki kowalencyjne mogą zachowywać się różnie w wodzie: niektóre pozostają w niej jako cząsteczki (np. sacharoza), inne zaś mogą ulec pod jej wpływem rozpadowi na jony (np. chlorowodór). Związki jonowe, jeśli rozpuszczają się w wodzie, podczas mieszania się z nią ulegają rozpadowi, a jony z sieci krystalicznej przechodzą do roztworu.

9. Jakie rodzaje mieszanin mogą się tworzyć podczas próby rozpuszczania różnych substancji w wodzie?

Nie wszystkie substancje dobrze rozpuszczają się w wodzie i tworzą roztwory właściwe. Niektóre z nich nie ulegają pod wpływem wody rozpadowi do pojedynczych drobin, ale tworzą w wodzie większe skupiska. W zależności od wielkości powstałych cząstek ich mieszaniny z wodą mają różne nazwy: koloid (roztwór koloidalny) lub zawiesina.

Przykłady mieszanin tworzonych przez wodę i inne substancje i materiały

Rodzaj mieszaniny	**Roztwór właściwy**	**Roztwór koloidalny**	**Zawiesina**
Wielkość cząstek	wielkość cząstek jest mniejsza od 1 nm (10^{-9m})	wielkość cząstek zawiera się w przedziale od 1 do 200 nm (10^{-9m} – $200 \cdot 10^{-9m}$)	wielkość cząstek jest większa od 200 nm ($200 \cdot 10^{-9m}$)
Przykłady	mieszanina wody z: cukrem (sacharozą), glukozą, solą kuchenną, sodą oczyszczoną, sokiem	mieszanina wody z: żelatyną, białkiem jaja kurzego	mieszanina wody z: piaskiem, kredą, trocinami, benzyną, olejem
	ocet	mleko	
	esencja herbaciana	kleik skrobiowy (kisiel z mąki ziemniaczanej otrzymany na gorąco)	
	atrament		


MIESZANINY
mieszanina jednorodna
mieszaniny niejednorodne
mieszanina jednorodna
- wielkość cząsteczek mniejsza od 1nm (10^{-9}m)
koloid (roztwór kolidalny)
- wielkość cząsteczek zawiera się w przedziale od 1nm do 200nm (10^{-9}m - $200 \cdot 10^{-9}$m)
zawiesiny
- wielkość cząsteczek jest większa od 200nm ($200 \cdot 10^{-9}$m)

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy wiązka światła zachowuje się tak samo, czy różnie podczas przechodzenia przez roztwór właściwy, roztwór koloidalny i zawiesinę?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Wiązka światła w jednakowy sposób przechodzi przez roztwór właściwy, roztwór koloidalny i zawiesinę.
Wiązka światła ulega różnym zjawiskom podczas przechodzenia przez roztwór właściwy, roztwór koloidalny i zawiesinę.

Co będzie potrzebne

- zlewka z roztworem chlorku sodu,
- zlewka z roztworem koloidalnym żelatyny,
- zawiesina kredy w wodzie.

Instrukcja

1. Przez każdą zlewkę z mieszaniną skieruj wąski strumień światła wskaźnika laserowego.
2. Obserwuj zachowanie się wiązki światła podczas przechodzenia przez poszczególne mieszaniny.

Podsumowanie

Wąski strumień światła przechodzi przez roztwór właściwy bez zmian, na cząstkach zawiesiny ulega odbiciu. W przypadku roztworu koloidalnego obserwujemy charakterystyczny kształt – stożek.
Cechą charakterystyczną koloidów jest specyficzne rozproszenie promieni świetlnych z utworzeniem smugi światła w kształcie stożka (efekt Tyndalla).

Podsumowanie

- Woda jest substancją polarną. Na atomie tlenu znajduje się cząstkowy ładunek ujemny, na atomach wodoru – dodatni.
- Cząsteczki wody w wodzie w fazie ciekłej oddziałują ze sobą: atom wodoru jednej cząsteczki oddziałuje elektrostatycznie z atomem tlenu drugiej cząsteczki i obok wolnych cząsteczek występują ich skupiska, które utrzymują się dzięki przyciąganiu elektrostatycznemu.
- Cząsteczki wody w lodzie tworzą uporządkowane struktury, w których są od siebie oddalone na większą odległość niż w wodzie w stanie ciekłym. Lód ma mniejszą gęstość niż woda.
- W roztworach właściwych wyróżniamy rozpuszczalnik, który znajduje się w przewadze w stosunku do substancji rozpuszczonej.
- Woda rozpuszcza substancje, które tak jak ona są polarne. Rozpuszcza też większość związków jonowych.

Praca domowa

Polecenie 1.1

Porównaj temperatury wrzenia i topnienia wody oraz np. siarkowodoru. Zastanów się i odpowiedz, czy cząsteczki siarkowodoru oddziałują ze sobą elektrostatycznie?

Słowniczek

asocjacja

zjawisko łączenia się drobin (cząsteczek, jonów, atomów) w wyniku elektrostatycznych oddziaływań w większe układy złożone z dwóch lub większej liczby cząstek
dipol

układ dwóch różnoimiennych ładunków elektrycznych (dodatniego i ujemnego); cząsteczka o nierównomiernym rozłożeniu cząstkowych ładunków dodatnich i ujemnych powstałych na skutek przesunięcia wspólnych par elektronowych pomiędzy atomami tworzącymi cząsteczkę
rozpuszczalnik

składnik roztworu; najczęściej jest to substancja występująca w przewadze
substancja polarna

substancja zbudowana z cząsteczek, które są dipolami
substancja rozpuszczona

składnik roztworu, substancja rozpuszczona w rozpuszczalniku

Zadania

Ćwiczenie 1

Oceń słuszność poniższych sformułowań.

	Prawda	Fałsz
Niektóre cząsteczki wody są dipolami.	◯	◯
Atomy tworzące cząsteczkę wody nie leżą w jednej linii.	◯	◯
W cząsteczce wody na atomach wodoru znajduje się cząstkowy ładunek dodatni, na atomie tlenu zaś cząstkowy ładunek ujemny.	◯	◯
Ładunek dodatni na atomie wodoru jest równy elementarnemu ładunkowi dodatniemu.	◯	◯
Cząsteczki wody oddziałują między sobą, tworząc wiązania kowalencyjne spolaryzowane.	◯	◯

Ćwiczenie 2

Uporządkuj stany skupienia wody w zależności od jej gęstości (od najmniejszej do największej).

para wodna

woda ciekła

lód

Ćwiczenie 3

Ćwiczenie 4

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenie spośród podanych.

Dipol jest to układ [ ] ładunków [ ]. Cząsteczka wody [ ] dipolem. W cząsteczce wody pary elektronowe tworzące wiązania pomiędzy atomami wodoru i atomem tlenu są przesunięte w kierunku atomu [ ]. Na atomach wodoru znajduje się cząstkowy ładunek [ ], natomiast na atomie tlenu cząstkowy ładunek [ ].

ujemny | wodoru | dwóch | dodatni | co najmniej dwóch | ujemny | jednakowych | nie jest | tlenu | różnoimiennych | trzech | dodatni | jest

Ćwiczenie 5

Oceń słuszność poniższych sformułowań.

	Prawda	Fałsz
Asocjacja jest zjawiskiem łączenia się drobin za pomocą oddziaływań elektrostatycznych.	◯	◯
Cząsteczki wody w wodzie mogą łączyć się ze sobą w wyniku odziaływań elektrostatycznych.	◯	◯
Układ, w którym drobiny uległy asocjacji, musi się składać z co najmniej 3 drobin.	◯	◯
Dipole mogą ulegać asocjacji.	◯	◯
Cząsteczki wody nie ulegają asocjacji.	◯	◯
Cząsteczki substancji polarnej mogą oddziaływać ze sobą elektrostatycznie.	◯	◯

Ćwiczenie 6

Wskaż zbiory substancji i produktów spożywczych, które rozpuszczają się w wodzie.

- ◯ chlorek sodu, ocet spożywczy, benzyna, spirytus
- ◯ chlorek sodu, sacharoza, soda oczyszczona, olej, ocet spożywczy, spirytus
- ◯ chlorek sodu, sacharoza, soda oczyszczona, ocet spożywczy, kreda, spirytus
- ◯ chlorek sodu, sacharoza, soda oczyszczona, ocet spożywczy, spirytus
- ◯ chlorek sodu, sacharoza, białko jaja kurzego, spirytus, oliwa z oliwek
- ◯ chlorek sodu, sacharoza, soda oczyszczona, olej, ocet spożywczy, mąka pszenna, mąka ziemniaczana, benzyna, kreda, piasek, białko jaja kurzego, spirytus

Ćwiczenie 7

Spośród podanych mieszanin wybierz roztwory właściwe, a następnie wskaż w każdym z nich rozpuszczalnik.
Mieszaniny:
– cukru i wody,
– wody i oleju,
– soli kuchennej i wody,
– wody i piasku.

- ◯ cukier, sól kuchenna, piasek, olej
- ◯ woda
- ◯ olej
- ◯ woda, olej
- ◯ cukier, sól kuchenna, piasek
- ◯ woda, olej, piasek

Ćwiczenie 8

Pewien stop ma następujący skład:
miedź – 50%
cynk – 43%
mangan – 4%
ołów – 2,4%
żelazo – 0,6%
Wskaż, które ze składników mogą stanowić rozpuszczalnik, a które są rozpuszczonymi w niej substancjami.

- rozpuszczalnik: cynk
  substancje rozpuszczone: miedź, mangan, żelazo, ołów
- rozpuszczalnik: cynk
  substancje rozpuszczone: miedź
- rozpuszczalnik: miedź
  substancje rozpuszczone: cynk
- rozpuszczalnik: mangan, żelazo, ołów
  substancje rozpuszczone: cynk, miedź
- rozpuszczalnik: miedź i cynk
  substancje rozpuszczone: mangan, ołów, żelazo
- rozpuszczalnik: miedź
  substancje rozpuszczone: cynk, mangan, żelazo, ołów

Ćwiczenie 9

Uporządkuj mieszaniny według rosnącej wielkości cząstek substancji rozproszonej w rozpuszczalniku.

- koloid
- zawiesina
- roztwór właściwy

Czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania się substancji w wodzie

Kiedy słodzimy herbatę lub solimy zupę, odruchowo je mieszamy. Codzienna praktyka uczy nas, że dzięki tej czynności herbata szybciej stanie się słodka, a zupa – doprawiona solą. Czy zabieg ten można stosować wobec wszystkich substancji, które chcemy rozpuścić w wodzie?

Dlaczego rozdrobniony cukier szybciej rozpuszcza się w gorącej herbacie, niż posklejany w grudki – w zimnej? Jak to się dzieje, że mieszanie łyżeczką przyspiesza ten proces?

Już wiesz

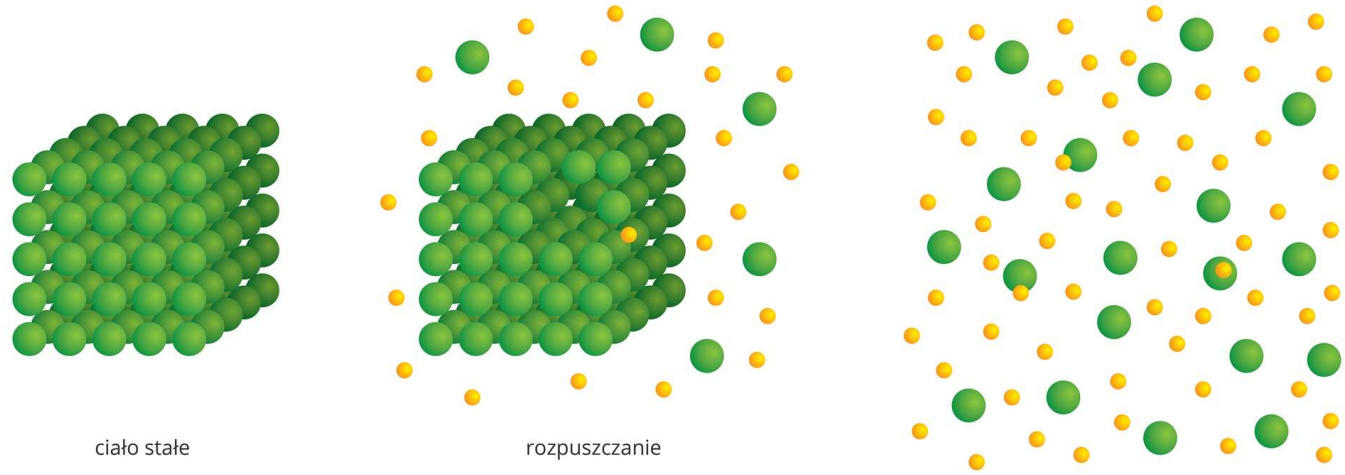
- że roztwory właściwe to mieszaniny jednorodne, które składają się z rozpuszczalnika i co najmniej jednej substancji rozpuszczonej;
- w roztworach wodnych rozpuszczalnikiem jest woda.

Nauczysz się

- wymieniać czynniki, które wpływają na szybkość rozpuszczania substancji stałej w wodzie;
- przeprowadzać doświadczenie, którego celem jest zbadanie, jak mieszanie, rozdrobnienie substancji i temperatura wpływają na szybkość rozpuszczania;
- wyjaśniać, dlaczego mieszanie, rozdrobnienie substancji i wzrost temperatury zwiększają szybkość rozpuszczania substancji w wodzie.

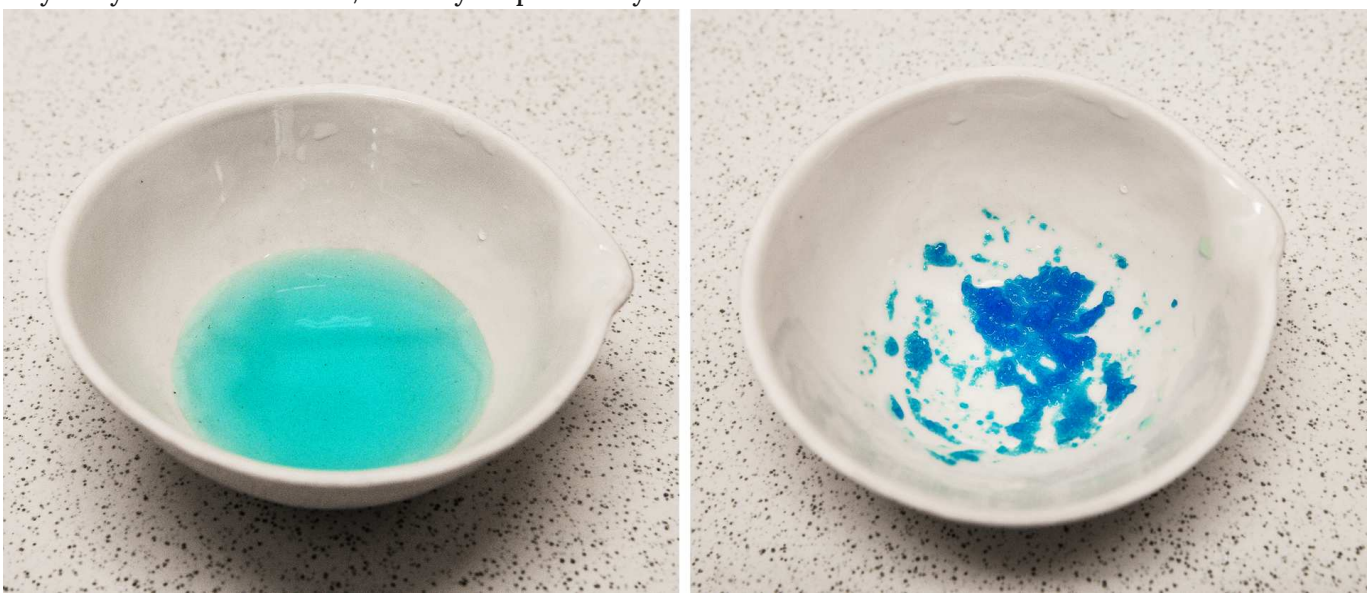
1. Rozpuszczanie jako zjawisko fizyczne

W codziennym życiu zdążyliśmy już zauważyć, że po dodaniu soli kuchennej czy cukru spożywczego do wody po pewnym czasie substancje te zanikają. Wiemy już, że powstają wtedy mieszaniny zwane roztworami. Proces ich powstawania nazywa się rozpuszczaniem. Polega on na wymieszaniu się drobin rozpuszczalnika (wody) z drobinami substancji rozpuszczanej (np. cukru spożywczego lub soli kamiennej).



Podczas rozpuszczania drobiny ciała stałego mieszają się z drobinami rozpuszczalnika

Rozpuszczaniu nie towarzyszy przekształcenie jednych drobin w inne, jest to zjawisko fizyczne. Otrzymane w wyniku rozpuszczania roztwory można rozdzielić za pomocą metod fizycznych na składniki, z których powstały.



Po odparowaniu wody na dnie parownicy pozostaje substancja rozpuszczona

2. Wpływ mieszania na proces rozpuszczania

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Jaki wpływ na szybkość rozpuszczania ma mieszanie?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Mieszanie zwiększa (zmniejsza) szybkość rozpuszczania.
Mieszanie nie ma wpływu na szybkość rozpuszczania.

Co będzie potrzebne

- zlewki,
- bagietki,
- łyżeczka,
- woda,
- siarczan(VI) miedzi(II).

Instrukcja

1. Do dwóch identycznych zlewek wlej jednakową objętość wody (kilkadziesiąt cm^3).
2. Do każdej z nich wsyp taką samą ilość siarczanu(VI) miedzi(II) – około 1–2 g.

3. Zawartość jednej zlewki mieszaj za pomocą bagietki.

4. Obserwuj szybkość rozpuszczania substancji stałej w obu mieszaninach.

Podsumowanie

W zlewce, której zawartość mieszano, kryształki rozpuszczanej substancji stałej znikały szybciej, a utworzony roztwór szybciej barwił się na niebiesko.

Zmierz czas rozpuszczania cukru w wodzie – podczas mieszania i bez zastosowania tego zabiegu. W tym celu do dwóch jednakowych naczyń wlej identyczną objętość wody. Do każdej z nich wrzuć taką samą ilość cukru (np. kostkę). Zamieszaj zawartość jednego naczynia. Porównaj szybkość rozpuszczania cukru w obu naczyniach.

Intuicja podpowiada nam, że mieszanie wpływa korzystnie na rozpuszczanie się substancji stałych w wodzie, dlatego podczas słodzenia herbaty mieszamy ją za pomocą łyżeczki. W czasie rozpuszczania drobiny rozpuszczalnika wyrywają drobiny ciała stałego z kryształu i powoli przenoszą je w głąb roztworu. Usunięte drobiny stosunkowo długo przebywają w pobliżu kryształu i niejako blokują dostęp drobinom rozpuszczalnika. Mieszanie usuwa je z okolic kryształu i przyspiesza ich rozprzestrzenianie się w całej objętości roztworu. Z tego względu zabieg ten znacznie przyspiesza rozpuszczanie substancji stałych.

3. Wpływ rozdrobnienia substancji na proces rozpuszczania

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy rozdrobnienie substancji ma wpływ na szybkość jej rozpuszczania?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Rozdrobnienie substancji zwiększa (zmniejsza) szybkość rozpuszczania.
Rozdrobnienie substancji nie ma wpływu na szybkość rozpuszczania.

Co będzie potrzebne

- zlewki,
- bagietki,
- łyżeczka,
- moździerz,
- woda,
- siarczan(VI) miedzi(II).

Instrukcja

1. Do dwóch zlewek o jednakowej objętości wlej identyczną ilość wody (kilkadziesiąt cm^3).

2. Do każdej z nich wsyp tyle samo (1–2 g) siarczanu(VI) miedzi(II):

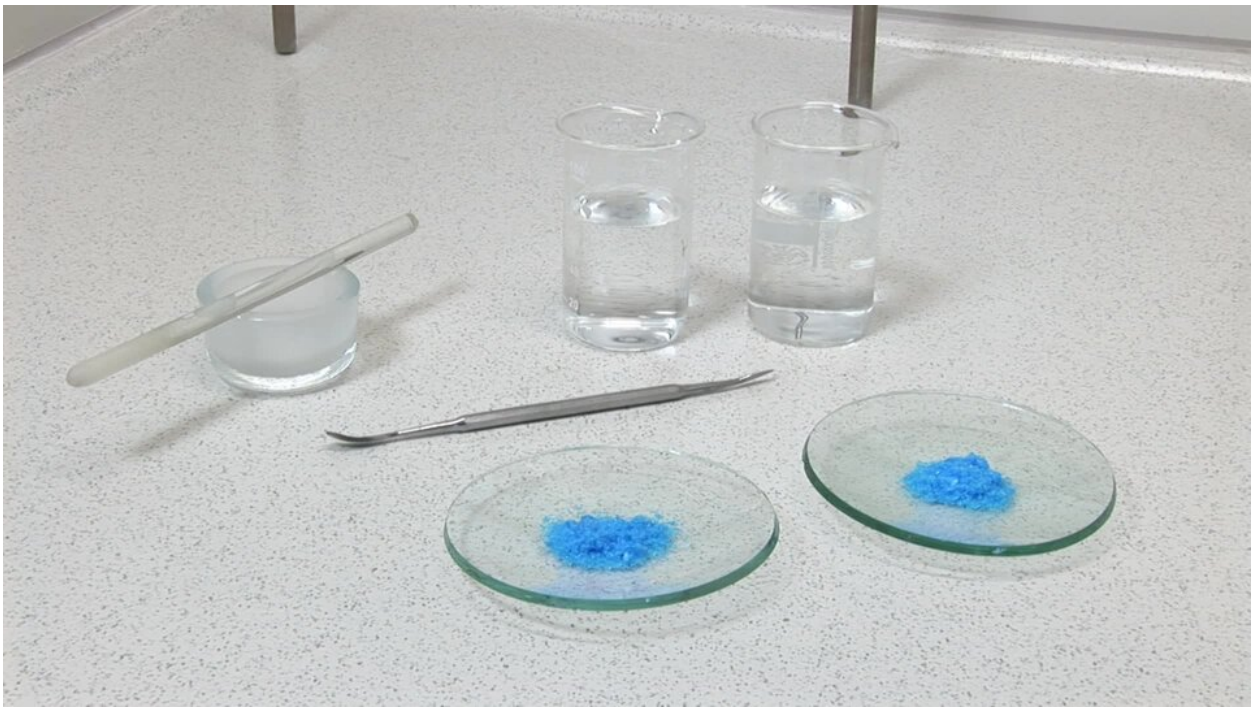
    a. do pierwszej zlewki – w formie kryształu lub kryształów,

    b. do drugiej zlewki – po utarciu kryształów w moździerzu na proszek.

3. Zawartość obu naczyń mieszaj w jednakowy sposób i w tym samym tempie za pomocą bagietek.

4. Obserwuj szybkość zanikania substancji stałej w obu zlewkach.

Podsumowanie



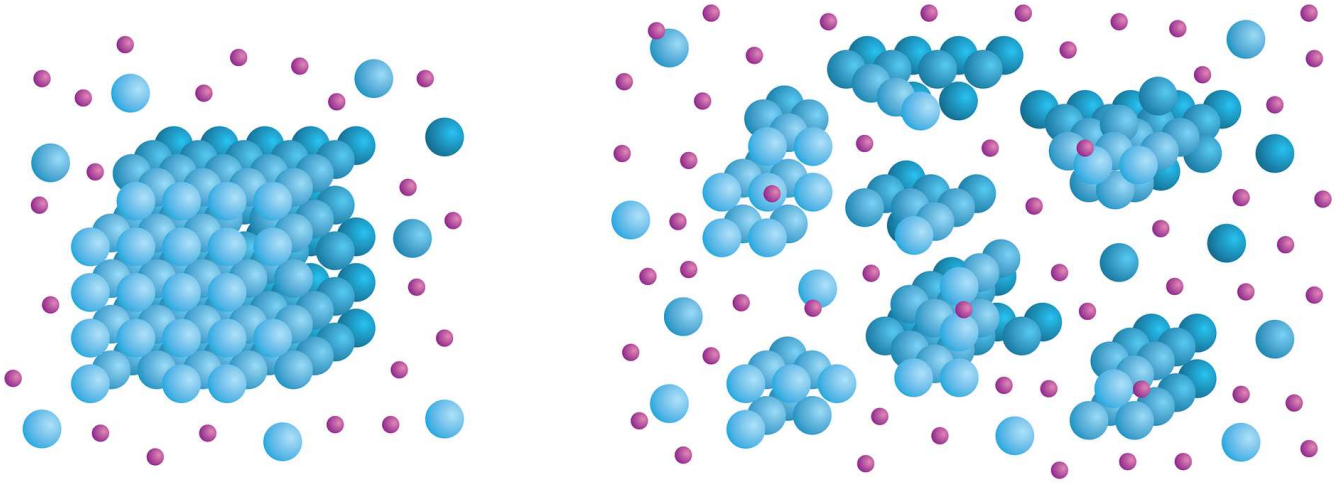
Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Na stole laboratoryjnym znajdują się dwie zlewki o jednakowej objętości, siarczan(VI) miedzi(II), dwie bagietki, łyżeczka do nabierania, moździerz. Widoczne są dwa szkiełka z siarczanem(VI) miedzi(II). Przesypywany zostaje siarczan z jednego ze szkiełek do moździerza.Do zlewek zawierających jednakową objętość wody o tej samej temperaturze dodane zostają próbki siarczanu(VI) miedzi(II). Do zlewki pierwszej siarczan „nieroztarty” (kryształki), do drugiej po roztarciu w moździerzu (sypki proszek).Demonstrator miesza w jednakowy sposób zawartość

obu zlewek. W zlewce z nierozdrobnionym siarczanem(VI) miedzi(II) widać nierozpuszczone kryształy, roztwór jest niebieski, ale o mniejszej intensywności niż w zlewce drugiej.

W zlewce, do której wrzucono mocno rozdrobniony siarczan(VI) miedzi(II), proces rozpuszczania zachodził szybciej, dzięki czemu roztwór zabarwił się na niebiesko w krótszym czasie.

Jednym z etapów rozpuszczania jest odrywanie drobin ciała stałego od kryształu przez drobiny rozpuszczalnika. Rozdrobnienie zwiększa obszar kryształu dostępnego dla drobin rozpuszczalnika. Im większa jest powierzchnia kryształu, tym większa liczba drobin substancji rozpuszczanej może zostać jednocześnie oderwana i przejść do roztworu.



substancja nierozdrobniona

substancja rozdrobniona

Rozdrobnienie zwiększa powierzchnię kryształu, która staje się dostępna dla drobin rozpuszczalnika. W określonej jednostce czasu więcej drobin rozdrobnionego ciała stałego przechodzi do roztworu niż w przypadku substancji nierozdrobnionej

4. Wpływ temperatury na proces rozpuszczania

Doświadczenie 3

Problem badawczy

Czy temperatura ma wpływ na szybkość rozpuszczania (siarczanu(VI) miedzi(II))?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Wzrost temperatury wody zwiększa (zmniejsza) szybkość rozpuszczania siarczanu(VI) miedzi(II).
Szybkość rozpuszczania siarczanu(VI) miedzi(II) jest niezależna od temperatury.

Co będzie potrzebne

- bagietki,
- łyżeczka,
- zlewka z wodą o temp. pokojowej,
- zlewka z wodą o temp. powyżej 50°C,
- siarczan(VI) miedzi(II).

Instrukcja

1. Do dwóch zlewek o identycznej objętości wlej jednakową ilość wody (kilkadziesiąt cm^3) o różnej temperaturze:
    a. do pierwszej zlewki – o temperaturze pokojowej,

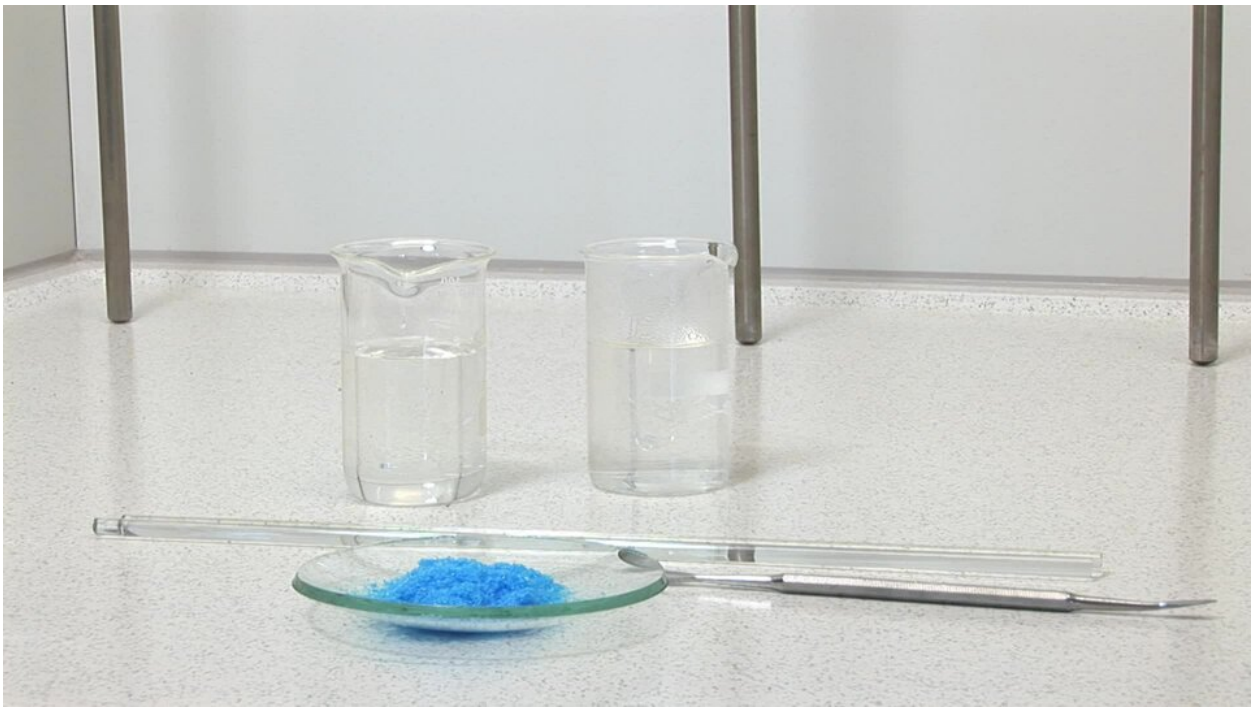
b. do drugiej zlewki – o temperaturze powyżej 50°C.

2. Do każdej ze zlewek wsyp taką samą ilość (1–2 g) siarczanu(VI) miedzi(II).

3. Zawartość obu naczyń mieszaj w jednakowy sposób i w tym samym tempie za pomocą bagietek.

4. Obserwuj szybkość zanikania substancji stałej w obu zlewkach.

Podsumowanie



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Na sole laboratoryjnym znajdują się dwie zlewki o jednakowej objętości, siarczan(VI) miedzi(II), dwie bagietki, łyżeczka do nabierania, moździerzW pierwszej zlewce umieszczona jest woda o temperaturze pokowej, w rugiej temperatura powyżej 50 stopni. Jednakowa ilość siarczanu(VI) miedzi(II) zostaje wsypana do obu zlewek.Demonstrator miesza w jednakowy sposób zawartość obu zlewek. W zlewce pierwszej (z chłodniejszą wodą) widać nierozpuszczone kryształy, roztwór jest niebieski, ale o mniejszej intensywności niż w zlewce drugiej, - w zlewce drugiej (z wodą gorącą) roztwór jest niebieski, kryształów soli nie ma

W zlewce z gorącą wodą kryształy siarczanu(VI) miedzi(II) rozpuszczały się szybciej i roztwór zabarwił się na niebiesko w krótszym czasie.

Polecenie 1

Zmierz czas rozpuszczania cukru spożywczego w zimnej i gorącej wodzie.

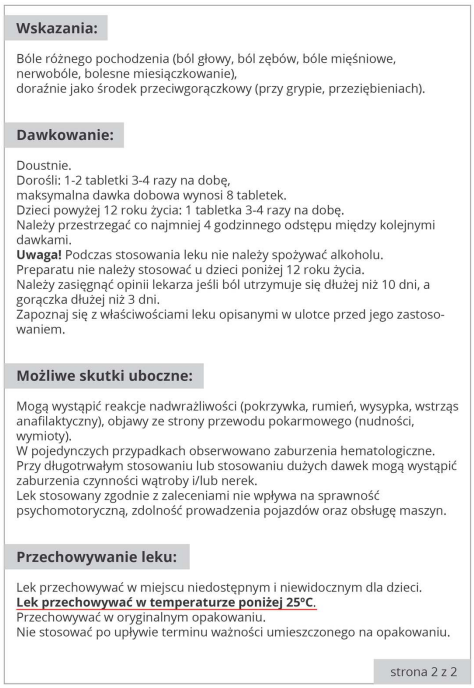
> **Wskazówka**
>
> Badanie powinno być wiarygodne, dlatego podczas każdej z prób należy używać tej samej ilości cukru i tej samej ilości wody.

Wzrost temperatury przyspiesza ruch drobin. Dzięki temu drobiny rozpuszczalnika częściej zderzają się z kryształem i tym samym odrywają od niego większą liczbę drobin substancji stałej, a usunięte drobiny są szybciej przenoszone w głąb roztworu.

Przykład 1

Pewien lek należy przyjąć po rozpuszczeniu połowy tabletki w szklance wody. Czy w przypadku leku można zastosować wszystkie zabiegi, które przyspieszają rozpuszczanie substancji stałych w wodzie?
Rozwiązanie

1. Zanim przystąpimy do sporządzania leku, powinniśmy zawsze zapoznać się z jego ulotką.



Wskazania:

Bóle różnego pochodzenia (ból głowy, ból zębów, bóle mięśniowe, nerwobóle, bolesne miesiączkowanie),
doraźnie jako środek przeciwgorączkowy (przy grypie, przeziębieniach).

Dawkowanie:

Doustnie.
Dorośli: 1-2 tabletki 3-4 razy na dobę,
maksymalna dawka dobowa wynosi 8 tabletek.
Dzieci powyżej 12 roku życia: 1 tabletka 3-4 razy na dobę.
Należy przestrzegać co najmniej 4 godzinnego odstępu między kolejnymi dawkami.
Uwaga! Podczas stosowania leku nie należy spożywać alkoholu.
Preparatu nie należy stosować u dzieci poniżej 12 roku życia.
Należy zasięgnąć opinii lekarza jeśli ból utrzymuje się dłużej niż 10 dni, a gorączka dłużej niż 3 dni.
Zapoznaj się z właściwościami leku opisanymi w ulotce przed jego zastosowaniem.

Możliwe skutki uboczne:

Mogą wystąpić reakcje nadwrażliwości (pokrzywka, rumień, wysypka, wstrząs anafilaktyczny), objawy ze strony przewodu pokarmowego (nudności, wymioty).
W pojedynczych przypadkach obserwowano zaburzenia hematologiczne.
Przy długotrwałym stosowaniu lub stosowaniu dużych dawek mogą wystąpić zaburzenia czynności wątroby i/lub nerek.
Lek stosowany zgodnie z zaleceniami nie wpływa na sprawność psychomotoryczną, zdolność prowadzenia pojazdów oraz obsługę maszyn.

Przechowywanie leku:

Lek przechowywać w miejscu niedostępnym i niewidocznym dla dzieci.
Lek przechowywać w temperaturze poniżej 25°C.
Przechowywać w oryginalnym opakowaniu.
Nie stosować po upływie terminu ważności umieszczonego na opakowaniu.

strona 2 z 2

Fragment ulotki dołączonej do leku

2. Z informacji na temat przechowywania leku wynika, że nie może być on przechowywany w temperaturze powyżej 25°C. Oznacza to, że w wyższych temperaturach lek może tracić swoje właściwości. Nie można go więc rozpuszczać w gorącej wodzie.
3. Podczas sporządzania dawki leku możemy pokruszyć tabletkę (rozdrobnić ją), wrzucić do wody o temperaturze pokojowej i mieszać, aż ulegnie rozpuszczeniu.

Podsumowanie

- Rozpuszczanie jest procesem fizycznym i polega na wymieszaniu drobin substancji rozpuszczanej z drobinami rozpuszczalnika.
- Mieszanie przyspiesza rozpuszczanie substancji w wodzie.
- Im substancja jest bardziej rozdrobniona, tym szybciej ulega rozpuszczaniu.
- Temperatura ma wpływ na szybkość rozpuszczania substancji w wodzie – wraz z jej wzrostem rośnie szybkość rozpuszczania.

Praca domowa

Polecenie 2.1

Zaplanuj doświadczenie pozwalające zbadać wpływ rozdrobnienia na szybkość rozpuszczania się cukru w wodzie. Możesz wykorzystać do tego cukier w kostkach, jego kryształki i cukier puder.

Polecenie 2.2

Zbadaj, czy światło słoneczne ma wpływ na szybkość rozpuszczania się cukru w wodzie.

Słowniczek

rozpuszczanie

proces powstawania roztworu polegający na mieszaniu się drobin substancji rozpuszczanej z drobinami rozpuszczalnika

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

W efekcie rozpuszczania cukru otrzymuje się [ ]. Rozpuszczanie jest przykładem przemiany [ ]. W roztworze wodnym soli kamiennej woda jest [ ]. Mieszanie [ ] zwiększa szybkość rozpuszczania. Im większe kryształy substancji stałej są rozpuszczane, tym [ ] jest szybkość rozpuszczania.

chemicznej | jest większa | roztwór właściwy | mieszaninę niejednorodną | zawsze | rozpuszczalnikiem | fizycznej | jest mniejsza | substancją rozpuszczoną | nie zawsze

Ćwiczenie 2

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
W wyniku rozpuszczenia cukru w wodzie otrzymuje się roztwór.	◯	◯
Im bardziej rozdrobniona jest substancja, tym szybciej ulegnie rozpuszczeniu.	◯	◯
Oziębienie wody przed sporządzeniem roztworu przyspieszy rozpuszczanie cukru w wodzie.	◯	◯
Podczas rozpuszczania substancji stałej bez mieszania nie otrzyma się roztworu.	◯	◯

Ćwiczenie 3

Ćwiczenie 4

Pięcioro uczniów: A, B, C, D, E rozpuszczało jednakową ilość pewnej substancji w identycznej ilości wody. Każdy z nich wykonywał inne czynności. Wskaż ucznia, który najszybciej mógł otrzymać klarowny roztwór po wrzuceniu substancji do wody.
Uczeń A: Przesypał substancję do zlewki z wodą, którą wcześniej schłodził. Mieszał do momentu otrzymania przezroczystego roztworu.
Uczeń B: Wrzucił substancję do wody w zlewce, a następnie mieszał jej zawartość do momentu rozpuszczenia substancji.
Uczeń C: Wsypał substancję do wody w zlewce. Ogrzał zawartość zlewki, a potem mieszał.
Uczeń D: Rozdrobnił substancję w moździerzu, wrzucił ją do gorącej wody w zlewce, a następnie mieszał zawartość zlewki aż do rozpuszczenia.
Uczeń E: Przesypał rozdrobnioną substancję do zlewki z wodą i mieszał aż do uzyskania przezroczystego roztworu.

- ◯ C
- ◯ E
- ◯ D
- ◯ B
- ◯ Wszyscy uczniowie jednocześnie rozpuścili substancję w wodzie.
- ◯ A

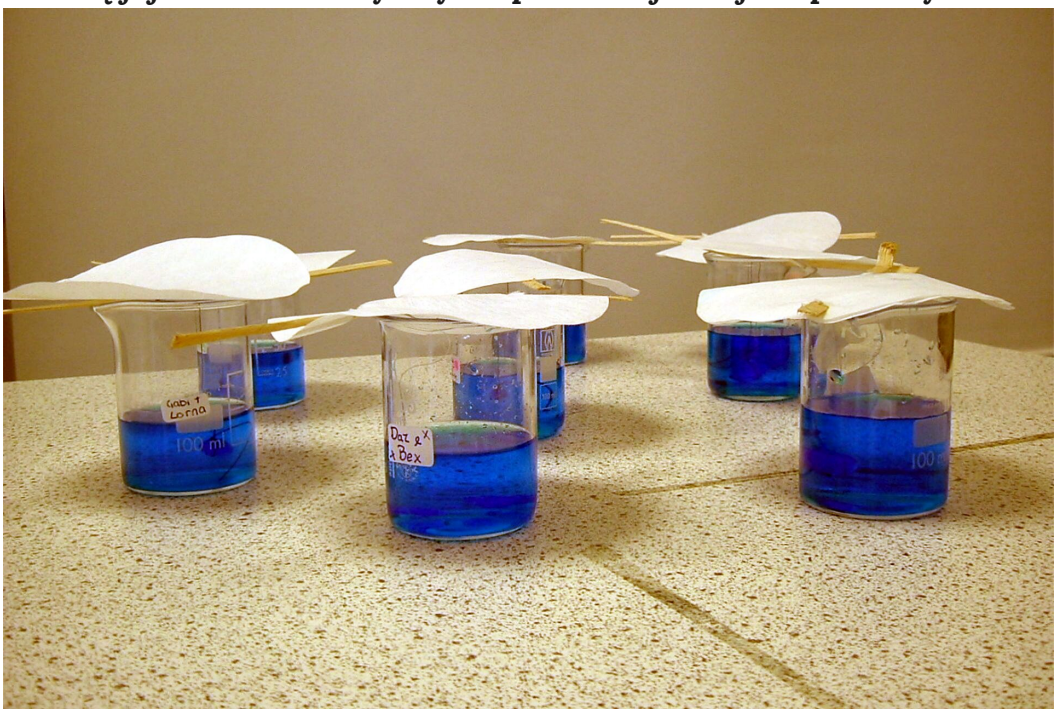
Ćwiczenie 5

Grupa uczniów zaplanowała eksperyment, którego celem ma być zbadanie wpływu temperatury na rozpuszczanie substancji w wodzie. Postanowili wrzucić substancję do zlewki z gorącą wodą i zmierzyć czas, po którego upływie ulegnie ona rozpuszczeniu.
Oceń, czy eksperyment został zaplanowany poprawnie. Wskaż odpowiedni komentarz.

- ◯ Uczniowie powinni przeprowadzić doświadczenie, wrzucając dwukrotnie większą porcję substancji do zimnej wody o identycznej objętości. Następnie powinni zmierzyć czas, po którym substancja uległa rozpuszczeniu.
- ◯ Uczniowie powinni jednocześnie przeprowadzić próbę, umieszczając identyczną porcję substancji w wodzie o takiej samej temperaturze i mieszając otrzymaną mieszaninę. Następnie powinni zmierzyć czas, po którym substancja rozpuści się.
- ◯ Uczniowie powinni jednocześnie przeprowadzić rozpuszczanie identycznej porcji substancji w dwukrotnie większej objętości wody o tej samej temperaturze i mierzyć czas, po którym substancja ulegnie rozpuszczeniu.
- ◯ Uczniowie powinni jednocześnie przeprowadzić próbę, umieszczając identyczną porcję substancji w wodzie o niższej temperaturze i mierząc czas, po którego upływie uległa ona rozpuszczeniu.
- ◯ Zaplanowany eksperyment pozwoli ocenić wpływ temperatury na rozpuszczanie się substancji.

Rozpuszczalność substancji

Mówimy o niektórych substancjach, że bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie. Nie znaczy to jednak, że substancje te mieszają się z nią w nieograniczonym stosunku. Gdyby tak było, to każdą jej ilość można byłoby rozpuścić w jednej kropli wody.



Hodowla kryształów $CuSO_4$, hodowane kryształy to siarczan(VI) miedzi(II) - woda (1/5).

Już wiesz

- że w wyniku rozpuszczania otrzymuje się roztwór;
- że na szybkość rozpuszczania wpływają mieszanie, rozdrobnienie substancji rozpuszczanej, podwyższenie temperatury.

Nauczysz się

- interpretować krzywe rozpuszczalności w celu określenia rozpuszczalności substancji;
- rozróżniać pojęcia: roztwóoru nasyconego, roztworu nienasyconyego oraz roztworu rozcieńczonego i roztworu stężonego;
- opisywać zmiany rozpuszczalności ciał stałych i gazów w wodzie w zależności od temperatury.

1. Czy w tej samej ilości wody rozpuszcza się taka sama ilość każdej substancji?

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy w określonej objętości (masie) wody można rozpuścić jednakową masę różnych substancji?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

W tej samej objętości (masie) wody rozpuszczają się niejednakowe masy różnych substancji.
W tej samej objętości (masie) wody rozpuszczają się jednakowe masy różnych substancji.

Co będzie potrzebne

- zlewki,
- bagietki,
- łyżeczki,
- woda,
- siarczan(VI) miedzi(II),
- chlorek sodu (sól kuchenna),
- cukier spożywczy (sacharoza),
- jodek potasu.

Instrukcja

1. Do pięciu zlewek o jednakowej objętości wlej identyczną objętość wody (10 cm^3).
2. Do każdej z nich wsyp 3 g substancji:
    a. do zlewki 1. – siarczanu(VI) miedzi(II),
    b. do zlewki 2. – chlorku sodu,
    c. do zlewki 3. – cukru spożywczego,
    d. do zlewki 4. – jodku potasu.
3. Zawartość wszystkich zlewek mieszaj w identyczny sposób za pomocą bagietki.
4. Obserwuj szybkość zanikania poszczególnych substancji.

Podsumowanie

Po pewnym czasie chlorek sodu, cukier i jodek potasu uległy rozpuszczeniu. W zlewce z siarczanem(VI) miedzi(II) pozostały nierozpuszczone kryształy. W tej samej objętości wody i w tej samej temperaturze mogą rozpuścić się różne masy substancji.

W takiej samej objętości wody rozpuszczają się różne masy różnych substancji.

2. Czy ilość substancji rozpuszczanej zależy od temperatury rozpuszczalnika?

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy temperatura ma wpływ na ilość substancji stałej (azotanu(V) potasu), jaką można rozpuścić w określonej objętości wody?

Hipoteza

Im wyższa temperatura wody, tym więcej substancji (azotanu(V) potasu) można w niej rozpuścić.

Co będzie potrzebne

- zlewki,
- palnik (czajnik),
- płytka ceramiczna,
- woda,
- azotan(V) potasu.

Instrukcja

1. Do dwóch zlewek wlej po 10 cm^3 wody różniącej się temperaturą (np. 20 i 50°C).
2. Wsyp do każdej z nich po 5 g azotanu(V) potasu.
3. Dokładnie mieszaj zawartość obu zlewek.

4. Porównaj ilość rozpuszczonej substancji w wodzie o różnej temperaturze.

Podsumowanie

Azotan(V) potasu nie rozpuścił się całkowicie w chłodnej wodzie, natomiast w ciepłej – tak. Ilość substancji rozpuszczonej w wodzie zależy od temperatury i w przypadku azotanu(V) potasu rośnie wraz z jej wzrostem.

Doświadczenie 3

Problem badawczy

Jaki wpływ na rozpuszczanie gazu w wodzie ma temperatura?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Im wyższa temperatura wody, tym mniej gazu się w niej rozpuści (ilość gazu rozpuszczonego w wodzie maleje wraz ze wzrostem temperatury).
Im wyższa temperatura wody, tym więcej gazu się w niej rozpuści (ilość gazu rozpuszczonego w wodzie rośnie wraz ze wzrostem temperatury).

Co będzie potrzebne

- zlewki,
- woda o temperaturze pokojowej,
- wrzątek,
- woda gazowana schłodzona w lodówce,
- woda gazowana o temperaturze pokojowej.

Instrukcja

1. Do trzech zlewek o identycznej objętości wlej jednakową objętość schłodzonej w lodówce wody gazowanej (kilkadziesiąt cm^3).

2. Do każdej z nich dodaj taką samą objętość „zwykłej” wody o różnej temperaturze:

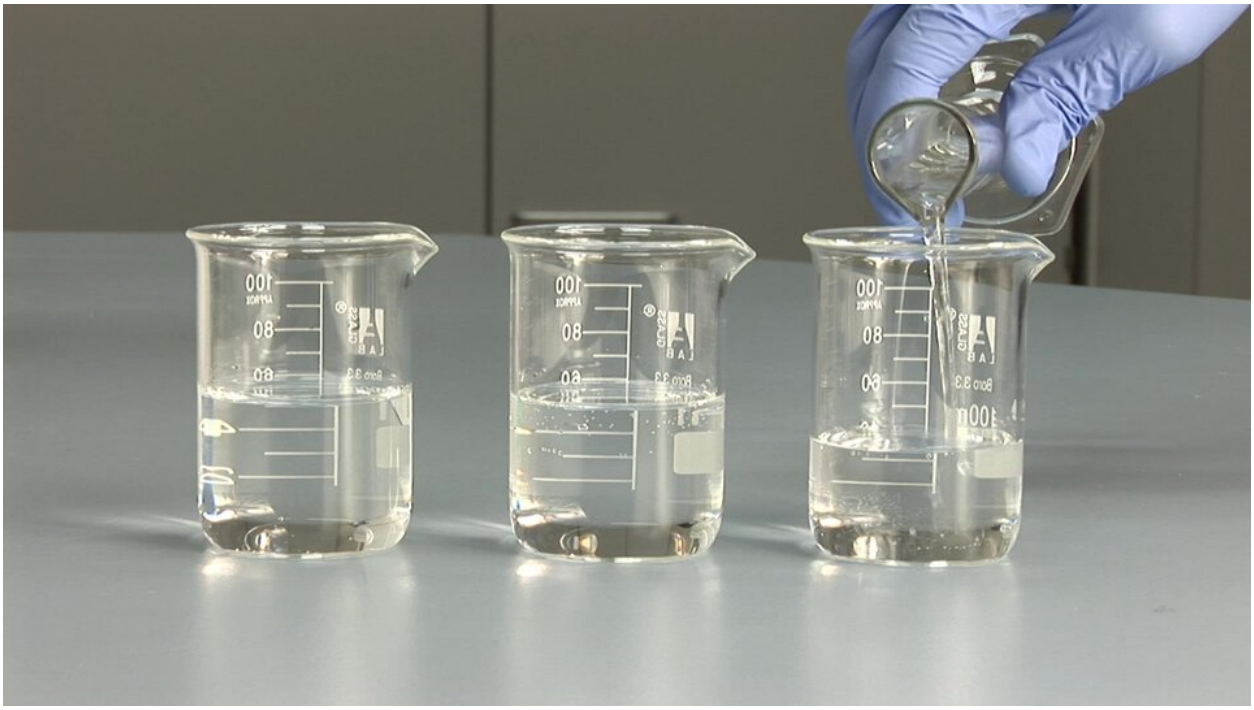
    a. do pierwszej zlewki – wodę schłodzoną w lodówce,

    b. do drugiej zlewki – wodę o temperaturze pokojowej,

    c. do trzeciej zlewki – wodę o temperaturze około 100°C (wrzątek).

3. Obserwuj pojawianie się pęcherzyków gazu w zlewkach. Porównaj ilość pęcherzyków.

Podsumowanie



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Na stole laboratoryjnym znajdują się 3 zlewki o jednakowej objętości oraz butelka wody mineralnej. Do pierwszej wlewana jest schłodzona woda, do drugiej woda o temperaturze pokojowej, a do trzeciej woda gazowana. W zlewce 2 i 3 wydzielają się pęcherzyki gazu. W 3 jest ich najwięcej.

Po dodaniu gorącej wody do wody mineralnej wzrasta jej temperatura i wydzielają się z niej pęcherzyki gazu. Im wyższa była temperatura dodanej wody, tym więcej wydzielało się gazu.

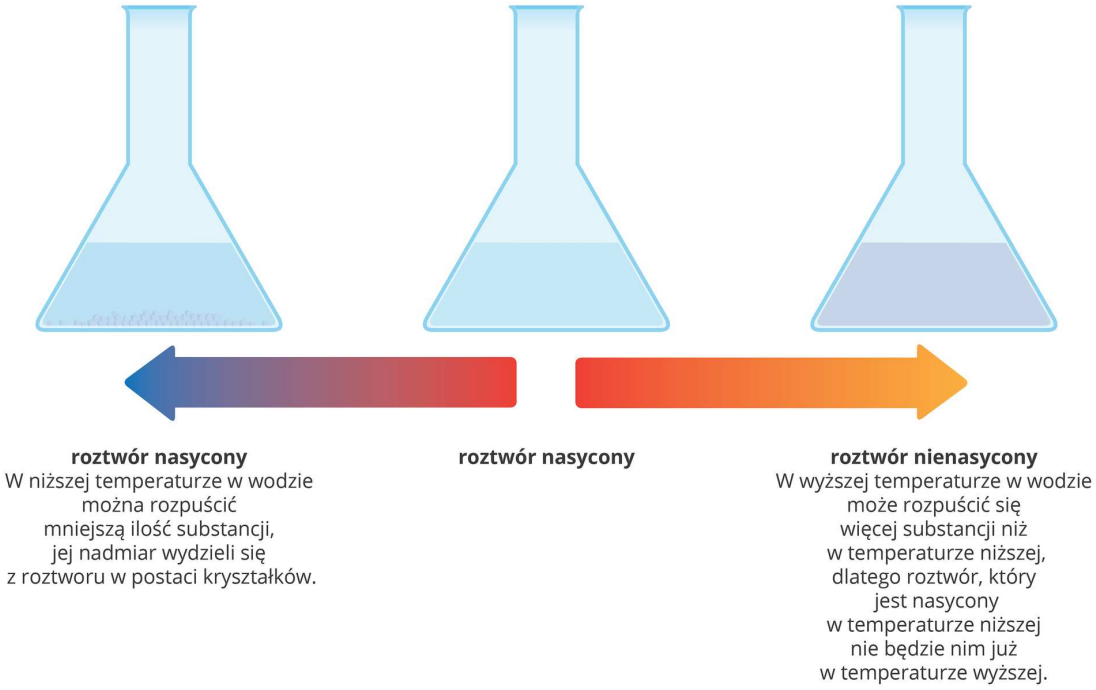
> Wraz ze wzrostem temperatury maleje ilość gazu rozpuszczonego w wodzie.

Ilość substancji, która może ulec rozpuszczeniu w wodzie, zależy od temperatury. W przypadku gazów ilość ta maleje wraz ze wzrostem temperatury, natomiast dla ciał stałych wielkość ta na ogół rośnie.

3. Roztwór nasycony i nienasycony

Jeśli w roztworze wodnym znajduje się maksymalna ilość substancji rozpuszczonej, a kolejna dodana porcja substancji nie ulegnie już rozpuszczeniu, to mamy do czynienia z roztworem nasyconym. Każdy inny roztwór, który nie osiągnął stanu nasycenia, określa się mianem roztworu nienasyconego.

Z uwagi na zależność między ilością substancji rozpuszczonej od temperatury roztwór, który jest nasycony w temperaturze niższej, nie będzie już nim w temperaturze wyższej, w której najczęściej może rozpuścić się więcej substancji.

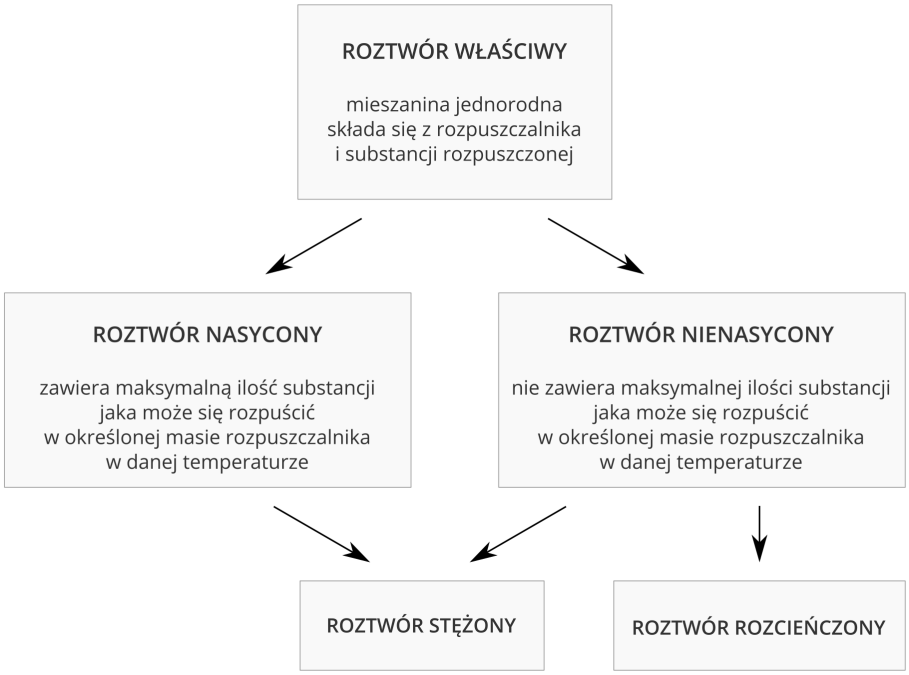


Wpływ temperatury na ilość substancji rozpuszczonej w wodzie

Chemicy posługują się także określeniami roztworów odnoszącymi się do ilości rozpuszczonej w nich substancji. Wyróżniają na tej podstawie:

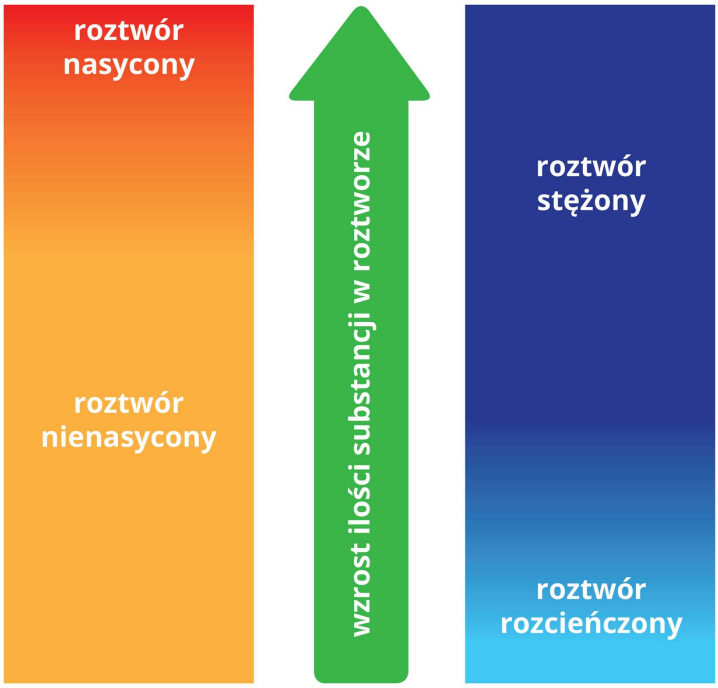
- roztwór stężony, w którym ilość substancji rozpuszczonej jest identyczna jak w roztworze nasyconym lub niewiele mniejsza;

- roztwór rozcieńczony, czyli roztwór, który zawiera co najmniej kilkakrotnie mniej substancji niż roztwór stężony.



Rodzaje roztworów

Każdy roztwór nasycony jest roztworem stężonym, ale nie każdy roztwór stężony jest nasyconym.
Każdy roztwór rozcieńczony jest jednocześnie nienasyconym, ale roztworem nienasyconym może być zarówno roztwór rozcieńczony, jak i stężony.



Zależności pomiędzy roztworami stężonym i rozcieńczonym oraz nasyconym i nienasyconym

4. Rozpuszczalność

Żadna substancja nie może zostać rozpuszczona w wodzie w nieograniczonej ilości. Są substancje, które rozpuszczają się w niej tylko w niewielkim stopniu (np. w ilości $1{,}5 \cdot 10^{-25}$ g w 100 g wody). Istnieją też dobrze rozpuszczalne substancje, których ilość w roztworze może przekraczać czterokrotnie masę wody.

Miarą zdolności substancji do rozpuszczania się w wodzie jest rozpuszczalność. Określa ona maksymalną ilość substancji jaka może rozpuścić się w ustalonej masie lub objętości rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem. W tablicach fizycznych i chemicznych rozpuszczalność jest najczęściej wyrażana jako liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g wody w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem. Dane te zostały wyznaczone doświadczalnie.

Rozpuszczalność różnych substancji stałych w gramach na

Temperatura [°C]	**Chlorek sodu (sól kamienna)**	**Cukier (sacharoza)**	**Siarczan(VI) miedzi(II)**	**Azotan(V) pota**
0	35,7	179	14,3	13,3
10	35,8		17,4	20,9
20	36,0	204	20,7	31,6
30	36,3		25,0	45,8
40	36,6	238	28,5	63,9
50	37,0		33,3	85,5
60	37,3	288	40,0	110,0
70	37,8		47,1	138
80	38,4	363	55	169
90	39,0		64,2	202
100	39,8	488	75,4	246
Źródła: , ,				

Polecenie 1

Na podstawie danych zawartych w tabeli opisz, jak wraz z temperaturą zmienia się rozpuszczalność sacharozy, Czy ilość rozpuszczonej sacharozy rośnie czy maleje?

Rozpuszczalność przykładowych substancji gazowych w gramach na 100 g wody w zależności od temperatury

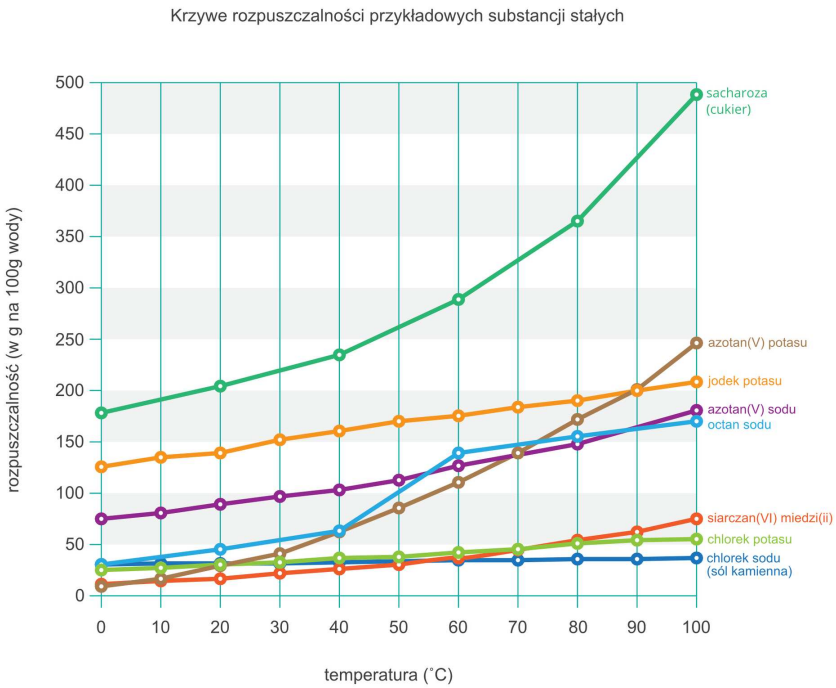
Temperatura [°C]	Dwutlenek węgla	Tlen	Azot	Wodór
0	0,335	0,006948	0,00294	0,0001982
10	0,232	0,005370	0,00231	0,0001740
20	0,169	0,004339	0,00189	0,0001603
30	0,126	0,003508	0,00162	0,0001474
40	0,097	0,003081	0,00139	0,0001384
50	0,076	0,002657	0,00121	0,0001287
60	0,058	0,002274	0,00105	0,0001178

Temperatura [°C]	Dwutlenek węgla	Tlen	Azot	Wodór
70	–	0,001857		0,0001021
80	–	0,001381	0,00066	0,0000790
90	–	0,000787		0,0000461
100	–	0,0000	0,0000	0,0000000
Źródła: ,				

Porównaj, jak wraz z temperaturą zmienia się rozpuszczalność gazów i substancji stałych w wodzie.

5. Krzywe rozpuszczalności

Na podstawie danych liczbowych przedstawiających zależność rozpuszczalności substancji od temperatury sporządza się wykres nazywany krzywą rozpuszczalności.



Krzywe rozpuszczalności przykładowych substancji stałych

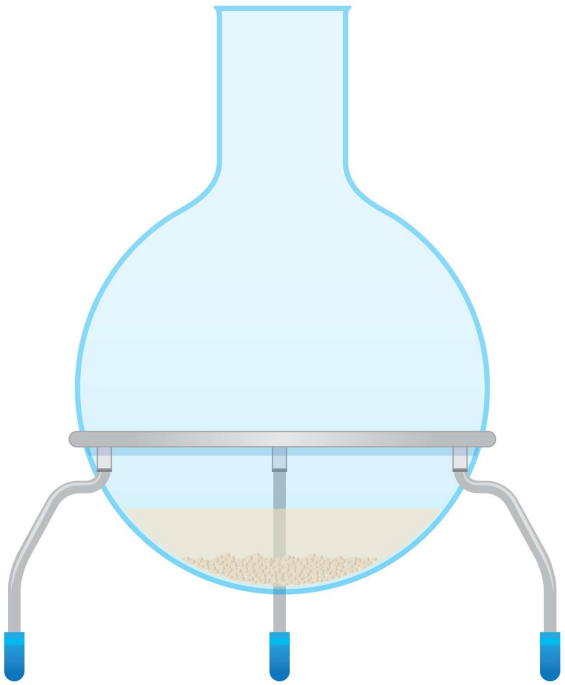
Krzywa rozpuszczalności pozwala określić, jak zmienia się rozpuszczalność danej substancji w zależności od temperatury. Dostarcza też informacji, czy jest to zmiana znaczna, czy niewielka. Z wykresu można też odczytać ilość substancji, jaka może maksymalnie rozpuścić się w 100 g wody.

Ciekawostka

Oczyszczanie substancji – krystalizacja
Otrzymywane w laboratorium związki chemiczne zazwyczaj nie są czyste i zawierają niewielkie ilości innych substancji nazywanych zanieczyszczeniami. Aby otrzymać czystą substancję, jako metodę oczyszczania stosuje się m.in. krystalizację. Polega ona na tym, że w odpowiednio dobranym rozpuszczalniku, w temperaturze jego wrzenia, rozpuszcza się zanieczyszczoną substancję, w wyniku czego otrzymuje się jej nasycony roztwór.

Następnie pozostawia się mieszaninę w spokoju przez pewien czas. W trakcie powolnego ochładzania mieszaniny substancja wydziela się z roztworu w postaci kryształów, a zanieczyszczenia pozostają w roztworze.

Warunkiem koniecznym do przeprowadzenia krystalizacji jest dobranie takiego rozpuszczalnika, w którym dana substancja będzie rozpuszczała się bardzo dobrze na gorąco, a słabo – w niższej temperaturze, a ponadto rozpuszczalnik ten – niezależnie od temperatury – będzie bardzo dobrze rozpuszczał zanieczyszczenia.



Podczas krystalizacji substancja wydziela się powoli z roztworu

Podsumowanie

- W takiej samej objętości wody rozpuszczają się różne ilości rozmaitych substancji.
- Ilość substancji stałej rozpuszczonej w wodzie zależy od temperatury i najczęściej rośnie wraz z jej wzrostem.
- Wraz ze wzrostem temperatury maleje ilość rozpuszczonego w wodzie gazu.
- Roztwór, który w danej temperaturze zawiera maksymalną ilość substancji rozpuszczonej, a kolejna dodana porcja substancji nie ulega rozpuszczeniu, nazywamy roztworem nasyconym.
- Roztwór, który w danej temperaturze nie zawiera maksymalnej ilości substancji rozpuszczonej i w którym możliwe jest rozpuszczenie dodatkowej porcji substancji, to roztwór nienasycony.
- Roztwór rozcieńczony zawiera co najmniej kilkakrotnie mniej substancji niż roztwór stężony.
- W roztworze stężonym ilość substancji rozpuszczonej jest taka sama jak w roztworze nasyconym lub niewiele mniejsza.
- Maksymalna ilość substancji, jaka może rozpuścić się w ustalonej masie lub objętości rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem, nazywa się rozpuszczalnością. Może być wyrażana jako liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem.

- Wykres przedstawiający zależność rozpuszczalności danej substancji od temperatury nazywa się krzywą rozpuszczalności.

Praca domowa

Polecenie 2.1

Zaprojektuj doświadczenie pozwalające sprawdzić, czy woda wodociągowa zawiera rozpuszczony gaz.

Polecenie 2.2

Przygotuj nasycony roztwór cukru w wodzie w wybranej temperaturze.

Polecenie 2.3

Oblicz, jaką masę ma roztwór nasycony chlorku sodu w temperaturze 100°C, który powstał po rozpuszczeniu odpowiedniej ilości tej substancji w 100 g wody.

Słowniczek

krzywa rozpuszczalności

wykres przedstawiający zależność rozpuszczalności danej substancji od temperatury
rozpuszczalność

określa maksymalną ilość substancji, jaka może rozpuścić się w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem
roztwór nasycony

roztwór, który w danej temperaturze zawiera maksymalną ilość substancji rozpuszczonej, a dodana kolejna do niej porcja substancji nie ulega rozpuszczeniu
roztwór nienasycony

roztwór, który w danej temperaturze nie zawiera maksymalnej ilości substancji rozpuszczonej i w którym można rozpuścić dodatkową porcję tej substancji
roztwór rozcieńczony

roztwór, który zawiera co najmniej kilkakrotnie mniej substancji rozpuszczonej niż roztwór stężony
roztwór stężony

roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej jest taka sama jak w roztworze nasyconym lub niewiele mniejsza

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

Rozpuszczalność to ilość [ ] znajdującej/ego się w 100 g [ ]. Krzywa rozpuszczalności przedstawia zależność [ ] od [ ].

objętości roztworu | rozpuszczalności | substancji rozpuszczonej | roztworu | masy rozpuszczalnika | rozpuszczalnika | masy substancji rozpuszczonej | masy substancji rozpuszczonej | rozpuszczalnika | temperatury | masy rozpuszczalnika | roztworu | substancji rozpuszczonej

Ćwiczenie 2

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Wszystkie substancje w tej samej temperaturze mają jednakową rozpuszczalność.	◯	◯
Każdy roztwór nienasycony jest roztworem rozcieńczonym.	◯	◯
Rozdrobnienie substancji użytej do sporządzenia roztworu nasyconego ma wpływ na jej rozpuszczalność. W 100 g wody rozpuści się więcej substancji rozdrobnionej niż nierozdrobnionej.	◯	◯
Rozpuszczalność gazów rośnie wraz z obniżaniem temperatury.	◯	◯
Każdy roztwór nasycony jest roztworem stężonym.	◯	◯
Nie wszystkie substancje tworzą roztwory nasycone.	◯	◯
Rozpuszczalność zależy od mieszania substancji podczas sporządzania roztworu.	◯	◯

Ćwiczenie 3

Na podstawie wykresu rozpuszczalności uszereguj substancje według rozpuszczalności (rosnąco) w temperaturze 60°C.

azotan(V) potasu

chlorek sodu

siarczan(VI) miedzi(II)

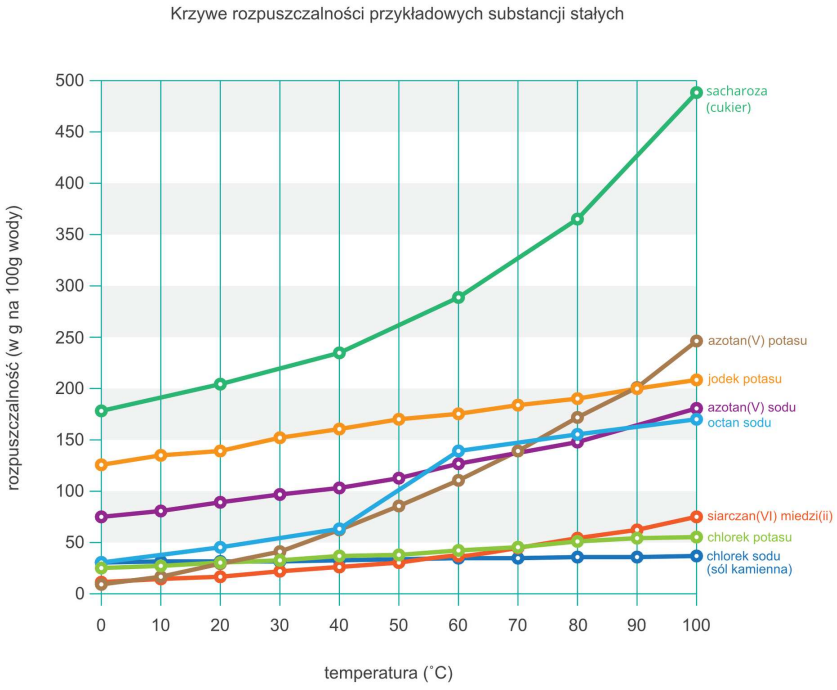
azotan(V) sodu

cukier (sacharoza)

octan sodu

jodek potasu

chlorek potasu



Krzywe rozpuszczalności przykładowych substancji stałych

Ćwiczenie 4

Określ rozpuszczalność poniższych substancji w wodzie o temperaturze 80°C. Przyporządkuj ich nazwy do poszczególnych kategorii w zależności od maksymalnej ilości substancji, jaką można rozpuścić w 100 g wody.

rozpuszczalność od 10 do 40 g /100 g wody

rozpuszczalność od 41 do 100 g /100 g wody

rozpuszczalność powyżej 100 g /100 g wody

azotan(V) sodu

siarczan(VI) miedzi(II)

cukier (sacharoza)

octan sodu

azotan(V) potasu

chlorek sodu

jodek potasu

chlorek potasu

Ćwiczenie 5

Rozpuszczalność pewnej substancji maleje wraz ze wzrostem temperatury. Na podstawie tej informacji oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Roztwór, który w temperaturze 10°C jest roztworem nasyconym, po ogrzaniu do temperatury 50°C stanie się roztworem nienasyconym.	◯	◯
Podczas schładzania roztworu nasyconego wydzieli się z niego rozpuszczona substancja.	◯	◯
Aby z roztworu nasyconego o temperaturze 20°C otrzymać roztwór nasycony o temperaturze70°C, konieczne będzie dodanie substancji po ogrzaniu roztworu.	◯	◯
W 100 g rozpuści się więcej substancji, jeśli woda będzie miała wyższą temperaturę.	◯	◯
Roztwór, który w temperaturze 60°C jest roztworem nasyconym, w temperaturze niższej stanie się roztworem nienasyconym.	◯	◯

Ćwiczenie 6

Proces krystalizacji jest jedną z metod oczyszczania substancji. Polega na rozpuszczeniu zanieczyszczonej substancji w odpowiednio dobranym rozpuszczalniku, w wysokiej temperaturze. Podczas stygnięcia oczyszczana substancja wydziela się z roztworu, a zanieczyszczenia pozostają w rozpuszczalniku.
Na podstawie powyższych informacji oceń, które zdania dotyczące rozpuszczalnika zawierają informacje prawdziwe, a które – fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Dobrze rozpuszcza substancję oczyszczaną zarówno na gorąco, jak i w temperaturze niższej.	◯	◯
Dobrze rozpuszcza zanieczyszczenia w każdej temperaturze.	◯	◯
Dobrze rozpuszcza substancję oczyszczaną w wysokiej temperaturze, słabo zaś w temperaturze niższej.	◯	◯

Ćwiczenie 7

Proces krystalizacji jest jedną z metod oczyszczania substancji. Polega na rozpuszczeniu w wysokiej temperaturze zanieczyszczonej substancji w odpowiednio dobranym rozpuszczalniku. Podczas stygnięcia oczyszczana substancja wydziela się z roztworu, a zanieczyszczenia pozostają w rozpuszczalniku.
Na podstawie powyższych informacji oceń, które zdania dotyczące substancji oczyszczanej zawierają informacje prawdziwe, a które – fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalniku w każdej temperaturze.	◯	◯
Dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalniku na gorąco, a słabo – w niższej temperaturze.	◯	◯
Jej rozpuszczalność w rozpuszczalniku maleje wraz z obniżaniem temperatury.	◯	◯
Jej rozpuszczalność jest zbliżona do rozpuszczalności zanieczyszczeń.	◯	◯

Rozpuszczalność substancji – zadania

Wiedza na temat rozpuszczalności pozwala przewidzieć, ile maksymalnie gramów związku chemicznego może rozpuścić się w 100 g wody. Dzięki niej, sporządzając roztwór o danym stężeniu, użyjemy odpowiedniej ilości substancji i czynność ta zawsze zakończy się sukcesem.

Umiejętność określenia, ile rozpuszczanej substancji „przyjmie” rozpuszczalnik, przydaje się zarówno w laboratorium chemicznym, jak i w codziennym życiu

Już wiesz

- że rozpuszczalność jest to ilość liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem;
- że wykres przedstawiający zależność rozpuszczalności danej substancji od temperatury nazywa się krzywą rozpuszczalności;
- że wraz ze wzrostem temperatury rozpuszczalność gazu w wodzie maleje, natomiast substancji stałych – na ogół rośnie.

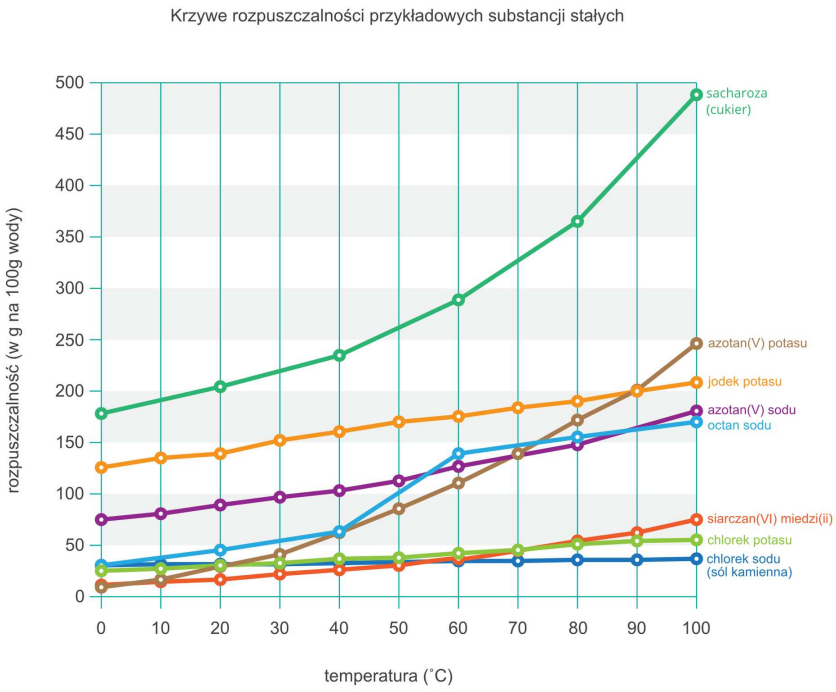
Nauczysz się

- interpretować krzywe rozpuszczalności w celu określenia rozpuszczalności substancji lub rodzaju roztworu (nasycony, nienasycony);
- obliczać masę substancji potrzebną do sporządzenia jej roztworu nasyconego w określonej temperaturze;

- obliczać masę składników (substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika) roztworu nasyconego w ustalonej temperaturze.

1. Odczytywanie i interpretacja danych z wykresu rozpuszczalności

Na podstawie wykresu rozpuszczalności substancji możemy określić, ile gramów substancji rozpuści się w 100 g wody i utworzy roztwór nasycony w danej temperaturze. Możemy też przewidzieć, czy podana masa substancji może rozpuścić się w określonej masie wody.



Ćwiczenie 1

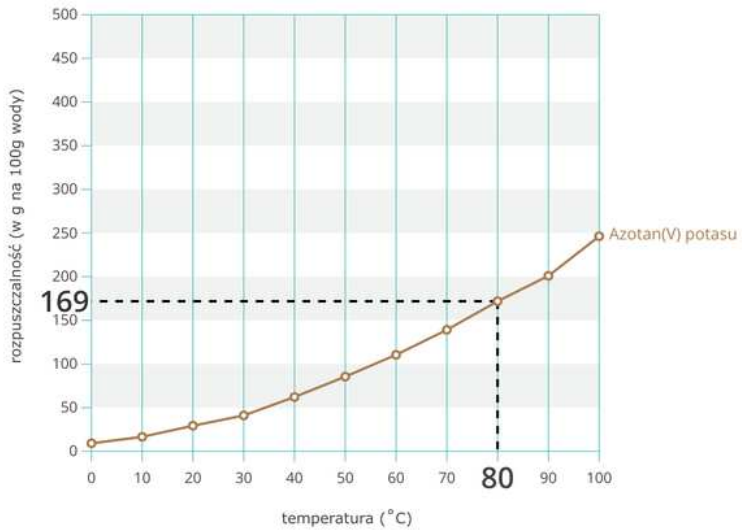
Ile gramów azotanu(V) sodu należy rozpuścić w 100 g wody, aby w temperaturze 40°C otrzymać roztwór nasycony?

Ćwiczenie 2

Oblicz, w jakim stosunku masowym występują octan sodu i woda w nasyconym roztworze w temperaturze 0°C.

Ćwiczenie 3

Sprawdź, w jakiej temperaturze nasycony roztwór azotanu(V) potasu zawiera 169 g tej substancji i 100 g wody.

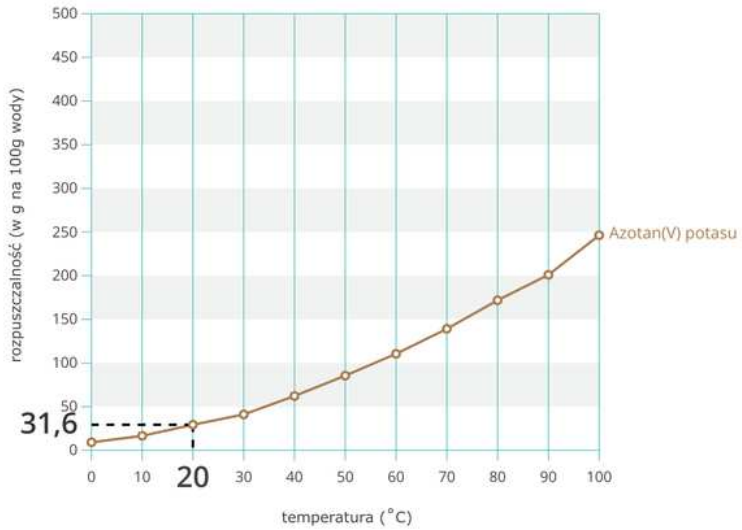


Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Zadanie 3 – rozwiązanie

Ćwiczenie 4

Sprawdź, czy w 100 g wody można rozpuścić 40 g azotanu(V) potasu w temperaturze 20°C.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

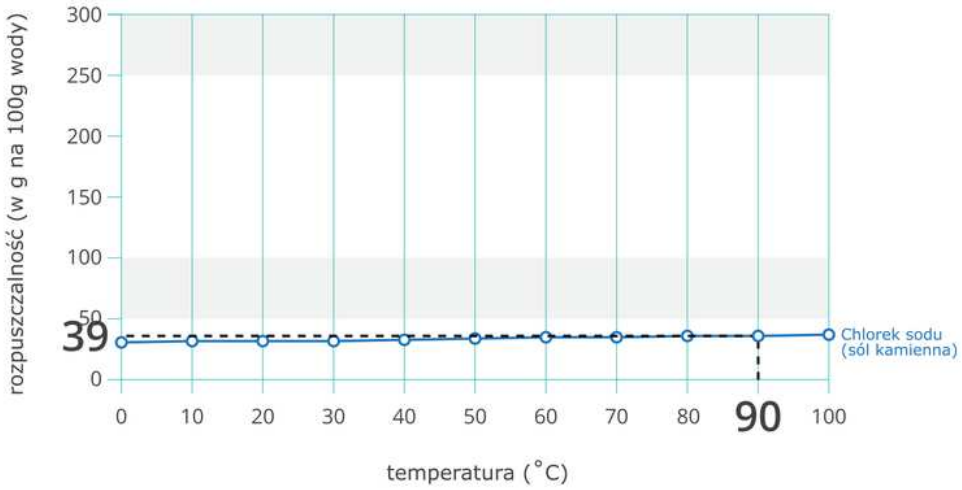
Zadanie 4 – rozwiązanie

2. Obliczanie ilości substancji, którą można rozpuścić w określonej ilości wody

Z wykresu krzywej rozpuszczalności możemy odczytać, ile gramów substancji należy rozpuścić w 100 g wody, aby otrzymać roztwór nasycony w określonej temperaturze. Dokonując dalszych obliczeń, uzyskamy informację na temat masy substancji, którą można rozpuścić w dowolnej masie wody.

Ćwiczenie 5

Oblicz, ile gramów chlorku sodu należy odważyć, aby po rozpuszczeniu go w 250 g wody o temperaturze 90°C otrzymać nasycony roztwór tej substancji.

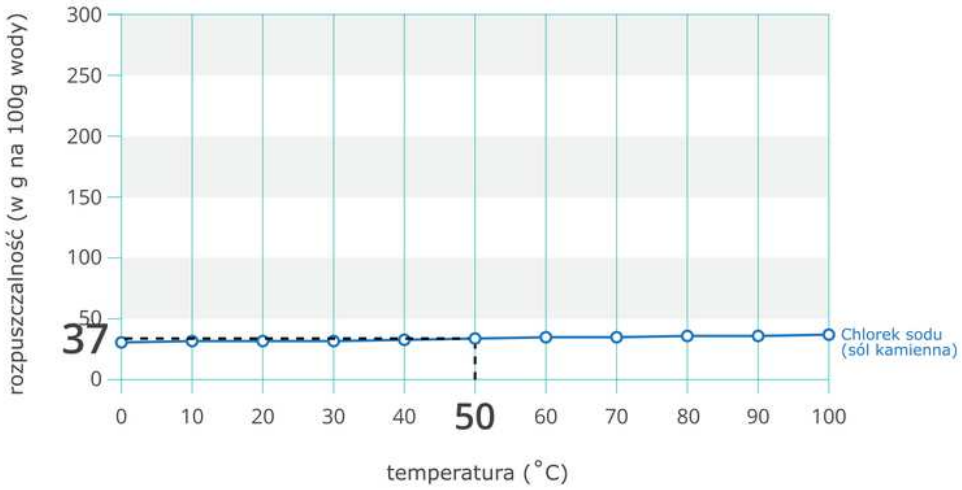


Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Zadanie 5 – rozwiązanie

Ćwiczenie 6

Sprawdź, czy roztwór chlorku sodu, który zawiera 74 g tej substancji w 200 g wody w temperaturze 50°C, jest roztworem nasyconym.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Zadanie 6 – rozwiązanie

3. Obliczanie ilości substancji znajdującej się w określonej masie roztworu nasyconego

Znając rozpuszczalność substancji w wodzie, możemy łatwo określić stosunki masowe między substancją rozpuszczoną a rozpuszczalnikiem w roztworze nasyconym. To z kolei pozwala nam obliczyć ilość substancji obecnej w dowolnej masie roztworu nasyconego.

Ćwiczenie 7

Oblicz masę nasyconego w temperaturze 60°C roztworu chlorku potasu, jeśli do jego sporządzenia użyto 100 g wody.

Ćwiczenie 8

Oblicz masę nasyconego w temperaturze 20°C roztworu cukru, jeśli do jego sporządzenia użyto 150 g wody.

Ćwiczenie 9

Oblicz, ile gramów siarczanu(VI) miedzi(II) oraz wody znajduje się w 241,4 g nasyconego roztworu tej substancji w temperaturze 20°C, jeśli jej rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi 20,7 g w 100 g wody.

$$\text{masa roztworu} = \text{masa wody} + \text{masa siarczanu(VI) miedzi(II)}$$
$$= 100\ \text{g} + 20{,}7\ \text{g} = 120{,}7\ \text{g}$$

$$\frac{\text{masa substancji rozpuszczonej}}{\text{masa rozpuszczalnika}} = \text{wartość stała}$$

$$\frac{\text{masa substancji rozpuszczonej}}{\text{masa rozpuszczalnika}} = \underbrace{\frac{20{,}7\ \text{g}}{120{,}7\ \text{g}}}_{\text{dane z rozpuszczalności}} = \underbrace{\frac{X\ \text{g}}{241{,}4\ \text{g}}}_{\text{dane z treści zadania}}$$

$$\text{masa siarczanu(VI) miedzi(II) w roztworze z treści zadania} = X\ \text{g}$$
$$= \frac{20{,}7\ \text{g} \cdot 241{,}4\ \text{g}}{120{,}7\ \text{g}} = 41{,}4\ \text{g}$$

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Zadanie 9 – rozwiązanie

Podsumowanie

- Na podstawie znajomości rozpuszczalności substancji można:
    - określić ilość substancji, która rozpuści się w 100 g wody i dowolnej masie wody, tworząc w danej temperaturze roztwór nasycony,
    - ocenić, czy podana ilość substancji może rozpuścić się w określonej masie wody.

Praca domowa

Polecenie 1.1

Znajdź w Internecie informacje na temat zawartości cukru w 1 litrze popularnego napoju typu cola. Przyjmij założenie, że 1 litr tego napoju waży 1000 g. Następnie oblicz, ile gramów cukru należałoby dodać, aby otrzymać nasycony roztwór cukru w temperaturze 20°C.

Zadania

Ćwiczenie 10

Jaką maksymalną ilość gramów azotanu(V) sodu można rozpuścić w 100 g wody w temperaturze 100°C? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 100 g
- ◯ 246 g
- ◯ 73 g
- ◯ 180 g
- ◯ 280 g

Ćwiczenie 11

Jaką maksymalną ilość gramów azotanu(V) potasu można rozpuścić w 300 g wody w temperaturze 90°C? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 404 g
- ◯ 302 g
- ◯ 162 g
- ◯ 202 g
- ◯ 606 g

Ćwiczenie 12

Jaką masę ma nasycony roztwór chlorku potasu powstały po rozpuszczeniu odpowiedniej ilości tej substancji w 400 g wody w temperaturze 10°C? Wskaż poprawną odpowiedź.

- ◯ 31 g
- ◯ 524 g
- ◯ 131 g
- ◯ 431 g
- ◯ 124 g

Ćwiczenie 13

W jakim stosunku masowym są wobec siebie woda i siarczan(VI) miedzi(II) w nasyconym roztworze tej substancji w temperaturze 30°C? Rozpuszczalność tej soli w tych warunkach wynosi 25 g w 100 g wody.

- ◯ $\mathrm{woda : siarczan(VI)\ miedzi(II)} = 1 : 1$
- ◯ $\mathrm{woda : siarczan(VI)\ miedzi(II)} = 4 : 5$
- ◯ $\mathrm{woda : siarczan(VI)\ miedzi(II)} = 4 : 1$
- ◯ $\mathrm{woda : siarczan(VI)\ miedzi(II)} = 5 : 1$

Ćwiczenie 14

Uporządkuj substancje według ich rosnącej rozpuszczalności w podanych roztworach:
– roztwór chlorku sodu w temperaturze 90°C,
– roztwór chlorku potasu w temperaturze 70°C,
– roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 60°C,
– roztwór azotanu(V) potasu w temperaturze 30°C,
– roztwór azotanu(V) sodu w temperaturze 0°C.

- roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) ⇕
- roztwór azotanu(V) potasu ⇕
- roztwór chlorku potasu ⇕
- roztwór chlorku sodu ⇕
- roztwór azotanu(V) sodu ⇕

Ćwiczenie 15

Oblicz, ile gramów cukru znajduje się w 1216 g nasyconego roztworu tej substancji w temperaturze 20°C. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 400 g
- ◯ 1216 g
- ◯ 204 g
- ◯ 304 g
- ◯ 816 g

Ćwiczenie 16

Oblicz, ile gramów wody znajduje się w 584 g nasyconego roztworu jodku potasu w temperaturze 80°C. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 100 g
- ◯ 384 g
- ◯ 484 g
- ◯ 192 g
- ◯ 200 g

Stężenie procentowe roztworu

Dla pracowników odpowiedzialnych za procesy technologiczne w różnych gałęziach przemysłu wiedza na temat zawartości niektórych składników w wykorzystywanych półproduktach i produktach jest bardzo ważna. Użycie nieodpowiedniej ilości substancji może prowadzić do otrzymania niewłaściwego produktu końcowego i spowodować straty finansowe. Dlatego podczas wytwarzania różnych artykułów przemysłowych, leków, żywności i in. materiałów ilość używanych składników jest ściśle kontrolowana. W tym module zapoznasz się z najczęściej stosowanym sposobem określania zawartości substancji w roztworze.

Stężenie danej substancji jest często istotne ze względu na jego zastosowanie. Używana do dezynfekcji ran woda utleniona oraz żrący perhydrol to wodne roztwory tej samej substancji, nadtlenku wodoru. Na zdjęciu efekt kontaktu ludzkiej skóry z 35-procentowym perhydrolem

> **Już wiesz**
>
> - że roztwór właściwy składa się z rozpuszczalnika i rozpuszczonej w nim substancji;
> - że w roztworach wodnych rozpuszczalnikiem jest woda.

> **Nauczysz się**
>
> - obliczać stężenie procentowe roztworu na podstawie jego masy lub masy rozpuszczalnika i masy substancji rozpuszczonej;
> - szacować masę roztworu na podstawie stężenia procentowego roztworu i masy substancji rozpuszczonej;

- określać masę substancji rozpuszczonej na podstawie stężenia procentowego i masy roztworu;
- obliczać masę wskazanej objętości roztworu na podstawie jego gęstości;
- obliczać zawartość substancji rozpuszczonej w określonej jednostce objętości roztworu.

1. Stężenie procentowe roztworu

Określenia: „roztwór stężony", „roztwór rozcieńczony" lub „roztwór nasycony" informują tylko, czy danej substancji rozpuszczonej w roztworze jest dużo, czy mało. Czasami potrzebne jest dokładne podanie jej zawartości. Istnieje kilka sposobów przedstawiania składu roztworu, czyli jego stężenia.

Jednym z nich jest stężenie procentowe. Określa ono, ile części masowych (wagowych) rozpuszczonej substancji znajduje się w 100 częściach masowych (wagowych) **roztworu**. Zapis 5% oznacza, że w 100 gramach roztworu znajduje się 5 gramów substancji rozpuszczonej.

W 100 g mleka 3,2% znajduje się 3,2 g tłuszczu

W 100 g leku do odkażania (np. wyprysków) znajdują się 2 g substancji czynnej

Sól fizjologiczna stosowana do wlewów dożylnych zawiera około 0,9 g chlorku sodu w 100 g roztworu

Stężenie procentowe można obliczyć, korzystając z wzoru:

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

w którym poszczególne symbole oznaczają:
C_p – stężenie procentowe,
m_s – masę substancji,
m_r – masę roztworu.

Przypomnijmy, że masa roztworu wodnego jest sumą masy rozpuszczalnika, najczęściej wody (m_r) i masy rozpuszczonej w nim substancji (m_s):

$$m_r = m_{rozp.} + m_s$$

Interpretacja 4-procentowego roztworu o masie 100 g

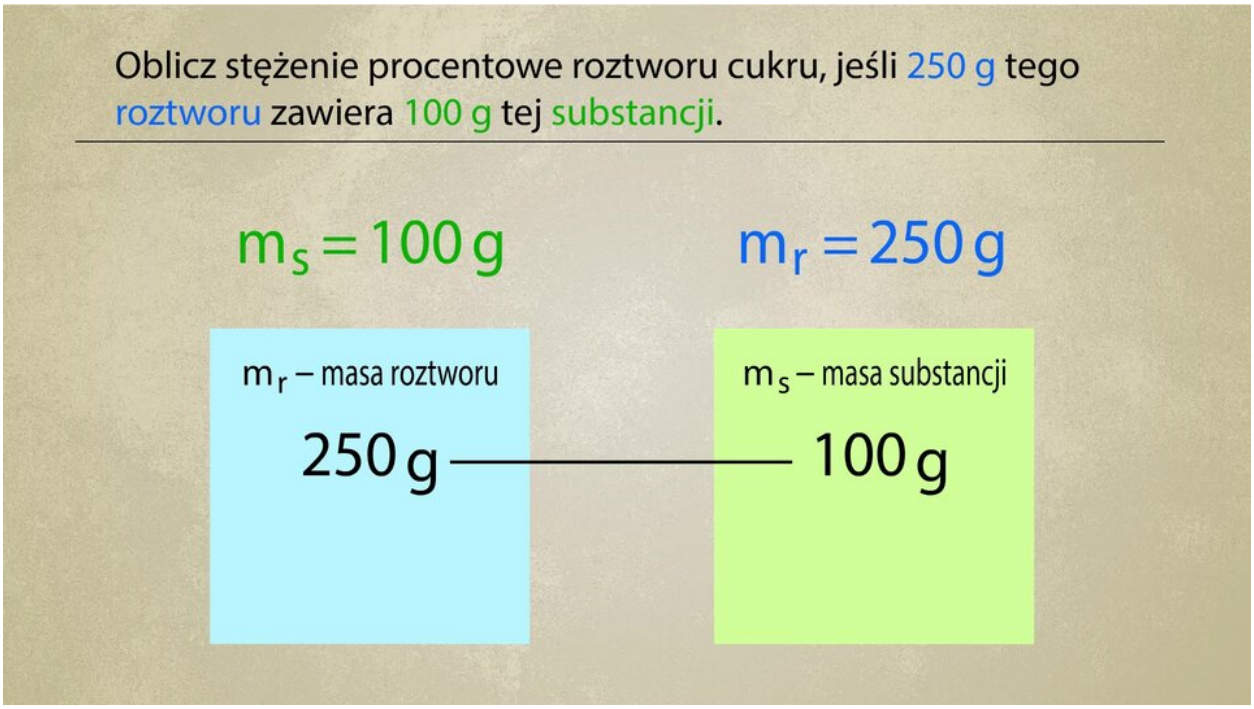
Wielkość	**Stężenie procentowe**	**Masa substancji**	**Masa roztworu**	**Masa rozpuszczalnika**
oznaczenie wielkości	C_p	m_s	m_r	$m_{rozp.}$
wartość	4%	4 g	100 g	100 g – 4 g = 96 g

2. Obliczanie stężenia procentowego roztworu substancji

Jeśli znamy masę rozpuszczalnika lub masę roztworu oraz masę rozpuszczonej substancji, możemy wyznaczyć stężenie procentowe roztworu. Przy wszystkich obliczeniach musimy pamiętać o jednostkach masy, które zawsze wstawiamy do wzoru.

Polecenie 1

Oblicz stężenie procentowe roztworu cukru, jeśli 250 g roztworu zawiera 100 g tej substancji.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Na ekranie widać treść zadania: Oblicz stężenie procentowe roztworu cukru, jeśli 250 g tego roztworu zawiera 100 g tej substancji. Pod treścią zadania pojawiają się zapisy każda innej barwy (jednocześnie w treści zadania zabarwiają się odpowiadające im wyrażenia). Roztwór o masie 250 g, który zawiera 100 g cukru ma stężenie procentowe równe 40%

Polecenie 2

Oblicz stężenie procentowe roztworu chlorku sodu, który powstał po rozpuszczeniu 10 g tej substancji w 250 g wody. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

Wskazówka

1. Obliczamy masę roztworu, która jest sumą masy wody i masy chlorku sodu (substancji rozpuszczonej):

$$m_r = m_{rozp.} + m_s = 250\ g + 10\ g = 260\ g$$

2. Dalszą część zadania możemy rozwiązać na dwa sposoby – korzystając z wzoru na stężenie procentowe lub z proporcji.

Sposoby rozwiązania

Sposób I	**Sposób II**
Wstawiamy odpowiednie wartości do wzoru:	Układamy proporcję:
$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$	$260\ g \text{ — } 10\ g$
$c_p = \frac{\text{masa chlorku sodu}}{\text{masa roztworu chlorku sodu}} \cdot 100\%$	$100\ g \text{ — } X\ g$
$c_p = \frac{10\ g}{260\ g} \cdot 100\% = 3{,}85\%$	Obliczamy niewiadomą:
	$X = \frac{100\ g \cdot 10\ g}{260\ g} = 3{,}85\ g$

3. Udzielamy odpowiedzi:
Po rozpuszczeniu 10 g chlorku sodu w 250 g wody otrzymano roztwór tej substancji o stężeniu 3,85%.

3. Obliczanie masy poszczególnych składników roztworu

Znając stężenie procentowego roztworu oraz jego masę można obliczyć masę substancji rozpuszczonej. Podobnie na podstawie informacji o stężeniu procentowym roztworu i masie zawartej w nim substancji rozpuszczonej potrafimy określić masę roztworu. Przy obliczeniach można korzystać zarówno z odpowiedniej proporcji, jak i z odpowiednio przekształconego wzoru na stężenie procentowe, które odpowiednio przekształcamy.

Wzory

Wzór na stężenie procentowe	**Wzór na masę substancji**	**Wzór na masę roztworu**
$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$	$m_s = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%}$	$m_r = \frac{m_s}{c_p} \cdot 100\%$
c_p – stężenie procentowe m_s – masa substancji m_r – masa roztworu		

Ćwiczenie 1

Oblicz, ile gramów wody należy dodać do 120 g cukru, aby otrzymać roztwór 30-procentowy.

Polecenie 3

Oblicz, ile siarczanu(VI) miedzi(II) znajduje się w 250 g wodnego roztworu tej substancji o stężeniu 2%.

Wskazówka

1. Rozwiązanie:
   Wiemy, że:
   $c_p = 2\%$
   $m_r = 250\ g$
2. Zadanie to można rozwiązać na dwa sposoby – korzystając z wzoru na stężenie procentowe (po jego przekształceniu) lub z proporcji.
3. Odpowiedź:
   Masa siarczanu(VI) miedzi(II) w 250 g roztworu o stężeniu 2% wynosi 5 g.

Polecenie 4

Oblicz masę wodnego roztworu chlorku potasu o stężeniu 1%, w którym znajduje się 1,5 g tej substancji. Podaj masę wody, która znajduje się w tym roztworze.

Wskazówka

1. Rozwiązanie
   Wiemy, że:
   $c_p = 1\%$
   $m_s = 1{,}5\ g$
2. Zadanie to można rozwiązać, korzystając z przekształconego wzoru na stężenie procentowe lub z proporcji.

4. Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu

Aby przygotować roztwór o określonym stężeniu, należy znać masy jego składników: rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej. W tym celu należy wcześniej dokonać odpowiednich obliczeń. Następnie odważa się poszczególne substancje i miesza się je ze sobą.

Aby przygotować 150 g wodnego roztworu chlorku sodu o stężeniu 3%, należy odmierzyć odpowiednią objętość wody i odważyć masę chlorku sodu (patrz: tabela poniżej).

Masa i objętość składników roztworu chlorku sodu

Rodzaj roztworu	**Masa chlorku sodu**	**Objętość wody**
150 g 2%	$m_s = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%} = \frac{2\% \cdot 150\ g}{100\%} = 3\ g$	Masa wody: $m_{rozp.} = m_r - m_s = 150\ g - 3\ g = 147\ g$
		Objętość 147 g wody: gęstość wody: $d = 1\ \frac{g}{cm^3}$
		$V_{wody} = \frac{m_{wody}}{d_{wody}} = \frac{147\ g}{d=1\ \frac{g}{cm^3}} = 147\ cm^3$

Za pomocą cylindra miarowego odmierzamy 147 cm^3 wody i przelewamy ją do zlewki. Na wadze odważamy 3 g chlorku sodu i rozpuszczamy go w wodzie.

Doświadczenie 1

Zapoznanie z czynnościami niezbędnymi do przygotowania roztworu o określonym stężeniu procentowym.

Co będzie potrzebne

- zlewka,
- cylinder miarowy,
- bagietka,
- łyżeczka,
- waga laboratoryjna,
- woda,
- chlorek sodu.

Instrukcja

1. Przed przystąpieniem do przygotowania roztworu o określonej masie i stężeniu należy obliczyć masę substancji rozpuszczonej i objętość rozpuszczalnika. Naszym zadaniem jest sporządzenie 150 g roztworu o stężeniu 2%. Składa się on z 147 g wody i 3 g chlorku sodu.
2. Przeliczamy masę wody na objętość.
3. Za pomocą cylindra miarowego odmierzamy wyznaczoną objętość wody.
4. Na wadze analitycznej odważamy 3 g chlorku sodu.

5. Do zlewki wprowadzamy odważoną ilość chlorku sodu, dodajemy odmierzoną objętość wody; składniki mieszamy za pomocą bagietki aż do całkowitego rozpuszczenia substancji.

Podsumowanie

Po rozpuszczeniu 3 g chlorku sodu w 147 cm^3 wody otrzymaliśmy 150 g roztworu o stężeniu 2%.

Masa chlorku sodu	Masa wody
$m_s = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%} = \frac{2\% \cdot 150\ g}{100\%} = 3\ g$	$m_w = m_r - m_s = 150\ g - 3\ g = 147\ g$

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Film rozpoczyna ujęcie stołu laboratoryjnego z niezbędnym do pracy wyposażeniem. Są tam, licząc od lewej: waga laboratoryna, łyżeczka, plastikowy przezroczysty pojemnik z wodą zawierający rurkę w zakrętce, biały plastikowy pojemnik z chlorkiem sodu i zlewka. Na tle ujęcia pojawia się napis: 150 gramów dwuprocentowego wodnego roztworu chlorku sodu. Zmiana ujęcia na planszę z obliczeniami. Po lewej stronie obliczona masa soli w pożądanym roztworze, wynosząca trzy gramy. Po prawej stronie obliczona masa wody w pożądanym roztworze poprzez odjęcie masy soli od masy całkowitej roztworu, wynosząca 147 gramów. Zmiana planszy na linijkę z obliczeniami masy wody. Poniżej pojawia się wzór na gęstość wody. Obliczenia przesuwają się w górę, aby zrobić miejsce dla ogólnego wzoru na objętość wody obliczanej z jej masy i gęstości. Wynik obliczenia to 147 centymetrów sześciennych. Zmiana ujęcia na menzurkę z wodą pokazaną od góry do dołu. Zbliżenie fragmentu menzurki z powierzchnią wody. Dolna część menisku wklęsłego powierzchni pokrywa się z kreską oznaczającą 147 mililitrów. Zmiana ujęcia na widok wagi analitycznej. Na szali znajduje się

szkiełko wagowe z odmierzoną porcją białej substancji, wyświetlacz wskazuje 3 gramy. Zmiana ujęcia na widok gładkiego blatu na którym stoi zlewka z wodą i szkiełko z chlorkiem sodu. Dłoń demonstratora w gumowej rękawiczce wrzuca cały chlorek sodu do zlewki z wodą i miesza zawartość za pomocą szklanej bagietki. Następuje zbliżenie zawartości zlewki ze stopniowo malejącą ilością widocznej soli. Film kończy ujęcie całej zlewki z czarnym napisem: dwuprocentowy chlorek sodu, 150 gramów.

---

5. Gęstość roztworu

Gęstość roztworu jest wielkością fizyczną i oznacza masę określonej jednostki objętości roztworu. Wartość ta zmienia się wraz z temperaturą. Jeśli roztwór ma gęstość równą $1{,}05\,\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$, oznacza to, że $1\ \mathrm{cm}^3$ roztworu ma masę 1,05 g.
Gęstość roztworu możemy policzyć, korzystając z wzoru:

$$\mathrm{d_r} = \frac{\mathrm{m_r}}{\mathrm{V_r}}$$

$\mathrm{m_r}$ – masa roztworu
$\mathrm{V_r}$ – objętość roztworu

Gęstość roztworu można wyrażać w różnych jednostkach, na przykład: $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$, $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{dm}^3}$, $\frac{\mathrm{kg}}{\mathrm{dm}^3}$.
W naszych obliczenia będziemy stosować jednostkę $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$.

Polecenie 5

Oblicz, jaką masę ma 15 cm^3 roztworu, którego gęstość wynosi 1,102 $\frac{g}{cm^3}$.

Wskazówka

Rozwiązanie:
Zadanie to można rozwiązać przy użyciu przekształconego wzoru na gęstość lub korzystając z proporcji.
Sposób pierwszy

1. Korzystamy z wzoru gęstość, który odpowiednio przekształcamy do postaci:
   $m_r = d_r \cdot V_r$

2. Po wstawieniu wartości z treści zadania otrzymujemy wynik:

$$m_r = d_r \cdot V_r = 1{,}102 \ \frac{g}{cm^3} \cdot 15 \ cm^3 = 16{,}53 \ g$$

Sposób drugi

1. Układamy proporcję:

2. Obliczamy niewiadomą (masę roztworu) X:
   $X = \frac{15 \ cm^3 \cdot 1{,}102 g}{1 \ cm^3} = 16{,}53 \ g$

3. Udzielamy odpowiedzi:
   Roztwór o objętości 15 cm^3 i gęstości 1,102 $\frac{g}{cm^3}$ ma masę 16,53 g.

Polecenie 6

Oblicz gęstość roztworu, którego 25 cm^3 ma masę 24,5 g.

Wskazówka

Rozwiązanie
Zadanie to można rozwiązać przy użyciu przekształconego wzoru na gęstość lub korzystając z proporcji.
Sposób pierwszy

1. Korzystamy z wzoru gęstość, który odpowiednio przekształcamy do postaci:
   $\mathrm{d_r} = \frac{\mathrm{m_r}}{\mathrm{V_r}}$

2. Po wstawieniu wartości z treści zadania otrzymujemy wynik:
   $\mathrm{d_r} = \frac{\mathrm{m_r}}{\mathrm{V_r}} = \frac{24{,}5\ \mathrm{g}}{25\ \mathrm{cm^3}} = 0{,}98\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm^3}}$

Sposób drugi

1. Układamy proporcję:

2. Obliczamy niewiadomą (masę roztworu):
   $\mathrm{X} = \frac{1\mathrm{cm^3} \cdot 24{,}5\ \mathrm{g}}{25\mathrm{cm^3}} = 0{,}98\ \mathrm{g}$
   Z naszych obliczeń wynika, że 1 cm^3 roztworu ma masę 0,98 g.

3. Udzielamy odpowiedzi:
   Roztwór o objętości 25 cm^3 i masie 24,5 g ma gęstość 0,98 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm^3}}$.

6. Powiązania między gęstością i stężeniem procentowym roztworu

Ćwiczenie 2

Oblicz, ile gramów cukru znajduje się w 20 cm^3 roztworu o stężeniu 15%, jeżeli jego gęstość wynosi 1,059 $\frac{g}{cm^3}$.

Podsumowanie

- Stężenie procentowe to informacja o tym, ile części masowych (wagowych) substancji rozpuszczonej znajduje się w 100 częściach masowych (wagowych) roztworu.
- Stężenie procentowe roztworu można obliczyć na podstawie masy roztworu i masy substancji rozpuszczonej, przy użyciu wzoru: $c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$.
- Na podstawie stężenia procentowego i masy roztworu można obliczyć masę substancji rozpuszczonej: $m_s = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%}$.
- Stężenie procentowe roztworu można obliczyć na podstawie masy rozpuszczalnika i masy substancji rozpuszczonej, przy użyciu wzoru: $c_p = \frac{m_s}{m_{rozp.}+m_s} \cdot 100\%$.
- Jeśli jest znana gęstość roztworu, to jest możliwe ustalenie masy dowolnej jego objętości.

Praca domowa

Polecenie 7.1

U dziecka uczulonego na jad osy wystąpił wstrząs anafilaktyczny po użądleniu przez owada. Ratunkiem jest domięśniowe podanie roztworu adrenaliny. Lek ten jest dostępny w ampułkach, w roztworze 0,1-procentowym o gęstości 1 $\frac{g}{cm^3}$. Podaje się go dzieciom w dawce 10^{-6} g na 1 kg masy ciała. Zagrożone dziecko waży 25 kg. Oblicz, jaką objętość (cm^3) tego leku musi podać pielęgniarka małemu pacjentowi, aby uratować mu życie. Oblicz, ile cm^3 roztworu adrenaliny musiałby otrzymać twój organizm, gdyby okazało się, że z uwagi na gwałtowną reakcję na alergen twoje życie byłoby zagrożone.

Słowniczek

stężenie procentowe roztworu

liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu (wyrażona w procentach)

Zadania

Ćwiczenie 3

Oblicz stężenie procentowe roztworu, którego 250 g zawiera 5 g chlorku sodu. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 2,4%
- ◯ 2,5%
- ◯ 2,0%
- ◯ 50%
- ◯ 0,2%

Ćwiczenie 4

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego w wyniku rozpuszczenia 40 g cukru w 100 g wody. Wskaż prawidłową odpowiedź (wartość stężenia podano z dokładnością do jednego miejsca po przecinku).

- ◯ 3,5%
- ◯ 28,6%
- ◯ 0,3%
- ◯ 60,0%
- ◯ 4,0%
- ◯ 40,0%

Ćwiczenie 5

Ile gramów chlorku potasu pozostanie po odparowaniu do sucha 350 g roztworu tej substancji o stężeniu 2%. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 2 g
- ◯ 348 g
- ◯ 175 g
- ◯ 7 g

Ćwiczenie 6

Ile gramów wody należy dodać do 2,5 g soli kamiennej, aby otrzymać roztwór o stężeniu 1%. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 250 g
- ◯ 97,5 g
- ◯ 247,5 g
- ◯ 100 g

Ćwiczenie 7

Uporządkuj próbki mleka od najmniejszej do największej zawartości tłuszczu.

- 500 g 0,5% mleka ⇕
- 360 g 1,5% mleka ⇕
- 120 g 3,2% mleka ⇕

Ćwiczenie 8

Ile gramów wody i ile gramów cukru należy zmieszać ze sobą, aby otrzymać 500 g syropu o stężeniu 80%? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ woda – 500 g
cukier – 400 g
- ◯ woda – 20 g
cukier – 80 g
- ◯ woda – 500 g
cukier – 80 g
- ◯ woda – 100 g
cukier – 400 g

Ćwiczenie 9

Oblicz gęstość roztworu cukru, jeśli masa 30 cm^3 tego roztworu wynosi 39 g.

- ◯ 39,0 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$
- ◯ 1,30 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$
- ◯ 0,76 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$
- ◯ 30,0 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$

Ćwiczenie 10

Oblicz masę 50 cm^3 roztworu cukru o gęstości 1,010 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 1010 g
- ◯ 51,01 g
- ◯ 50,5 g
- ◯ 55,5 g

Ćwiczenie 11

Ile gramów cukru znajduje się w 30 cm^3 roztworu o stężeniu 10%, którego gęstość wynosi 1,038 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 10 g
- ◯ 3,1 g
- ◯ 10,38 g
- ◯ 30 g

Zmiana stężenia roztworu

W życiu codziennym często korzystamy z koncentratów, które nie nadają się do bezpośredniego użycia. Są to zarówno artykuły gospodarstwa domowego, takie jak szampony czy płyny do prania i płukania tkanin, jak i półprodukty do przygotowania posiłków, np. soki w postaci syropów lub tzw. koncentraty spożywcze. Przed ich zastosowaniem postępujemy zgodnie ze wskazówkami producenta. Umiejętność obliczania stężeń ułatwia poprawne przygotowywanie roztworów stosowanych w domu bądź w pracy.

Większość używanych przez nas w kuchni przypraw i sosów to koncentraty lub substancje z nich przygotowane – za sprawą mniejszej objętości i masy są znacznie łatwiejsze w transporcie i przechowywaniu

Już wiesz

- że stężenie procentowe to informuja o tym, ile gramów rozpuszczonej substancji znajduje się w 100 gramach roztworu;
- że stężenie procentowe roztworu można obliczyć na podstawie masy roztworu i masy substancji rozpuszczonej, przy użyciu wzoru: $C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$;
- że gęstość roztworu określa masę 1 cm^3 tego roztworu i że oblicza się ją na podstawie wzoru: $d = \frac{m_r}{V_r}\ [\frac{g}{cm^3}]$.

Nauczysz się

- obliczać stężenie procentowe roztworu, który uległ rozcieńczeniu;
- ustalać stężenie procentowe roztworu po jego zatężeniu;

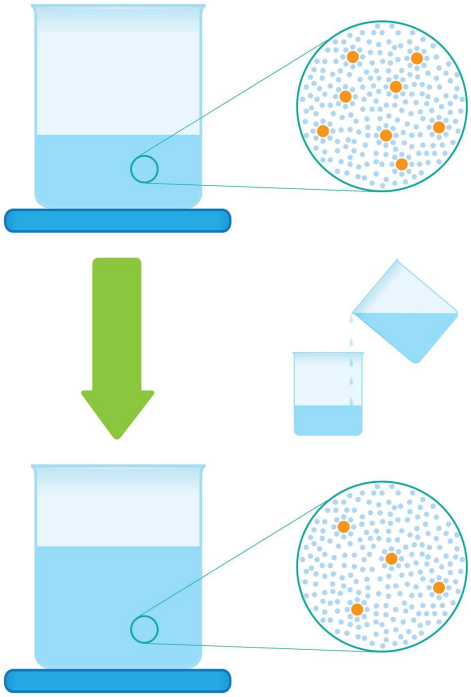
- określać stężenie procentowe roztworu powstałego po zmieszaniu dwóch roztworów tej samej substancji o różnym stężeniu;

1. Jak nazywa się proces, podczas którego dodajemy rozpuszczalnika do roztworu?

Lekarz lub pielęgniarka często przygotowują lek do iniekcji poprzez dodanie obojętnego dla organizmu rozpuszczalnika do roztworu substancji czynnej

Podczas wielu czynności związanych z pracą zawodową, nauką lub codziennym życiem dodajemy do różnych płynów (roztworów substancji) wodę lub inny rozpuszczalnik. Proces, który wtedy wywołujemy, nazywa się rozcieńczaniem. W jego wyniku zwiększamy ilość (masę) rozpuszczalnika, natomiast Ilość (masa) substancji rozpuszczonej nie ulega zmianie. Co dzieje się ze stężeniem procentowym rozcieńczanego roztworu?

2. Jak zmienia się stężenie roztworu po jego rozcieńczeniu?



Podczas dodawania do roztworu kolejnej porcji rozpuszczalnika zwiększa się liczba drobin rozpuszczelnika przypadających na drobiny substancji rozpuszczonej. Tym samym rośnie masa rozpuszczalnika w stosunku do masy substancji rozpuszczonej

Ciekawostka

Innym możliwym sposobem rozcieńczenia roztworu jest usunięcie substancji rozpuszczonej. Zabieg ten jest dość trudny do wykonania i możliwy tylko w przypadku stężonych roztworów. Polega on na ochłodzeniu roztworu do temperatury, w której rozpuszczalność substancji rozpuszczonej jest na tyle niska, że następuje wydzielanie się substancji z roztworu. Po usunięciu wydzielonej substancji roztwór zawiera jej mniej, a jego stężenie procentowe jest niższe od wyjściowego.

Ćwiczenie 1

Oblicz stężenie procentowe cukru w napoju, który powstał przez dodanie 200 cm^3 wody (o gęstości równej 1 $\frac{g}{cm^3}$) do 20 g soku o stężeniu cukru 50%. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

Ćwiczenie 2

Oblicz, ile wody należy dodać do 30 g roztworu soli kuchennej o stężeniu 6%, aby powstał roztwór o stężeniu 3%.

Ćwiczenie 3

Podczas infekcji gardła poleca się płukanie go rozcieńczonym roztworem wody utlenionej, czyli 3-procentowym roztworem nadtlenku wodoru. Roztwór do płukania otrzymuje się, rozcieńczając wodę utlenioną w stosunku objętościowym 1 : 50. Oblicz, z dokładnością do jednej tysięcznej procenta, stężenie roztworu wody utlenionej po rozcieńczeniu. Załóż, że gęstość wody utlenionej i wody zwykłej jest równa $1\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm}^3}$.

3. Jak nazywamy proces, podczas którego w roztworze zwiększa się ilość substancji?

Zdarza nam się czasem podczas picia herbaty lub innego napoju stwierdzić, że nie są one wystarczająco słodkie. Wtedy dosypujemy do nich kolejną porcję cukru. Tak samo postępujemy z zupą, którą uważamy za nie dość słoną – dodatkowo ją dosalamy. W każdym przypadku dostarczamy substancji rozpuszczonej do jej roztworów. Podczas tych zabiegów ilość wody nie zmienia się. Czynność, którą wykonujemy, jest przykładem zatężania.

Zbyt mała ilość soli kuchennej w zalewie do ogórków może sprawić, że kiszenie tych warzyw się nie uda. Dlatego kucharz zawsze smakuje roztwór przed jego użyciem i w razie potrzeby dodaje kolejną porcję soli

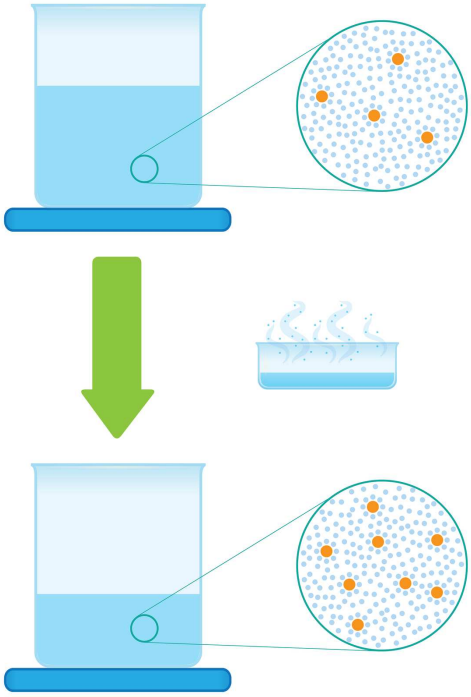
> **Polecenie 1**
>
> Zastanów się i odpowiedz, co dzieje się ze stężeniem procentowym substancji podczas zatężania.

3. Jak nazywamy proces, podczas którego w roztworze zwiększa się ilość substancji?

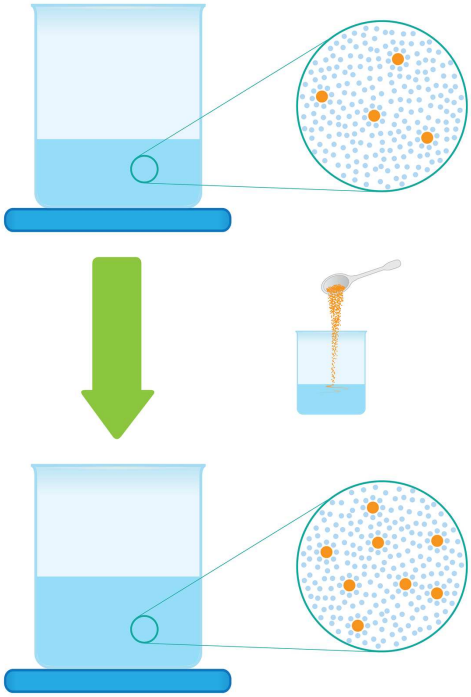
W laboratoriach analitycznych czasami ilość badanej substancji w roztworze jest tak mała, że próby jej wykrycia mogą się nie powieść. Dlatego bardzo często przed dokonaniem analizy odparowuje się rozpuszczalnik z roztworu w celu zwiększenia stężenia badanej substancji. Odparowanie rozpuszczalnika jest też częstym procesem stosowanym w przemyśle spożywczym, np. podczas produkcji cukru, koncentratów, dżemów, zagęszczonych wywarów lub soków.

W pracowniach chemicznych często pojawia się potrzeba odparowania rozpuszczalnika z roztworów. Zabieg ten wykonuje się przy użyciu urządzenia zwanego wyparką

4. Co dzieje się w roztworach podczas ich zatężania?



Podczas odparowywania rozpuszczalnika z roztworu zmniejsza się liczba drobin rozpuszczalnika przypadających na drobiny substancji rozpuszczonej. Tym samym maleje masa rozpuszczalnika w stosunku do masy substancji rozpuszczonej



Gdy dodamy do roztworu nową porcję substancji, zwiększa się liczba jej drobin przypadająca na drobiny rozpuszczalnika. Rośnie masa substancji w stosunku do masy rozpuszczalnika

Ćwiczenie 4

Do 450 g roztworu cukru o stężeniu 10% dodano 10 g cukru. Oblicz stężenie procentowe powstałego roztworu. Przedstaw wynik po zaokrągleniu do liczby całkowitej.

Ćwiczenie 5

Z 740 g roztworu o stężeniu 1% odparowano 220 g wody. Oblicz stężenie procentowe powstałego roztworu. Wynik przedstaw z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

5. Czy możemy obliczyć stężenie roztworu powstałego w wyniku zmieszania dwóch roztworów?

Zdarza nam się czasami mieszać ze sobą roztwory tej samej substancji. Jeśli stężenie obu roztworów jest jednakowe, to roztwór po zmieszaniu też będzie wykazywał to samo stężenie.

10-procentowy ocet niezależnie od tego, gdzie został wyprodukowany, zawsze zawiera jednakową masę kwasu octowego w określonej masie wody

Jeśli zaś zmieszamy ze sobą roztwory tej samej substancji, ale o różnym stężeniu, to stężenie powstałego w ten sposób roztworu będzie różniło się od stężenia obu użytych roztworów. Można je obliczyć.

> **Ćwiczenie 6**
>
> Zmieszano ze sobą dwa roztwory cukru: 50 g o stężeniu 5% i 40 g o stężeniu 12%. Oblicz, jakie stężenie będzie miał otrzymany roztwór. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

Podsumowanie

- Można zmieniać stężenie roztworu poprzez jego rozcieńczanie bądź zatężanie.
- W efekcie rozcieńczania stężenie roztworu maleje, a w wyniku zatężania – rośnie.
- Roztwór można rozcieńczyć przez dodanie do niego rozpuszczalnika.
- Zwiększenie stężenia roztworu następuje po odparowaniu rozpuszczalnika lub dodaniu nowej porcji substancji rozpuszczonej.
- Stężenie roztworu, który powstanie w wyniku zmieszania roztworów tej samej substancji, ale o innych stężeniach, będzie różnić się od stężeń roztworów użytych do zmieszania.

> **Praca domowa**

Polecenie 2.1

Opiekunka chorego przygotowywała mu lek. Na ampułce z lekiem było napisane: 10 ml 8-procentowego roztworu substancji czynnej. Zgodnie z przepisem należało zawartość ampułki zmieszać z 90 ml wody, dokładnie wymieszać i podawać 3 razy dziennie po 5 ml. Przez nieuwagę opiekunka dodała 110 ml wody. Oblicz, jaką objętość roztworu leku powinna teraz podawać pacjentowi, aby dostarczyć mu właściwą dawkę leku.

Wskazówka

Przy obliczeniach załóż, że gęstość wody i wszystkich roztworów leku z zadania wynosi 1 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{ml}}$ (1 $\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm^3}}$).

Pamiętaj, że $1\ \mathrm{ml} = 1\ \mathrm{cm}^3$.

Słowniczek

rozcieńczanie roztworu

obniżenie stężenia roztworu, np. w wyniku dodania do niego rozpuszczalnika

zatężanie roztworu

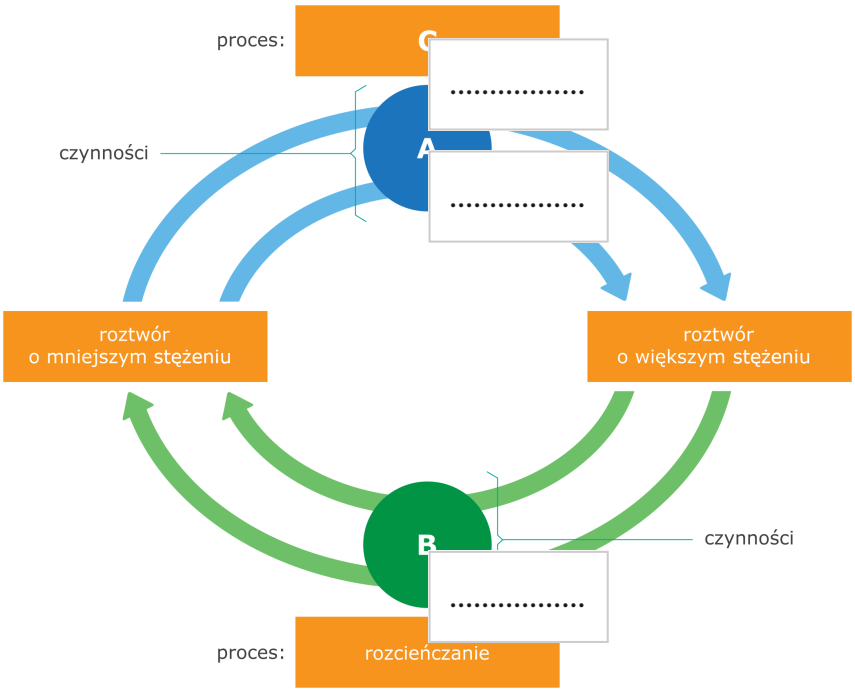
zwiększenie stężenia roztworu w wyniku dodania do niego dodatkowej ilości substancji rozpuszczonej lub odparowania części rozpuszczalnika

Zadania

Ćwiczenie 7

Przyporządkuj oznaczeniom odpowiednie nazwy czynności i procesów.

dodanie substancji rozpuszczonej, odparowanie rozpuszczalnika, zatężanie, dodanie rozpuszczalnika, usunięcie części substancji rozpuszczonej



Ćwiczenie 8

Do 100 g 10-procentowego roztworu cukru dodano 100 g wody. Oblicz, jakie jest stężenie powstałego roztworu. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 20%
- ◯ 1%
- ◯ 10%
- ◯ 5%

Ćwiczenie 9

Oblicz, ile wody należy dodać do 100 g 3-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 1-procentowy. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 100 g
- ◯ 97 g
- ◯ 200 g
- ◯ 300 g

Ćwiczenie 10

Oblicz, ile wody należy użyć do rozcieńczenia 20 g 30-procentowego roztworu wody utlenionej, aby otrzymać 3-procentowy roztwór używany do odkażania ran. Ile będzie ważył ten roztwór? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ woda – 3 g
  masa roztworu – 97 g
- ◯ woda – 3 g
  masa roztworu – 77 g
- ◯ woda – 180 g
  masa roztworu – 200 g
- ◯ woda – 6 g
  masa roztworu – 20 g
- ◯ woda – 180 g
  masa roztworu – 220 g

Ćwiczenie 11

Ile wody należy odparować ze 150 g roztworu chlorku sodu o stężeniu 5%, aby otrzymać roztwór o stężeniu 7,5%? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 100 g
- ◯ 5 g
- ◯ 7,5 g
- ◯ 25 g
- ◯ 50 g

Ćwiczenie 12

Roztwór cukru o stężeniu 30% okazał się zbyt rozcieńczony do sporządzenia dżemu z owoców. Należało przygotować roztwór o stężeniu co najmniej 70%. Oblicz, ile łyżek cukru należy dodać do 700 g roztworu o stężeniu 30%, aby otrzymać roztwór o pożądanym stężeniu? Na 1 łyżce mieści się 5 g cukru. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 140 łyżek
- ◯ 14 łyżek
- ◯ 8 łyżek
- ◯ 187 łyżek
- ◯ 42 łyżki
- ◯ 98 łyżek

Ćwiczenie 13

Zmieszano ze sobą 5 g roztworu chlorku sodu o stężeniu 25% i 70 g roztworu tej substancji o stężeniu 2%. Oblicz, jakie jest stężenie otrzymanego roztworu. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 1,25%
- ◯ 27,00%
- ◯ 3,53%
- ◯ 1,40%
- ◯ 75,00%
- ◯ 2,65%

Ćwiczenie 14

Do 20 g 60-procentowego roztworu cukru dodano 20 g cukru rozpuszczonego w 30 g wody. Oblicz stężenie powstałego roztworu. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 32,0%
- ◯ 24,0%
- ◯ 64,0%
- ◯ 17,1%
- ◯ 45,7%

Ćwiczenie 15

Oblicz, ile należy dodać alkoholu, aby z 15 g 3-procentowego roztworu jodu, w tym alkoholu, otrzymać roztwór 1-procentowy. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 0,45 g
- ◯ 5 g
- ◯ 30 g
- ◯ 85 g
- ◯ 45 g

Ćwiczenie 16

300 g roztworu pewnej substancji o stężeniu 50% oziębiono. Po pewnym czasie wykrystalizowało się 7 g substancji rozpuszczonej. Oddzielono ją od reszty roztworu. Oblicz, jakie jest stężenie powstałego roztworu. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 2,3%
- ◯ 14,3%
- ◯ 14,6%
- ◯ 7%
- ◯ 48,8%
- ◯ 47,6%

Stężenie procentowe a rozpuszczalność substancji

Interpretacja krzywych rozpuszczalności oraz stosowne obliczenia pozwalają przewidzieć masę substancji, która wydzieli się z roztworu nasyconego podczas jego oziębiania. Można także wyznaczyć masę rozpuszczalnika, którego należy dodać do wskazanego roztworu, aby otrzymać odpowiednie stężenie substancji rozpuszczonej. Możliwe jest też ustalenie stężenia procentowego roztworu nasyconego w danej temperaturze. W tym module będziemy dokonywać tego typu obliczeń.

Tak zwane roztwory przesycone, jak np. miód, są bardzo nietrwałe i wystarczy wstrząs lub zanieczyszczenie, aby zaczęło dochodzić do krystalizacji nadmiaru substancji rozpuszczonej

Już wiesz

- że rozpuszczalność w wodzie wyrażana jest jako maksymalna liczba gramów substancji, która rozpuszcza się w 100 g wody w danej temperaturze i pod określonym ciśnieniem (ciśnienie bierze się pod uwagę w przypadku roztworów gazów, np. tlenu w wodzie, a gdy substancją rozpuszczoną są ciała stałe lub ciecze, ciśnienie ma niewielkie znaczenie i można je pominąć);
- że wykres przedstawiający zależność rozpuszczalności danej substancji od temperatury nazywa się krzywą rozpuszczalności;
- że stężenie procentowe określa liczbę gramów substancji rozpuszczonej znajdującej się w 100 gramach roztworu i można je obliczyć ze wzoru: $C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$.

Nauczysz się

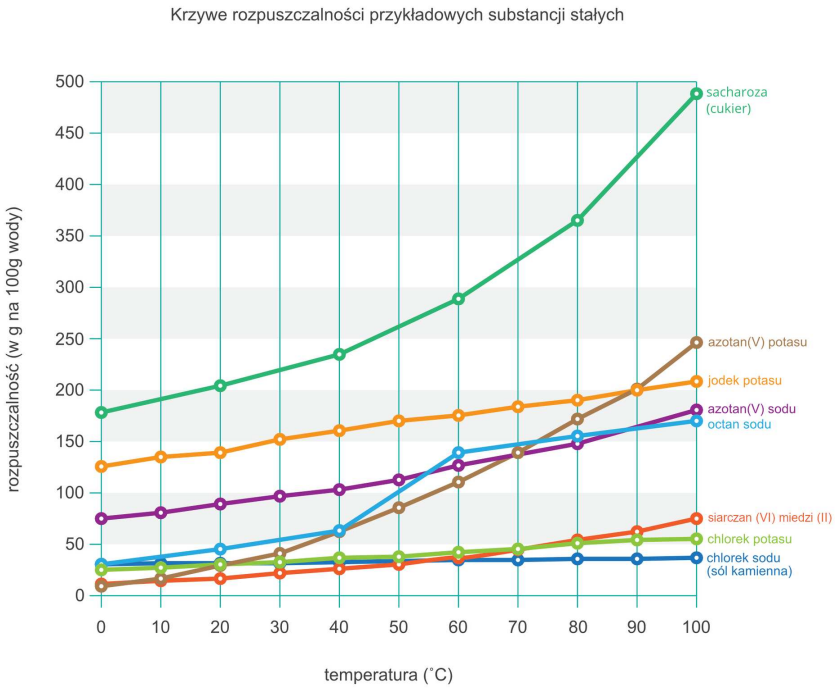
- obliczać stężenie procentowe roztworu nasyconego w ustalonej temperaturze;
- wyznaczać rozpuszczalność roztworu na podstawie stężenia procentowego roztworu nasyconego w danej temperaturze.

1. Jak obliczamy stężenie procentowe roztworu nasyconego?

Roztwór nasycony w danej temperaturze zawiera określoną ilość substancji rozpuszczonej w określonej masie rozpuszczalnika. Na podstawie tych wielkości można obliczyć stężenie procentowe roztworu.

Wielkości fizyczne opisujące skład roztworu nasyconego

Wielkość	Rozpuszczalność	Masa roztworu	Stężenie procentowe
znaczenie	maksymalna masa substancji jaką można rozpuścić w 100 g wody w danej temperaturze	$m_r = m_s + m_{rozp.}$	$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$



Krzywe rozpuszczalności przykładowych substancji stałych

> **Ćwiczenie 1**
>
> Oblicz, jakie stężenie procentowe ma nasycony roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 80°C.

> **Ćwiczenie 2**
>
> Który roztwór nasycony ma większe stężenie procentowe: chlorek sodu w temperaturze 50°C czy azotan(V) sodu w temperaturze 10°C? Dokonaj właściwych obliczeń, które pozwolą odpowiedzieć na to pytanie.

Im więcej masy substancji rozpuszczonej przypada na określoną masę rozpuszczalnika, tym stężenie procentowe roztworu jest większe. Z uwagi na to, że zazwyczaj rozpuszczalność substancji stałych rośnie wraz z temperaturą, rośnie też stężenie roztworu nasyconego tych substancji.

2. Jak obliczamy rozpuszczalność substancji w nasyconym roztworze o znanym stężeniu procentowym?

Jeśli w danej temperaturze znamy stężenie procentowe nasyconego roztworu jakiejś substancji, to możemy obliczyć rozpuszczalność tej substancji w określonej temperaturze.

> **Ćwiczenie 3**
>
> Oblicz rozpuszczalność substancji w temperaturze 50°C, jeśli roztwór nasycony w tej temperaturze ma stężenie równe 53,27%.

3. Otrzymywanie roztworów nasyconych z roztworów rozcieńczonych o określonym

stężeniu procentowym

Z roztworów rozcieńczonych można uzyskać roztwory nasycone przez zatężanie, np. poprzez odparowanie rozpuszczalnika. Po osiągnięciu stanu nasycenia dalsze zatężanie roztworu będzie prowadzić do wydzielania się substancji rozpuszczonej z roztworu.

> **Ćwiczenie 4**
>
> Oblicz, ile gramów wody należy odparować z 340 g roztworu chlorku sodu o stężeniu 1%, aby otrzymać nasycony roztwór tej substancji w temperaturze 20°C.

> **Ćwiczenie 5**
>
> Oblicz, ile gramów chlorku potasu należy dodać do 120 g 5-procentowego roztworu tej substancji, aby po rozpuszczeniu uzyskać roztwór nasycony w temperaturze 40°C.

4. Rozcieńczanie roztworów nasyconych w celu otrzymania roztworu o określonym stężeniu procentowym

> **Ważne!**
>
> W roztworach nasyconych podczas rozcieńczania zmienia się masa rozpuszczalnika (zwiększa się) w stosunku do masy substancji rozpuszczonej (która pozostaje niezmienna).

> **Ćwiczenie 6**
>
> Oblicz, ile gramów wody należy dodać do 250 g nasyconego w temperaturze 10°C roztworu jodku potasu, aby uzyskać roztwór 10-procentowy.

5. Zmiana temperatury roztworu

> **Polecenie 1**
>
> Zastanów się i odpowiedz, czy ogrzanie roztworu lub jego oziębienie spowodują zmianę stężenia procentowego i rozpuszczalności substancji w wodzie.

Rozpuszczalność ciał stałych w wodzie rośnie na ogół wraz ze wzrostem temperatury, a maleje wraz z jej obniżaniem się. Z tego względu podczas ochładzania roztworu nasyconego część substancji rozpuszczonej wydziela się w postaci osadu. Znając wartość rozpuszczalności substancji w dwóch różnych temperaturach, można określić ilość substancji, jaka wydzieli się podczas oziębiania dowolnej masy roztworu nasyconego.

> **Ćwiczenie 7**
>
> Oblicz, ile gramów azotanu(V) potasu wydzieli się z roztworu nasyconego w temperaturze 100°C podczas oziębienia go do temperatury 10°C. Nasycony w temperaturze 100°C roztwór tej substancji został utworzony przez rozpuszczenie odpowiedniej ilości azotanu(V) potasu rozpuszczonej w 200 g wody.

> **Ćwiczenie 8**
>
> 400 g roztworu chlorku potasu o stężeniu 35% ochłodzono do temperatury 10°C. Oceń, czy po ochłodzeniu wydzielą się kryształy tej substancji z roztworu. Jaka będzie masa?

Podsumowanie

- Na podstawie znajomości rozpuszczalności substancji można obliczyć stężenie procentowe roztworu nasyconego.
- Wiedząc, jakie jest stężenie procentowe nasyconego roztworu substancji, można obliczyć jej rozpuszczalność.

> **Praca domowa**

Polecenie 2.1

Narysuj wykres przedstawiający zależność stężenia procentowego od rozpuszczalności w zakresie temperatur od 0°C do 100°C dla wybranej substancji.

Zadania

Ćwiczenie 9

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

Do obliczenia stężenia procentowego roztworu nasyconego konieczna jest informacja na temat [ ].

Im większa rozpuszczalność substancji, tym stężenie procentowe roztworu nasyconego jest [ ].

Stężenie procentowe wodnych roztworów nasyconych większości gazów [ ] wraz z temperaturą.

W danej temperaturze roztwory nasycone różnych substancji [ ].

niższe | nie mają jednakowego stężenia procentowego | mają jednakowe stężenie procentowe | nie zmienia się | temperatury roztworu | rośnie | maleje | wyższe | rozpuszczalności substancji w danej temperaturze | objętości roztworu

Ćwiczenie 10

Oblicz, jakie stężenie procentowe ma nasycony roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 60°C. Wskaż prawidłową odpowiedź.
Rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 60°C wynosi 40 g w 100 g wody.

- ◯ 60,0%
- ◯ 28,6%
- ◯ 40,0%
- ◯ 22,2%

Ćwiczenie 11

Określ stężenie procentowe nasyconego roztworu kwasu askorbinowego (witaminy C) w temperaturze 80°C, jeśli jego rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi 50,47 g w 100 g wody. Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ 0,335%
- ◯ 49,53%
- ◯ 33,54%
- ◯ 32,91%
- ◯ 50,47%

Ćwiczenie 12

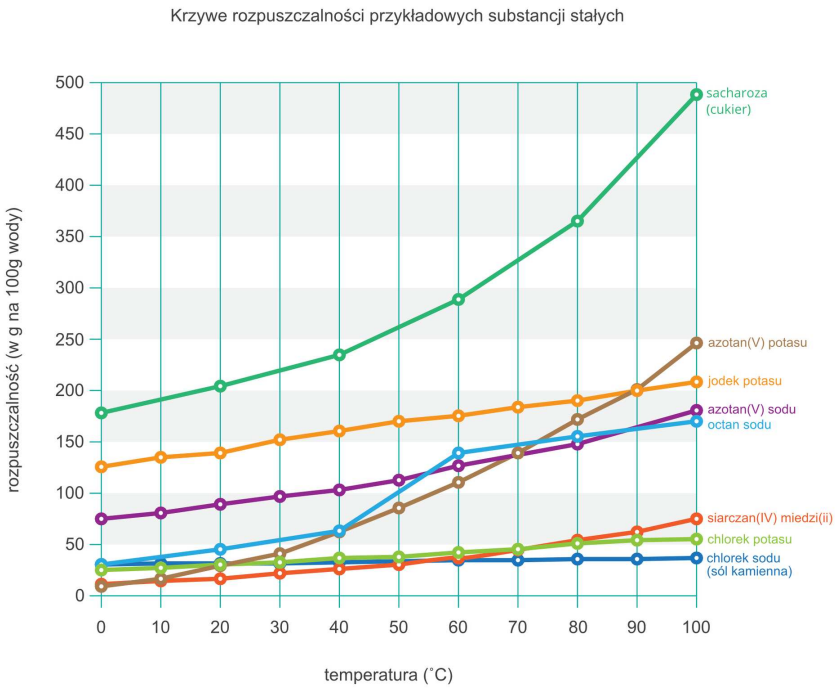
Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu cukru w temperaturze 60°C. Wskaż prawidłową odpowiedź.
Rozpuszczalność cukru w temperaturze 60°C wynosi 288 g cukru w 100 g wody.

- ◯ 1,88%
- ◯ 0,74%
- ◯ 65,2%
- ◯ 74,2%
- ◯ 2,88%

Ćwiczenie 13

Uporządkuj roztwory nasycone według rosnącego stężenia procentowego:
– roztwór chlorku sodu w temperaturze 90°C,
- roztwór chlorku potasu w temperaturze 70°C,
- roztwór azotanu(V) potasu w temperaturze 30°C,
– roztwór azotanu(V) sodu w temperaturze 0°C.
Wykonując obliczenia, skorzystaj z wykresu krzywych rozpuszczalności.

- roztwór azotanu(V) sodu ⇕
- roztwór azotanu(V) potasu ⇕
- roztwór chlorku sodu ⇕
- roztwór chlorku potasu ⇕



Ćwiczenie 14

Oblicz rozpuszczalność substancji, jeśli stężenie procentowe nasyconego roztworu wynosi 20%.

- ◯ 80 g substancji w 100 g wody
- ◯ 25 g substancji w 100 g wody
- ◯ 400 g substancji w 100 g wody
- ◯ 120 g substancji w 100 g wody
- ◯ 20 g substancji w 100 g wody

Ćwiczenie 15

Oblicz, ile gramów cukru należy dodać do 280 g roztworu tej substancji o stężeniu 40%, aby po rozpuszczeniu uzyskać roztwór nasycony w temperaturze 20°C.
Rozpuszczalność cukru w temperaturze 20°C wynosi 204 g cukru w 100 g wody.

- ◯ 342,7 g
- ◯ 230,7 g
- ◯ 204,0 g
- ◯ 24,0 g
- ◯ 112,0 g

Ćwiczenie 16

Oblicz, ile gramów wody należy odparować z 1500 g 20-procentowego roztworu cukru, aby otrzymać nasycony roztwór tej substancji w temperaturze 0°C.
Rozpuszczalność cukru w temperaturze 0°C wynosi 179 g cukru w 100 g wody.

- ◯ 178,9 g
- ◯ 1200 g
- ◯ 1679 g
- ◯ 2148 g
- ◯ 1032,4 g

Ćwiczenie 17

Oblicz, ile gramów wody należy dodać do 90 g nasyconego w temperaturze 50°C roztworu chlorku sodu, aby uzyskać roztwór o stężeniu 9%.
Rozpuszczalność chlorku sodu w temperaturze 50°C wynosi 37 g w 100 g wody.

- ◯ 24,3 g
- ◯ 155,7 g
- ◯ 180,0 g
- ◯ 245,7 g
- ◯ 65,7 g

Ćwiczenie 18

Oblicz, ile gramów jodku potasu wydzieli się z roztworu nasyconego w temperaturze 100°C podczas oziębiania go do temperatury 20°C. Nasycony w temperaturze 100°C roztwór tej substancji został utworzony przez rozpuszczenie odpowiedniej ilości jodku potasu w 200 g wody. Wskaż prawidłową odpowiedź.

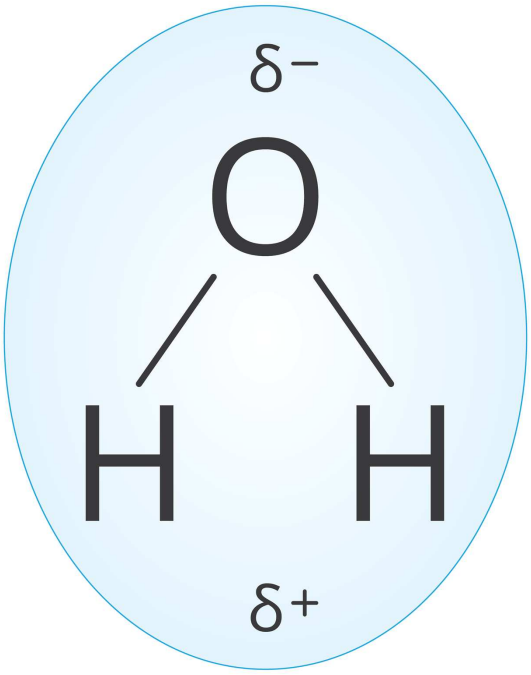
- ◯ 100 g
- ◯ 144 g
- ◯ 74 g
- ◯ 208 g
- ◯ 128 g

Woda i roztwory wodne – podsumowanie

Charakterystyczna budowa cząsteczek wody sprawia, że z wodą nie mieszają się wszystkie substancje, ale tylko te, które również są polarne. Każda substancja rozpuszcza się w wodzie w różnym stopniu, a zdolność tę określa między innymi rozpuszczalność. Jej wartość zmienia się wraz z temperaturą. Ilość rozpuszczonej w wodzie substancji można wyrazić za pomocą stężenia procentowego. Woda i jej roztwory mają wielkie znaczenie dla człowieka, dlatego warto dbać o czystość istniejących na Ziemi jej zasobów i oszczędnie z nich korzystać.

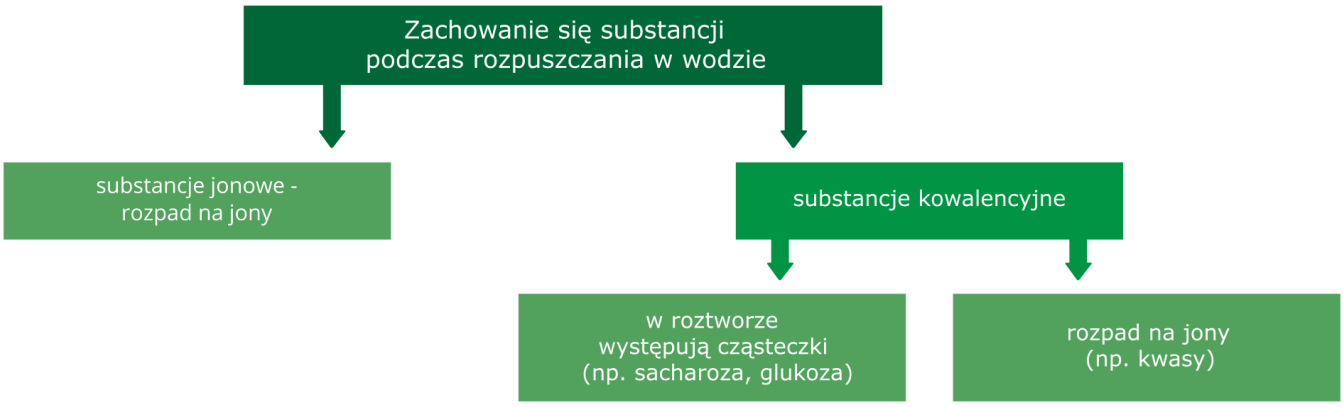
Przez rabunkową gospodarkę zasobami wody ludzkość doprowadziła do znacznego uszczuplenia zapasów tej życidajnej substancji

1. Budowa cząsteczki wody



Woda ma budowę polarną: na atomie tlenu znajduje się cząstkowy ładunek ujemny (biegun ujemny), a na atomach wodoru występuje cząstkowy ładunek dodatni (biegun dodatni)

2. Procesy zachodzące podczas rozpuszczania w wodzie



Zachowanie się substancji w wodzie podczas rozpuszczania

Woda rozpuszcza substancje, które tak jak ona zbudowane są z cząsteczek polarnych. Polarne związki kowalencyjne mogą zachowywać się w wodzie w różny sposób: niektóre pozostają w niej jako cząsteczki (np. sacharoza), inne zaś mogą ulec pod jej wpływem rozpadowi na jony (np. kwasy). Jeśli związki jonowe (np. chlorek sodu) rozpuszczają się

w wodzie, to podczas tego procesu ulegają rozpadowi, a jony z sieci krystalicznej przechodzą do roztworu.

3. Zawiesiny, koloidy, roztwory właściwe

Nie wszystkie substancje dobrze rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwory właściwe. Niektóre z nich nie ulegają rozpadowi na pojedyncze drobiny, ale tworzą w wodzie większe skupiska. W zależności od wielkości powstałych cząstek ich mieszaniny z wodą mają różne nazwy: koloid (roztwór koloidalny) lub zawiesina.

Przykłady mieszanin tworzonych przez wodę i inne substancje

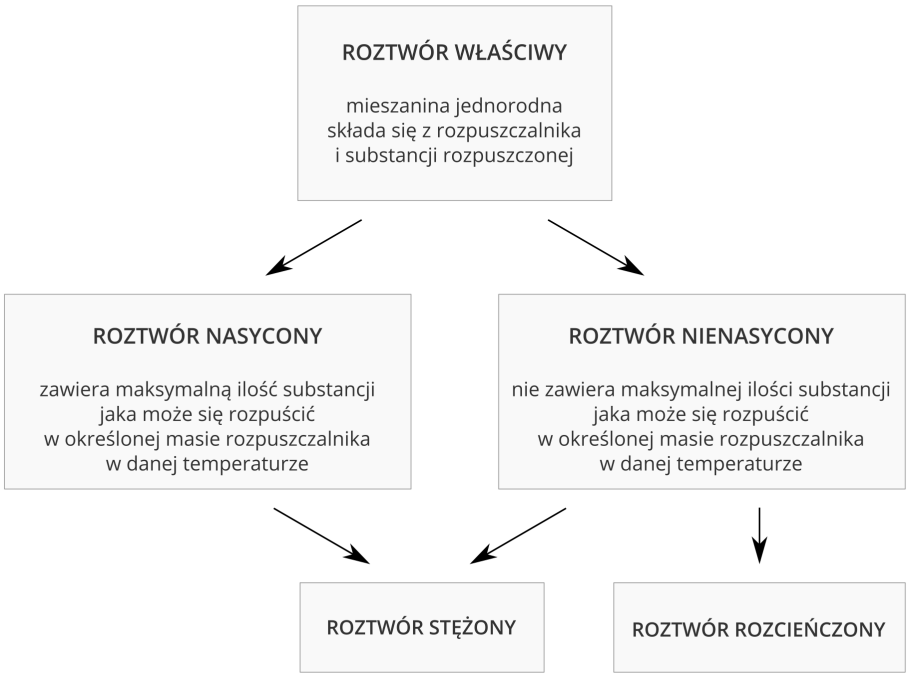
Rodzaj mieszaniny	**Roztwór właściwy**	**Roztwór koloidalny**	**Zawiesina**
Wielkość cząstek	wielkość cząstek jest mniejsza od 1 nm (10^{-9} m)	wielkość cząstek zawiera się w przedziale od 1 do 200 nm (10^{-9} m – $200 \cdot 10^{-9}$ m)	wielkość cząstek jest większa od 200 nm ($200 \cdot 10^{-9}$ m)
Przykłady	mieszanina wody z: cukrem (sacharozą), glukozą, solą kuchenną sodą oczyszczoną, sokiem	mieszanina wody z: żelatyną, białkiem jaja kurzego	mieszanina wody z: kredą, trocinami, piaskiem
	ocet	mleko	
	esencja herbaciana	kleik skrobiowy (kisiel z mąki ziemniaczanej otrzymany na gorąco)	
	atrament		

4. Czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania się substancji w wodzie

Film dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DUkCo4P3n

Wpływ różnych czynników na proces rozpuszczania

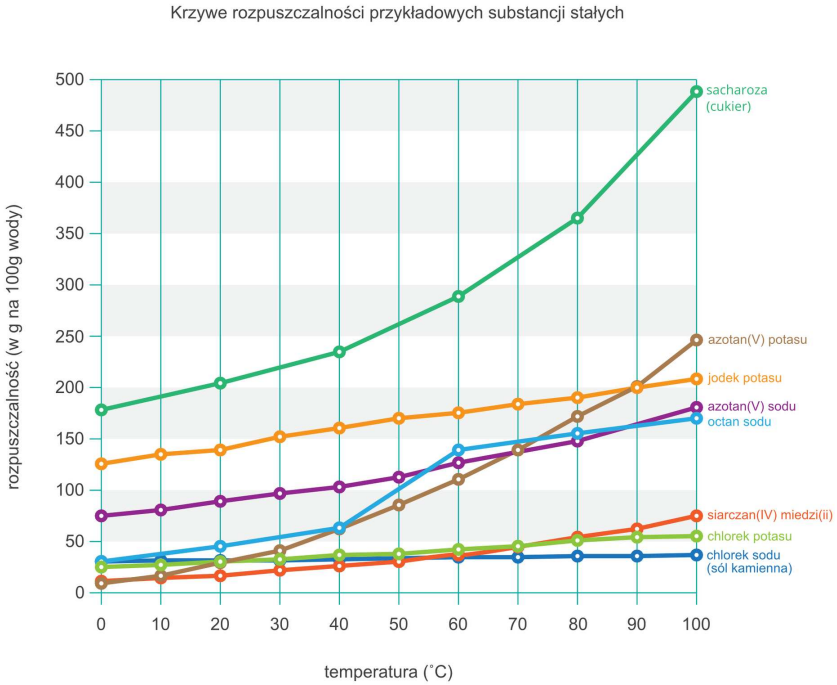
5. Roztwór stężony i rozcieńczony



Rodzaje roztworów

6. Rozpuszczalność substancji

Rozpuszczalnością nazywamy maksymalną ilość substancji, jaka może rozpuścić się w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem. Zależność rozpuszczalności substancji od temperatury przedstawiona na wykresie nazywana jest krzywą rozpuszczalności.



Na podstawie znajomości rozpuszczalności substancji można:

- określić maksymalną ilość substancji, która może rozpuścić się we wskazanej masie wody w danej temperaturze,
- ocenić, czy podana ilość substancji może rozpuścić się w określonej masie wody i temperaturze.

7. Stężenie procentowe roztworu

Stężenie procentowe roztworu

Wzór na stężenie procentowe	Wzór na masę substancji	Wzór na masę roztworu
$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$	$m_s = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%}$	$m_r = \frac{m_s}{c_p} \cdot 100\%$ $m_r = m_s + m_{rozp.}$

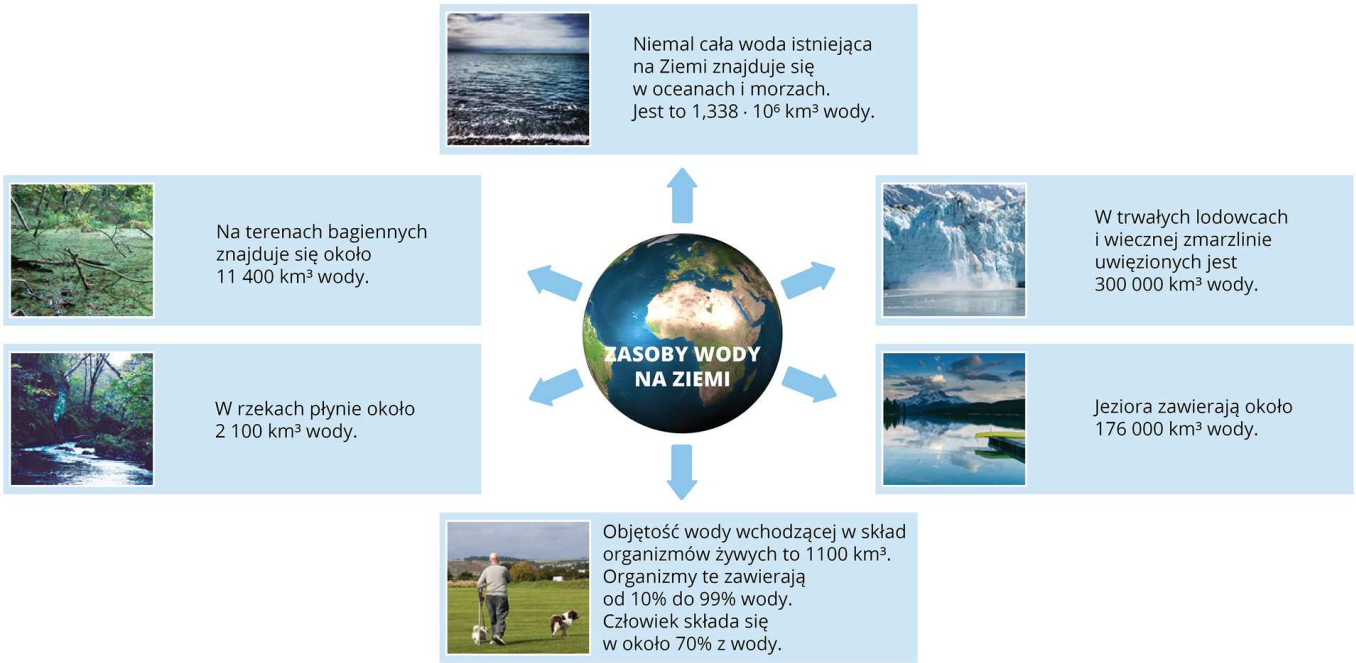
Wzór na stężenie procentowe	Wzór na masę substancji	Wzór na masę roztworu
c_p – stężenie procentowe m_s – masa substancji m_r – masa roztworu $m_{rozp.}$ – masa wody		

8. Gęstość roztworu a jego masa i objętość

Gęstość roztworu a jego masa i objętość

Wzór na gęstość	Masa roztworu	Objętość roztworu
$d = \frac{m_r}{V_r}$	$m_r = d \cdot V_r$	$V_r = \frac{m_r}{d}$
d – gęstość roztworu m_r – masa roztworu V_r – objętość roztworu		

9. Zasoby wodne Ziemi



10. Sposoby oszczędzania wody

Film dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DUkCo4P3n

Sposoby oszczędzania wody

Zadania

Pamiętam i rozumiem

- Wyjaśnij pojęcia: rozpuszczalności, stężenia procentowego, gęstości roztworu.
- Opisz budowę cząsteczki wody.
- Jakie substancje rozpuszczają się w wodzie – polarne czy niepolarne?
- Omów sposoby zachowania się substancji kowalencyjnych i jonowych podczas ich rozpuszczania się w wodzie.
- Oblicz, ile gramów substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika znajduje się w 100 g 8-procentowego roztworu chlorku sodu.
- Oblicz, ile wody znajduje się w 120 g 4-procentowego roztworu.
- Na podstawie krzywych rozpuszczalności oceń, ile gramów chlorku potasu rozpuści się w 100 g wody w temperaturze 10°C.
- Oblicz, ile gramów azotanu(V) potasu można maksymalnie rozpuścić w 200 g wody w temperaturze 60°C. Skorzystaj z krzywych rozpuszczalności.
- Na podstawie obliczeń oceń, w jakiej masie wody należy rozpuścić 20 g azotanu(V) sodu, aby otrzymać nasycony roztwór w temperaturze 10°C. Skorzystaj z krzywych rozpuszczalności.
- Oblicz, ile gramów wody i sacharozy (cukru spożywczego) znajduje się w 84,5 g roztworu nasyconego w temperaturze 100°C. Skorzystaj z krzywych rozpuszczalności.
- Oblicz stężenie procentowe nasyconego w temperaturze 40°C roztworu jodku potasu.
- Oblicz, ile waży 350 cm^3 roztworu o gęstości 1,10 $\frac{g}{cm^3}$.

- Oblicz, ile wody należy dodać do 40 g 10-procentowego roztworu chlorku sodu, aby otrzymać roztwór 1-procentowy.
- Uporządkuj mieszaniny: roztwory właściwe, zawiesiny, koloidy z względu na wielkość tworzących je cząstek.
- Wymień znane ci sposoby oszczędnego gospodarowania wodą.

Czytam i interpretuję

- Na podstawie krzywych rozpuszczalności określ, jak wraz z temperaturą zmienia się maksymalna masa chlorku potasu, jaką można rozpuścić w 100 g wody.
- Porównaj krzywe rozpuszczalności dla chlorku sodu i potasu. Wskaż zakresy temperatur, w których chlorek sodu ma wyższą rozpuszczalność niż chlorek potasu, oraz przedział, w którym chlorek potasu rozpuszcza się w większej masie w 100 g wody.
- Odczytaj z wodomierza w twoim domu pobór wody zimnej i ciepłej w odstępach kilkudniowych. Na podstawie uzyskanych danych oblicz, ile wody zużywa się w przeliczeniu na dzień i jednego mieszkańca.
- Znajdź w domu produkty spożywcze i artykuły gospodarstwa domowego, na etykietach których są wymienione stężenia procentowe niektórych składników. W przypadku jednego z artykułów (roztworu) oblicz, ile gramów substancji rozpuszczonej o podanym na etykiecie stężeniu procentowym znajduje się w opakowaniu. Przyjmij, że gęstość cieczy wynosi $1\frac{g}{cm^3}$.

Rozwiązuję problemy

- Odpowiedz, który z roztworów tej samej substancji – nasycony czy nienasycony – o identycznej masie zawiera więcej:
    - substancji rozpuszczonej,
    - rozpuszczalnika.
- Uporządkuj podane roztwory według liczby gramów substancji rozpuszczonej w roztworze:
    - 20 g 5-procentowego roztworu,
    - 50 g 4-procentowego roztworu,
    - 4 g 10-procentowego roztworu.
- Na podstawie obliczeń wskaż roztwór, który zawiera więcej substancji rozpuszczonej:
    - I – 310 g nasyconego w temperaturze 80°C roztworu siarczanu(VI) miedzi(II),
    - II – 308 g nasyconego w temperaturze 100°C roztworu jodku potasu.
      Podczas rozwiązywania zadania skorzystaj z krzywych rozpuszczalności.
- Określ, który z dwóch roztworów zawiera więcej substancji rozpuszczonej:
    - I – 150 g 20-procentowego roztworu,
    - II – 150 cm^3 roztworu 20-procentowego o gęstości 1,10 $\frac{g}{cm^3}$.

- Trzech uczniów miało za zadanie uzyskać roztwór 2-procentowy z otrzymanego od nauczyciela roztworu. Każdy z uczniów dostał inny roztwór:
    - uczeń 1. – 25 g roztworu 8-procentowego,
    - uczeń 2. – 10 g roztworu 10-procentowego,
    - uczeń 3. – 20 g roztworu 5-procentowego.
      Na podstawie obliczeń oceń, który z uczniów uzyskał po rozcieńczeniu roztwór o największej, a który – o najmniejszej masie.

Projekt badawczy

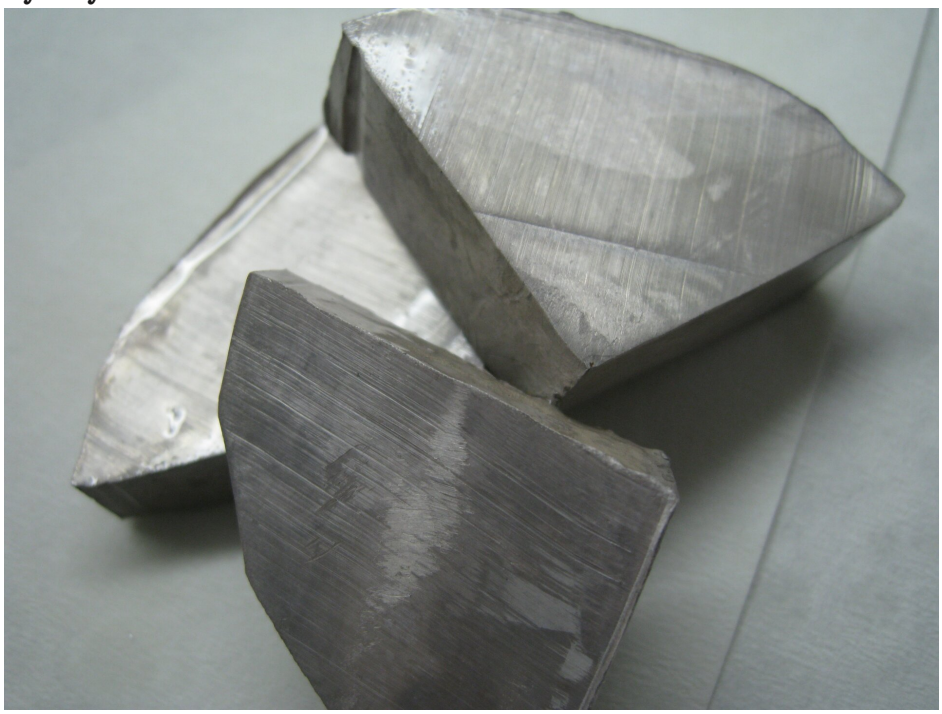
Woda

	Tytuł projektu	Woda
	Temat projektu	Czy bez wody da się żyć? Czy bez wody można korzystać ze zdobyczy cywilizacji?
	Badana hipoteza	Woda jest potrzebna w każdej dziedzinie życia. lub Są dziedziny życia, gałęzie przemysłu, w których można obyć się bez wody. Na przykład niektóre przedmioty i materiały można wyprodukować bez jej udziału (do nich należą m.in. tworzywa sztuczne, papier, szkło, tkaniny, benzyna). lub Prąd elektryczny wytwarza się bez udziału wody. lub Do produkcji telefonów komórkowych nie jest potrzebna woda. lub Na Ziemi są organizmy (np. kaktusy), które mogą żyć bez wody. i in.
	Materiały źródłowe	Książki i prasa popularnonaukowa, podręczniki, strony WWW zakładów przemysłowych, muzeów (np. techniki), rozmowy z pracownikami zakładów wytwórczych

Uczeń	Co dokładnie mam zamiar zrobić, by sprawdzić, czy hipoteza jest prawdziwa?	Informacje na temat organizmów Dowiedzieć się, jaką rolę pełni woda w organizmach. Znaleźć informację, czy istnieją organizmy, które mogą żyć bez wody. Ustalić, czy kaktusy (lub inne wymienione w hipotezie organizmy) nie potrzebują wody do życia.
		Informacje na temat gałęzi przemysłu Sprawdzić, w jaki sposób wytwarzane są przedmioty i materiały wskazane w hipotezie, prąd elektryczny i inne wymienione przez uczniów. Jeśli przedmioty składają się z wielu elementów, to trzeba zdobyć takie informacje w przypadku każdego z nich.
	Co trzeba przygotować, by zweryfikować hipotezę?	Zdobyć informacje
	Co będę obserwować (mierzyć)?	Zdobywać i selekcjonować informacje
	Czas trwania	Kilka dni lub tygodni
	Wyniki	Przygotowanie prezentacji w postaci plakatu lub w innej formie
	Wniosek	Zgodny z otrzymanymi wynikami
	Czego się nauczyłam/em podczas tego projektu?	

Wodorotlenki – ich budowa i otrzymywanie

Gdy do wody wrzucisz sól lub cukier, po prostu się rozpuszczą – powstanie roztwór, czyli mieszanina jednorodna. Co się stanie, gdy do wody wrzucimy metal lub jego tlenek? Czy w obu przypadkach reakcja będzie taka sama? Co powstanie: mieszanina czy związek chemiczny? W jak sposób możemy to sprawdzić?
„Aktywny" znaczy: czynny, dynamiczny, energiczny, przebojowy. Jaki zatem metal nazywamy „aktywnym"?



Wszyscy wiemy, jak wygląda rdza na żelazie, ale są metale, które reagują o wiele gwałtowniej – na przykład sód, który trzeba przechowywać w oleju, ponieważ w kontakcie z powietrzem błyskawicznie pokrywa się szarym nalotem, a w kontakcie z wodą może nawet doprowadzić do wybuchu

Już wiesz

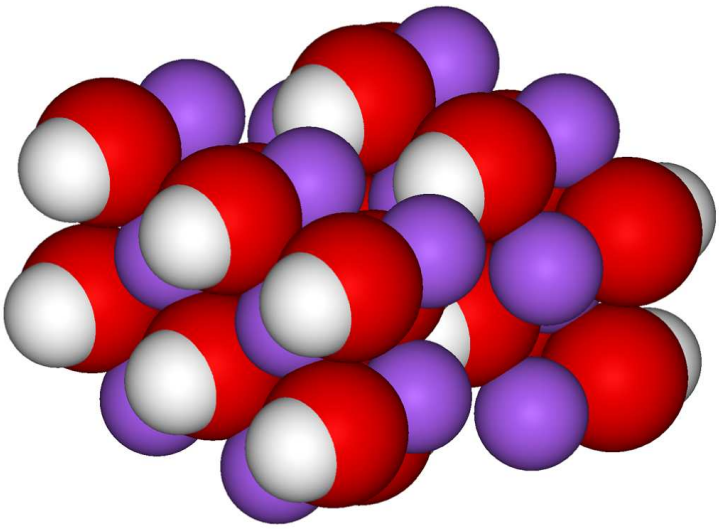
- w jaki sposób tworzy się wzory związków chemicznych;
- jak stosować reguły zapisywania równań reakcji chemicznych.

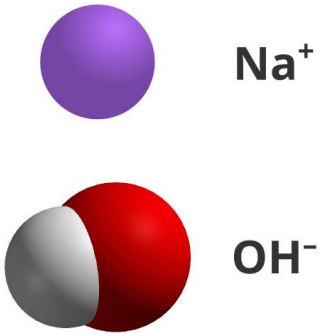
Nauczysz się

- co to jest wodorotlenek;
- nazywać wodorotlenki na podstawie ich wzorów;
- wymieniać i opisywać metody otrzymywania wodorotlenków oraz zapisywać odpowiednie równania reakcji;
- podawać przykłady metali i tlenków metali reagujących z wodą;
- identyfikować produkty reakcji metali aktywnych z wodą;
- podawać przykłady wskaźników kwasowo-zasadowych oraz określać ich barwę w wodzie i w zasadach.

1. Wodorotlenki – budowa

Wodorotlenki to związki chemiczne o stałym stanie skupienia, zbudowane z kationów metalu i anionów wodorotlenkowych.
*Jony te przyciągają się w wyniku działania sił elektrostatycznych, tworząc sieć krystaliczną.





Wartościowość grupy wodorotlenowej zawsze równa się I.

OH

Ogólny wzór wodorotlenków metali jednowartościowych:

MOH

M - metal, **OH** - grupa wodorotlenowa

Nazwa metalu	Symbol metalu	Wartościowość metalu	Wzór sumaryczny wodorotlenku
lit	Li	I	LiOH
sód	Na	I	NaOH
potas	K	I	KOH

Ogólny wzór wodorotlenków metali:

$$M^{n+}(OH^-)_n$$

M^{n+} - kation metalu, OH^- - anion wodorotlenkowy, **n** - liczba grup wodorotlenowych równa wartościowości metalu

Nazwa metalu	Symbol metalu	Wartościowość metalu	Wzór sumaryczny wodorotlenku
magnez	Mg	II	$Mg(OH)_2$
wapń	Ca	II	$Ca(OH)_2$
glin	Al	III	$Al(OH)_3$

Nazwy wodorotlenków powstają przez dodanie do słowa „**wodorotlenek**” nazwy pierwiastka tworzącego dany związek (w dopełniaczu):

NaOH - wodorotlenek sodu

Nazwa metalu	Wartościowość metalu	Wzór sumaryczny	Nazwa wodorotlenku
lit	I	LiOH	wodorotlenek litu
potas	I	KOH	wodorotlenek potasu

Jeżeli metal tworzy dwa wodorotlenki, to do nazwy dodaje się w nawiasie cyfrę rzymską określającą wartościowość metalu, np.

CuOH - wodorotlenek miedzi(I)

$Cu(OH)_2$ - wodorotlenek miedzi(II)

Jeśli metal tworzy jeden wodorotlenek, wartościowość metalu w nazwie się pomija.

NaOH - wodorotlenek sodu

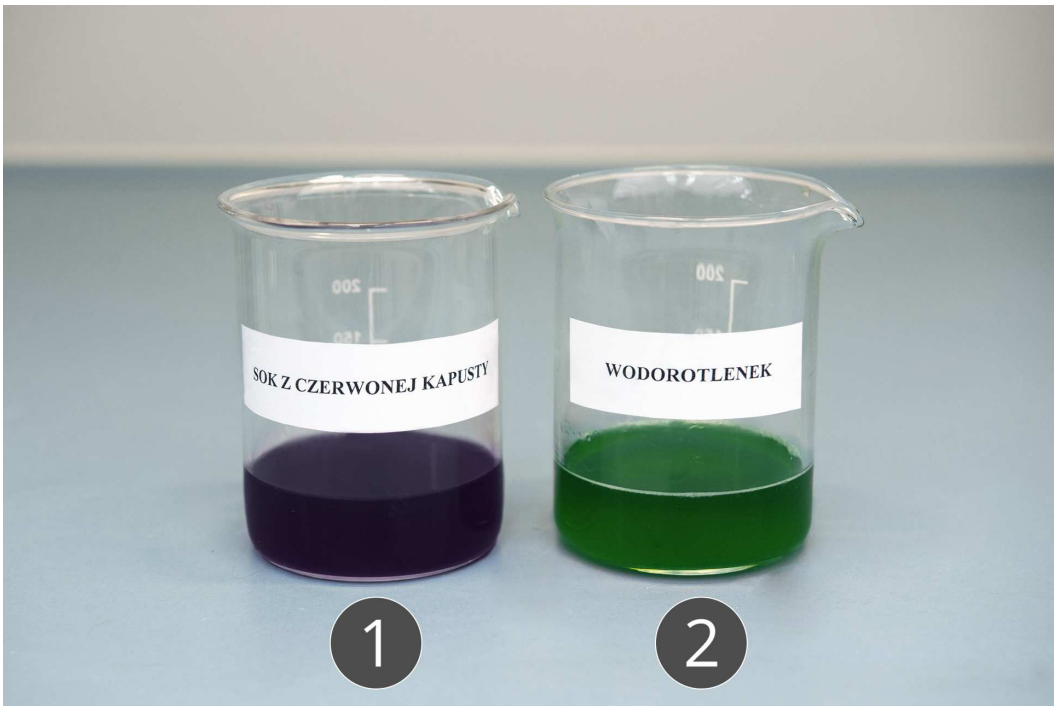
Nazwa metalu	Wartościowość metalu	Wzór sumaryczny	Nazwa wodorotlenku
żelazo	II	$Fe(OH)_2$	wodorotlenek żelaza(II)
żelazo	III	$Fe(OH)_3$	wodorotlenek żelaza(III)
glin	III	$Al(OH)_3$	wodorotlenek glinu
wapń	II	$Ca(OH)_2$	wodorotlenek wapnia

2. Wskaźniki

O tym, że badane związki mają odmienne właściwości, można się przekonać, używając substancji zwanych wskaźnikami. Ich działanie pod wpływem innych substancji polega na tym, że w łatwy do zaobserwowania sposób zmieniają zabarwienie. Dzięki temu możemy stwierdzić, czy w badanej próbce jest interesująca nas substancja.

W życiu codziennym również spotykamy wskaźniki. Herbata, do której dodamy sok z cytryny, zmienia pod jego wpływem zabarwienie na jaśniejsze. Podobnie, gdy do soku z buraków dodamy sok z cytryny (kwas cytrynowy) lub ocet (kwas octowy), barwnik tego soku pod wpływem kwasów przyjmie intensywny czerwony kolor.

Wskaźnikiem zmieniającym zabarwienie w roztworach wodnych, do których dodamy metale i tlenki metali (z utworzeniem nowego związku chemicznego – wodorotlenku), jest m.in. wywar z czerwonej kapusty.



Wskaźnik z czerwonej kapusty: w wodzie (1), w wodnym roztworze wodorotlenku (2)

Wskaźnikiem lub indykatorem nazywamy substancję, za pomocą której możemy wykryć inną substancję, np. w wyniku zmiany barwy.

wskaźnik	barwa wskaźnika	
	w wodzie destylowanej	w wodnym roztworze wodorotlenku
wywar z czerwonej kapusty	fioletowoniebieska	zielona
uniwersalny papierek wskaźnikowy	żółta	niebieska
fenoloftaleina	bezbarwna	malinowa
oranż metylowy	żółtopomarańczowa	żółtopomarańczowa
lakmus	fioletowa	niebieska

*Obecnie lakmus jest rzadko stosowany jako wskaźnik kwasowo-zasadowy.

3. Otrzymywanie wodorotlenków

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Co się stanie, jeśli kawałek sodu lub potasu umieścimy w wodzie?

Hipoteza

Sód/potas rozpuści się w wodzie.
Między sodem/potasem a wodą zajdzie reakcja chemiczna.

Co będzie potrzebne

- krystalizator,
- woda,
- wywar z czerwonej kapusty,
- kawałek sodu lub potasu wielkości ziarna ryżu,
- pęseta,
- bibuła,
- nóż.

Instrukcja

1. Do krystalizatora wlej wodę i dodaj kilka kropel wywaru z czerwonej kapusty.

2. Wyjmij pęsetą sód lub potas z oleju mineralnego lub nafty, dokładnie osusz bibułą i odkrój kawałek wielkości ziarna ryżu.

3. Do krystalizatora z wodą z dodatkiem wywaru z czerwonej kapusty wrzuć przygotowany kawałek sodu lub potasu.

4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie blatu stołu laboratoryjnego z wyposażeniem niezbędnym do przeprowadzenia eksperymentu. Kolejno pokazywane są z bliska zlewka z wywarem z czerwonej kapusty, trzy kawałki metalicznego sodu w szalce Petriego, krystalizator z wodą, pęseta i kroplomierz. Demonstrator kroplomierzem nabiera wywar z czerwonej kapusty i dodaje go do wody w krystalizatorze. W kolejnym ujęciu woda ma już intensywnie czerwonawy kolor. Demonstrator pęsetą bierze jeden kawałek sodu z szalki i wrzuca go do wody. Sód zaczyna gwałtownie reagować, pojawia się na nim jasny punktowy płomień. Jednocześnie stopniowo zmianie ulega barwa wody w naczyniu, która z fioletowej przechodzi w brązowawą, a następnie w zielonkawą. Następuje zmiana ujęcia, pokazana zostaje zawartość krystalizatora po zakończeniu reakcji. Woda ma intensywnie zielony kolor. Następuje oddalenie kamery, widać leżącą po lewej stronie krystalizatora szalkę Petriego, a dalej pęsetę.

Podsumowanie

Sód i potas gwałtownie reagują z wodą, wydziela się bezbarwny gaz, a otrzymany roztwór barwi wywar z czerwonej kapusty na zielono.

$$2\mathrm{Na} + 2\mathrm{H_2O} \rightarrow 2\mathrm{NaOH} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\text{sód} + \text{woda} \rightarrow \text{wodorotlenek sodu} + \text{wodór}$$

Powstaje zasadowy roztwór wodorotlenku sodu.

$$2\mathrm{K} + 2\mathrm{H_2O} \rightarrow 2\mathrm{KOH} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\text{potas} + \text{woda} \rightarrow \text{wodorotlenek potasu} + \text{wodór}$$

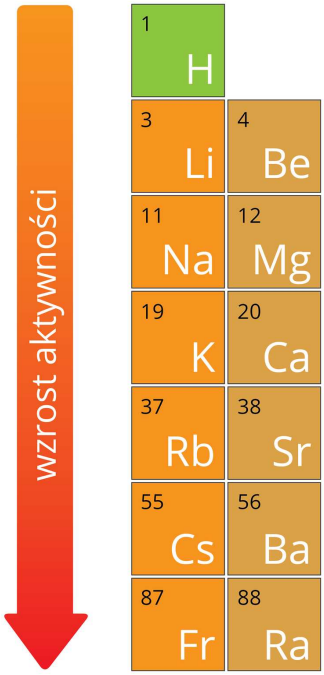
> Powstaje zasadowy roztwór wodorotlenku potasu.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DGFLXz70M

Wodorotlenki otrzymuje się w wyniku reakcji **metali aktywnych z wodą** (metali z 1. oraz 2. grupy układu okresowego, z wyjątkiem berylu). W ich wyniku powstają zasady (wodne roztwory wodorotlenków) i wydziela się wodór.

$$\text{metal aktywny} + \text{woda} \rightarrow \text{wodorotlenek} + \text{wodór}\uparrow$$

Litowce reagują z wodą gwałtowniej niż berylowce. Magnez reaguje z wodą w podwyższonej temperaturze. W obrębie grupy aktywność metali rośnie ze wzrostem liczby atomowej (związane jest to z odległością elektronów walencyjnych od jądra). Metale innych grup układu okresowego (np. miedź) są mniej aktywne i nie reagują z wodą. Wodorotlenki metali spoza 1. i 2. grupy układu okresowego otrzymuje się innymi metodami.


wzrost aktywności
1
H
3
Li
4
Be
11
Na
12
Mg
19
K
20
Ca
37
Rb
38
Sr
55
Cs
56
Ba
87
Fr
88
Ra

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy tlenek wapnia reaguje z wodą?

Hipoteza

Tlenek wapnia reaguje z wodą.
Tlenek wapnia nie reaguje z wodą.

Co będzie potrzebne

- zlewka,
- tlenek wapnia,
- woda,
- bagietka,
- termometr,
- fenoloftaleina.

Instrukcja

1. Do zlewki wsyp trochę tlenku wapnia.
2. Ostrożnie dolej zimnej wody i pomieszaj bagietką.

3. Włóż termometr do zlewki.

4. Obserwuj wskazania termometru.

5. Dodaj kilka kropli fenoloftaleiny.

Podsumowanie

Niewielka ilość tlenku wapnia rozpuszcza się w wodzie, a reszta opada na dno. W wyniku reakcji wydziela się ciepło – jest to reakcja egzoenergetyczna. Po dodaniu fenoloftaleiny roztwór zmienia zabarwienie na malinowo. Powstaje zasadowy roztwór wodorotlenku wapnia:

$$\mathrm{CaO} + \mathrm{H_2O} \rightarrow \mathrm{Ca(OH)_2}$$

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DGFLXz70M

Drugim sposobem otrzymywania wodorotlenków jest działanie **tlenków metali aktywnych** (należących do 1. oraz 2. grupy układu okresowego z wyjątkiem berylu), **zwanych tlenkami zasadowymi, na wodę**.

$$\text{tlenek metalu aktywnego} + \text{woda} \rightarrow \text{wodorotlenek}$$

W wyniku tych reakcji powstają zasady – wodne roztwory wodorotlenków.

Podsumowanie

- Wodorotlenki to związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych o wzorze ogólnym: $M(OH)_n$.
- Wodorotlenki otrzymuje się jako efekt działania tlenków metali aktywnych (tlenków zasadowych) na wodę oraz niektórych metali na wodę.
- Roztwory wodorotlenków łatwo rozpuszczalnych w wodzie (wszystkie wodorotlenki metali z 1. grupy układu okresowego i wybranych metali z grupy 2.) tradycyjnie nazywa się zasadami.

Praca domowa

Polecenie 1.1

Przygotuj infografikę przedstawiającą barwy wybranych wskaźników w środowisku obojętnym i zasadowym.

Polecenie 1.2

Zaprojektuj doświadczenie metalu aktywnego, np. wapnia z wodą z wodą, uwzględniając sposób identyfikacji powstałych produktów.

Słowniczek

sieć krystaliczna

pojęcie abstrakcyjne, matematyczne, oznaczające powtarzające się w przestrzeni upakowanie drobin (pod określonymi kątami i w określonej odległości)

wodorotlenek

związek chemiczny zbudowany z kationów metalu i anionów wodorotlenkowych

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij równania reakcji otrzymywania wodorotlenków, przeciągając w luki odpowiednie symbole lub wzory chemiczne substancji.

$\square + H_2O \rightarrow 2NaOH$

$CaO + H_2O \rightarrow \square$

$\square + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + \square$

$2Na$ | $2H_2\uparrow$ | $Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$ | Na_2O | $2H_2O\uparrow$ | Na | $H_2\uparrow$ | $Ca(OH)_2$ | $Ca(OH)_2 + H_2O$

Ćwiczenie 2

Oceń prawdziwość podanych informacji.

	Prawda	Fałsz
Wszystkie metale reagują z wodą.	◯	◯
W wyniku reakcji metalu aktywnego z wodą powstaje wodorotlenek i wydziela się wodór.	◯	◯
W wyniku reakcji miedzi z wodą powstaje wodorotlenek miedzi.	◯	◯
Miedź jest metalem bardziej aktywnym niż sód.	◯	◯
W wyniku reakcji tlenku potasu z wodą wydziela się wodór.	◯	◯

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 3.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DGFLXz70M

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 4.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DGFLXz70M

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 5.1

Wskaźnik	barwa wskaźnika	
	w wodzie destylowanej	w wodnym roztworze wodorotlenku
wywar z czerwonej kapusty	fioletowoniebieska	
	żółta	niebieska
fenoloftaleina	bezbarwna	
oranż metylowy	żółtopomarańczowa	
	fioletowoniebieska	niebieska

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DGFLXz70M

Ćwiczenie 6

Przedstaw metody otrzymywania wodorotlenków, wybierając odpowiednie elementy z listy.

$$\square + \text{woda} \rightarrow \square$$
$$\square + \text{woda} \rightarrow \square$$

wodorotlenek + tlen | wodorotlenek + woda | wodór | każdy metal | tlen | tlenek metalu aktywnego | wodorotlenek + tlen | każdy niemetal | wodorotlenek + woda | tlen | wodorotlenek + wodór | aktywny metal | wodorotlenek | wodór | wodorotlenek + wodór | wodorotlenek | tlenek każdego metalu | tlenek niemetalu

Wodorotlenki – właściwości i zastosowanie

Czy właściwości decydują o zastosowaniu wodorotlenków? Jedne z nich są stosowane m.in. do bielenia pni drzew, wchodzą w skład środków do udrożniania rur, są też składnikami leków na nadkwasotę i past do zębów. Jakie środki ostrożności należy zachować podczas pracy z niektórymi z nich?

Wodorotlenek sodu to białe kryształki o właściwościach silnie higroskopijnych, czyli pochłaniające wilgoć. Ma on bardzo szerokie zastosowanie w przemyśle chemicznym, spożywczym, paliwowym i wielu innych

Już wiesz

- w jaki sposób otrzymuje się wodorotlenki oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- czym są wskaźniki i jak zmienia się ich zabarwienie w obecności zasad.

Nauczysz się

- jakie są najważniejsze właściwości wodorotlenków sodu, potasu i wapnia;
- podawać przykłady wodorotlenków, które można nazwać zasadami na podstawie tabeli rozpuszczalności;
- korzystać z tabeli rozpuszczalności;
- opisywać zastosowania niektórych wodorotlenków.

1. Właściwości wodorotlenków

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Jakie charakterystyczne właściwości mają wodorotlenek sodu i wodorotlenek potasu?

Hipoteza

Wodorotlenki sodu i potasu rozpuszczają się w wodzie oraz są substancjami żrącymi.
Wodorotlenki sodu i potasu nie rozpuszczają się w wodzie oraz nie są substancjami żrącymi.

Co będzie potrzebne

- 3 szalki Petriego,
- wodorotlenek sodu,
- wodorotlenek potasu,
- pęseta,
- 2 probówki,
- woda,
- bibuła,
- tkanina,
- drewno,
- 2 pipety.

Instrukcja

I. a. Na pierwszą szalkę Petriego nasyp niewielką ilość wodorotlenku sodu, a na drugą – wodorotlenku potasu.

b. Określ właściwości fizyczne tych substancji.

c. Próbki pozostaw na 5–10 minut. Obserwuj zachodzące zmiany.

II. a. W probówkach umieść parę granulek, w pierwszej – wodorotlenku sodu, w drugiej – wodorotlenku potasu.

b. Do obu probówek dodaj niewielką ilość wody, zawartość zamieszaj bagietką.

c. Obserwuj zachodzące zmiany.

d. Ostrożnie dotknij dna probówek.

e. Niewielkie ilości obu roztworów nanieś na bibułę, tkaninę i drewno umieszczone na szlace Petriego. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

Wodorotlenek sodu i wodorotlenek potasu to substancje stałe o barwie białej. Pozostawione na powietrzu po pewnym czasie „rozpływają się" – pochłaniają wilgoć z otoczenia. Substancje o takich właściwościach nazywamy higroskopijnymi.

Wodorotlenek sodu (1), wodorotlenek potasu (2)

Wodorotlenki sodu i potasu bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie, wydzielając znaczne ilości ciepła (proces egzoenergetyczny) i tworząc silnie żrące roztwory, które niszczą różne materiały, np. bibułę, tkaninę, drewno. Roztwory obu wodorotlenków są żrące. Dlatego zwyczajowa nazwa wodorotlenku sodu to „soda żrąca", a wodorotlenku potasu – „potaż żrący".

Ciekawostka

Naczyniem laboratoryjnym służącym m.in. do przechowywania substancji higroskopijnych jest eksykator. Jego pokrywa jest wykonana z grubego szkła lub tworzywa sztucznego i ściśle przylega do pojemnika, w którym znajduje się substancja osuszająca (np. wodorotlenek potasu). Niektóre eksykatory są wyposażone w kran pozwalający na usunięcie powietrza.

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Jakie charakterystyczne właściwości mają wodorotlenek wapnia i wodorotlenek żelaza(III)?

Hipoteza

Wodorotlenek wapnia i wodorotlenek żelaza(III) to substancje stałe, łatwo rozpuszczają się w wodzie, mają białą barwę.
Wodorotlenek wapnia i wodorotlenek żelaza(III) to substancje stałe różniące się rozpuszczalnością w wodzie oraz barwą.

Co będzie potrzebne

- 2 probówki,
- wodorotlenek wapnia,
- wodorotlenek żelaza(III),
- woda,
- bagietka.

Instrukcja

1. W probówkach umieść niewielkie próbki substancji, w pierwszej – wodorotlenku wapnia, w drugiej – wodorotlenku żelaza(III) strąconego w wyniku reakcji rozpuszczalnej soli żelaza(III) z roztworem zasady sodowej lub potasowej.
2. Do probówek dodaj niewielką ilość wody, zawartość zamieszaj bagietką.

3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

Wodorotlenek wapnia jest substancją stałą, o białej barwie, w wodzie jest rozpuszczalny tylko w niewielkim stopniu. Z wodą tworzy zawiesinę zwaną mlekiem wapiennym. Wodorotlenek żelaza(III) jest substancją stałą o barwie brunatnoczerwonej, trudno rozpuszczalną w wodzie.

Wodorotlenki są substancjami stałymi, mogą mieć różne barwy. Wodorotlenki sodu i potasu oraz innych pierwiastków z 1. grupy układu okresowego pierwiastków są bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie. Rozpuszczalność wodorotlenków 2. grupy wzrasta ze wzrostem liczby atomowej berylowca, a wodorotlenki pozostałych metali są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie. Korzystając z tabeli rozpuszczalności wodorotlenków, można sprawdzić, które rozpuszczają się w wodzie, a które wytrącają się w postaci osadów, czyli są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie.

	KATIONY												
ANION	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Fe^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Al^{3+}	Fe^{3+}
OH^-	R	R	T	S	r	R	T	T	T	T	T	T	T

R – substancja dobrze rozpuszczalna w wodzie
S – substancja słabo rozpuszczalna w wodzie
r – substancja w niewielkim stopniu rozpuszczalna w wodzie
T – substancja trudno rozpuszczalna (praktycznie nierozpuszczalna) w wodzie

Stężone roztwory wodorotlenków sodu, potasu (zwane dawniej ługami) oraz wapnia mają właściwości żrące – niszczą bibułę. Podobnie działają na skórę – mogą wywoływać silne poparzenia. Stopiony wodorotlenek sodu uszkadza (trawi) szkło, dlatego przechowuje się go w opakowaniach z tworzyw sztucznych.

2. Zastosowanie wodorotlenków

Wodorotlenki sodu i potasu tworzą z tłuszczami związki rozpuszczalne w wodzie, dlatego stosuje się je jako składniki preparatów do udrożniania rur, a także do produkcji środków

piorących. Wodorotlenek wapnia tworzy z wodą zawiesinę – mleko wapienne. Używa się jej do bielenia pni drzew owocowych oraz ścian budynków, ponieważ ma ona właściwości dezynfekcyjne, a kolor biały odbija znaczną część promieni słonecznych i zapobiega zbytniemu nagrzewaniu. Klarowny bezbarwny roztwór wodorotlenku wapnia nazywamy wodą wapienną. Służy ona do wykrywania tlenku węgla(IV).

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

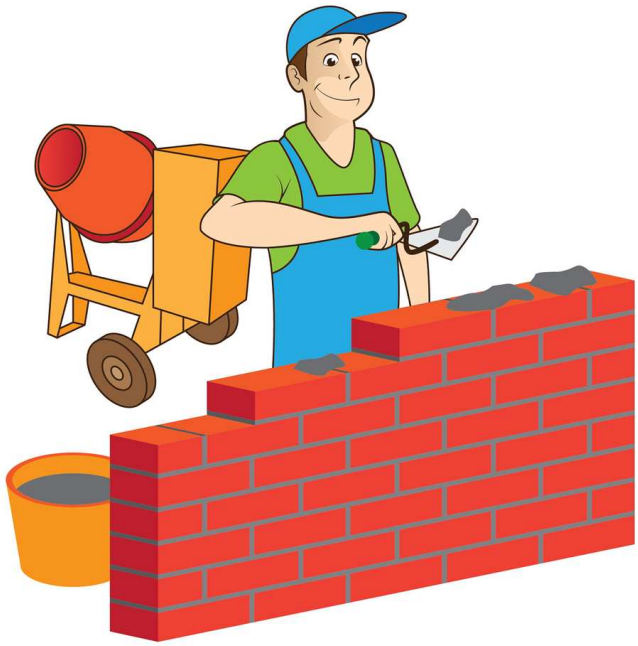
Zastosowanie wodorotlenków

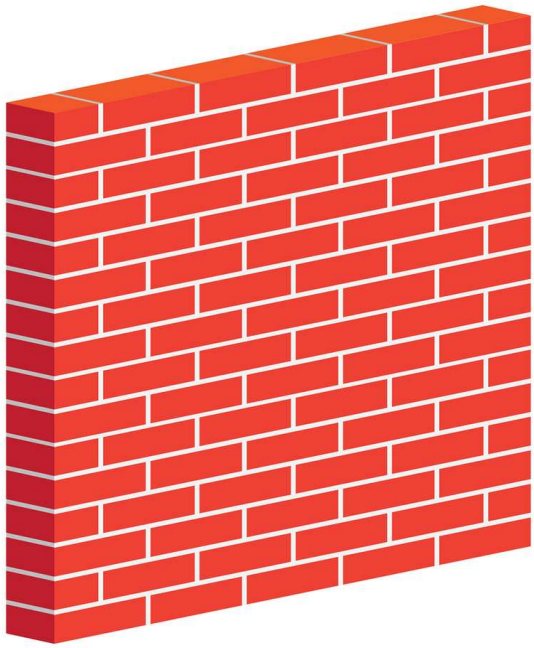
Zaprawa wapienna

Składnikiem budowlanej zaprawy wapiennej jest oprócz piasku i wody, wapno gaszone, które powstaje w reakcji wapna palonego z wodą. Tak przygotowana mieszanina o konsystencji gęstego ciasta ma zdolność twardnienia wskutek reakcji chemicznej wodorotlenku wapnia z tlenkiem węgla(IV) z powietrza.

Zaprawa wapienna

Zaprawa wapienna	
przygotowanie	**twardnienie**
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 +$
wapno palone + woda → wapno gaszone	wapno gaszone + tlenek węgla(IV) → węgl





Żrące właściwości preparatu do udrożniania rur

„Dwuletni chłopiec, który połknął żrący preparat do czyszczenia rur kanalizacyjnych, czuje się już lepiej. Dziecko wciąż przebywa w szpitalu, ma poparzony przełyk i usta, ale po wybudzeniu ze śpiączki farmakologicznej oddycha samodzielnie. Lekarze są dobrej myśli, bo badania wykazały, że żrąca substancja poparzyła dziecku usta, język i część przełyku, lecz na szczęście do żołądka dostały się tylko śladowe ilości granulatu. W przełyku i żołądku zmiany są już nieduże i goją się pomyślnie. Jednak lekarze nadal nie wiedzą, kiedy i czy w ogóle chłopiec będzie mógł poruszać językiem, mówić lub rozróżniać smaki. ” (TVN24)

Podsumowanie

- Wodorotlenki są substancjami stałymi o różnej barwie.
- Wodorotlenki sodu i potasu są substancjami silnie higroskopijnymi, mają podobne właściwości, są stosowane jako składniki do produkcji mydeł, środków piorących i preparatów do udrożniania rur.
- Stężone roztwory wodorotlenków sodu, potasu oraz wapnia mają właściwości żrące.
- Wodorotlenki magnezu i glinu są m.in. składnikami leków stosowanych w przypadku nadkwasoty żołądka.

> **Praca domowa**

Polecenie 1.1

Przygotuj infografikę przedstawiającą zastosowanie wybranych wodorotlenków jako składników różnych produktów używanych w twoim domu.

Polecenie 1.2

Przygotuj w formie ciekawostki krótką informację o tym, co wspólnego mają ze sobą mleko wapienne, woda wapienna i wapno gaszone.

Polecenie 1.3

Zrób zdjęcie piktogramu znajdującego się na opakowaniu preparatu do udrożniania rur. Wyjaśnij, w postaci zwięzłej notatki, dlaczego został on tam umieszczony.

Słowniczek

higroskopijność

zdolność niektórych substancji do pochłaniania wilgoci (pary wodnej) z powietrza

mleko wapienne

zawiesina wodorotlenku wapnia w wodzie stosowana do dezynfekcji pomieszczeń o dużych powierzchniach (piwnice, magazyny) do neutralizacji kwasów (np. w ratownictwie chemicznym)

wapno gaszone

wodorotlenek wapnia $Ca(OH)_2$, stosowany w budownictwie jako składnik zaprawy wapiennej

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij zdania, przeciągając w luki odpowiednie wzory związków chemicznych.

[ ] jest powszechnie stosowany w budownictwie jako składnik zaprawy murarskiej.

[ ] jest związkiem chemicznym trudno rozpuszczalnym w wodzie, składnikiem leków na nadkwasotę.

[ ] (potaż) służy do wyrobu mydeł w płynie, jako środek suszący oraz składnik (zamiennie z [ ]) preparatu chemicznego do udrożniania rur i syfonów.

KOH $Ca(OH)_2$ $Fe(OH)_3$ $Mg(OH)_2$ $NaOH$

Ćwiczenie 2

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Wszystkie wodorotlenki rozpuszczają się w wodzie.	○	○
Wodorotlenki sodu, potasu i wapnia oraz ich stężone roztwory są żrące.	○	○
Wodorotlenek magnezu jest stosowany jako środek do udrażniania rur.	○	○
Większość wodorotlenków metali z 1. i 2. grupy układu okresowego rozpuszcza się w wodzie.	○	○
Wodorotlenek żelaza(III) jest higroskopijny.	○	○

Ćwiczenie 3

Połącz w pary nazwy systematyczne i zwyczajowe wodorotlenków.

wodorotlenek sodu	soda żrąca
wodorotlenek potasu	wapno gaszone
wodorotlenek wapnia	brucyt
wodorotlenek magnezu	potaż żrący

Ćwiczenie 4

Wskaż stopień rozpuszczalności wodorotlenków w wodzie, wybierając odpowiednie elementy z listy.

Wodorotlenek sodu jest ciałem stałym _____ w wodzie.

Wodorotlenek potasu jest ciałem stałym _____ w wodzie.

Wodorotlenek wapnia jest ciałem stałym _____ w wodzie.

Wodorotlenek żelaza(III) jest ciałem stałym _____ w wodzie.

trudno rozpuszczalnym | trudno rozpuszczalnym | dobrze rozpuszczalnym | rozpuszczalnym w niewielkim stopniu | dobrze rozpuszczalnym | dobrze rozpuszczalnym | rozpuszczalnym w niewielkim stopniu

Ćwiczenie 5

Przyporządkuj właściwości i zastosowania do wzorów wybranych wodorotlenków.

NaOH

$\mathrm{Mg(OH)_2}$

$\mathrm{Ca(OH)_2}$

dobrze rozpuszcza się w wodzie z wydzieleniem ciepła

barwa biała

składnik leków łagodzących tzw. nadkwasotę

substancja stała

substancja stała

barwa biała

właściwości żrące

barwa biała

składnik preparatu do udrażniania rur

stosowany do produkcji celulozy, papieru, szkła wodnego

stosowany do bielenia drzew

składnik zaprawy murarskiej

właściwości żrące

substancja stała

substancja w niewielkim stopniu rozpuszczalna w wodzie

składnik pasty do zębów

substancja słabo rozpuszczalna w wodzie

higroskopijny

Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenków

Wodorotlenki sodu, potasu, wapnia czy baru to związki, z których każdy ma inne właściwości. Dlaczego, mimo różnic, wszystkie zasady barwią określony wskaźnik na ten sam kolor? Czy jest to związane z ich budową?

Wodne roztwory wodorotlenków bywają niekiedy używane jako elektrolity – na przykład w popularnych akumulatorach NiMH rolę tę pełni wodorotlenek potasu

Już wiesz

- w jaki sposób zdefiniować pojęcia wodorotlenek i zasada;
- czym są wskaźniki i umiesz podać ich barwę w wodzie i w zasadach.

Nauczysz się

- dlaczego wodne roztwory wodorotlenków przewodzą prąd elektryczny;
- na czym polega proces dysocjacji elektrolitycznej;
- zapisywać równania dysocjacji elektrolitycznej zasad oraz przedstawiać ten proces za pomocą modeli.

1. Przewodnictwo elektryczne wodnych roztworów wodorotlenków

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy wskaźniki kwasowo-zasadowe zmieniają barwy w wodnych roztworach wodorotlenków?

Hipoteza

Wskaźniki kwasowo-zasadowe zmieniają barwę w wodnych roztworach wodorotlenków.
Wskaźniki kwasowo-zasadowe nie zmieniają barwy w wodnych roztworach wodorotlenków.

Co będzie potrzebne

- foliowa koszulka na dokumenty,
- pipeta Pasteura,
- woda,
- wywar z czerwonej kapusty,
- fenoloftaleina,
- wskaźnik uniwersalny,
- wodny roztwór wodorotlenku (np. sodowy, potasowy, wapniowy).

Instrukcja

1. Do foliowej koszulki włóż kartkę z tabelą.

Wskaźnik	Barwa wskaźnika kwasowo-zasadowego	
	woda destylowana	zasady
wywar z czerwonej kapusty		
fenoloftaleina		
wskaźnik uniwersalny		

2. Nanieś za pomocą pipety Pasteura w drugiej kolumnie po kropli wody, a w trzeciej – po kropli wodnego roztworu wodorotlenku (np. sodowego, potasowego, wapniowego).

3. W każdym wierszu tabeli nanieś po kropli odpowiedniego wskaźnika kwasowo-zasadowego bezpośrednio na krople umieszczonych tam wcześniej wody i wodnego roztworu wodorotlenku.

4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

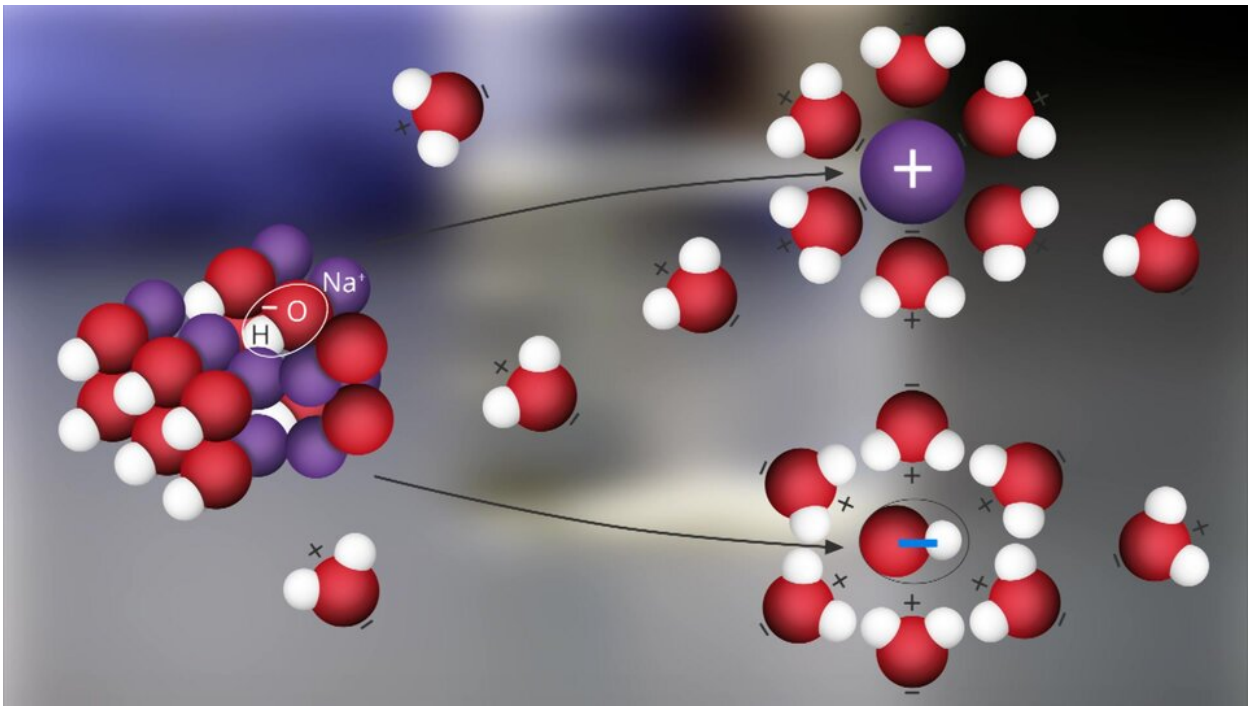
Użyte wskaźniki kwasowo-zasadowe w badanych roztworach zmieniły jednakowo zabarwienie. Świadczy to o tym, że zawierają wspólny element (**aniony wodorotlenkowe**), który powoduje zmianę barwy wskaźników.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1K8v6zDd

Podsumowanie doświadczenia (symulacji)
Woda destylowana nie przewodzi prądu elektrycznego. Przez pozostałe roztwory przepływa prąd elektryczny, o czym świadczy świecenie żarówki.
Roztwory zasad przewodzą prąd elektryczny – znajdują się w nich jony, które są nośnikami ładunku elektrycznego.

Substancje, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny, nazywamy elektrolitami. **Nieelektrolity** to substancje, których wodne roztwory nie przewodzą prądu. Woda destylowana jest nieelektrolitem, a wodorotlenki sodu, potasu i wapnia są elektrolitami. Wynik doświadczenia świadczy o obecności w roztworach wodorotlenków cząstek obdarzonych ładunkami elektrycznymi.

2. Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenku sodu



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

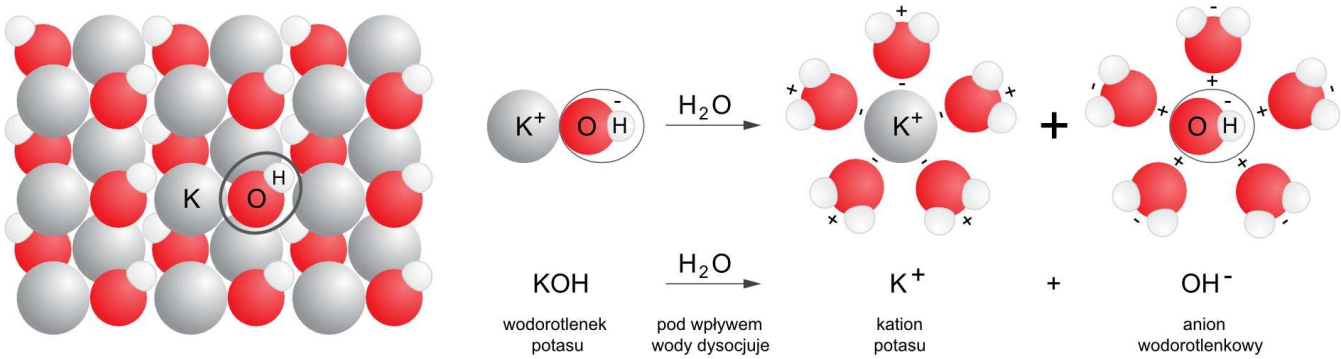
Badanie przewodnictwa prądu elektrycznego przez zasady – symulacja

Film rozpoczyna ujęcie blatu stołu laboratoryjnego z zebranymi na nim elementami niezbędnymi do przeprowadzenia pokazu. Są to szklana bagietka, szkiełko z niewielką ilością wodorotlenku sodu w postaci granulek i zlewka z wodą. Zmiana ujęcia, pokazana zostaje zlewka z boku i moment wsypywania do wody wodorotlenku sodu, a następnie wymieszanie zawartości. W momencie poruszenia przez komentatora kwestii cząsteczek następuje rozmycie obrazu filmowego i pokazanie na jego tle modelu zbitych w jedno ciało stałe cząsteczek wodorotlenku sodu oraz otaczających ich cząsteczek wody. W modelach

tych sód reprezentowany jest przez kulki fioletowe, tlen przez kulki czerwone, a wodór, przez kulki białe. Na jednej z cząsteczek wodorotlenku sodu oraz jednej cząsteczce wody atomy oznaczono też ich symbolami: Na O i H. Przy cząsteczkach wody oznaczono rozkład ładunków elektrycznych: dodatnie pomiędzy atomami wodoru i ujemne po przeciwnej stronie atomów tlenu. W przypadku opisanej symbolami cząsteczki wodorotlenku sodu atom sodu oznaczono znakiem plus, a grupę OH wyróżniono znakiem minus. Następuje zmiana pokazanych modeli przy zachowaniu starego tła. Teraz po lewej stronie ekranu wyświetlany jest model jonu sodu Na plus otoczony przez sześć cząsteczek wody zwróconych atomami wodoru na zewnątrz koła, a cząsteczką tlenu oznaczoną znakiem minus do wewnątrz. Po prawej stronie ekranu wyświetlany jest model grupy OH minus otoczony przez sześć cząsteczek wody zwróconych atomami wodoru i znakiem plus do wewnątrz koła. Następuje zmiana prezentowanego modelu bez zmiany tła. Po lewej stronie pokazana jest grupa cząstek wodorotlenku sodu otoczona przez atomy wody. Od jednego atomu sodu oraz od jednej grupy wodorotlenowej OH wychodzą dwie długie czarne strzałki prowadzące na prawą stronę ekranu. Tam, po prawej stronie u góry pokazany jest oznaczony znakiem plus jon sodu otoczony przez cząsteczki wody zwrócone atomami wodoru do zewnątrz koła, a poniżej oznaczona znakiem minus grupa wodorotlenowa otoczona przez cząsteczki wody zwrócone atomami wodoru do środka koła. Znaki plus i minus w jonie sodu oraz w grupie wodorotlenowej zostają przez chwilę wyróżnione migotaniem.

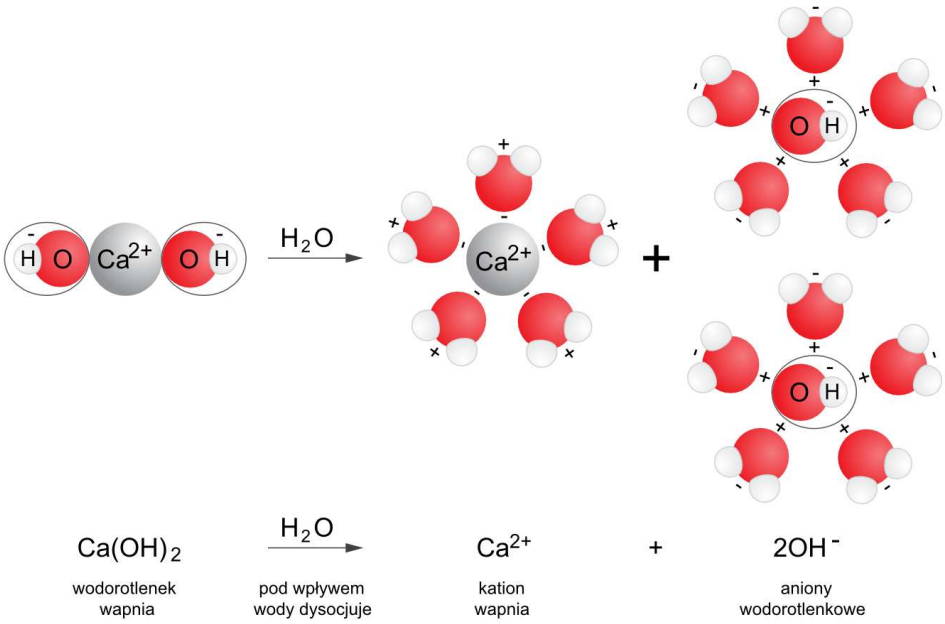
---

3. Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenków potasu i wapnia



Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenku potasu

Wodorotlenek potasu dysocjuje, czyli rozpada się pod wpływem wody na jednododatni kation potasu i jednoujemny anion wodorotlenkowy. Zarówno kation potasu, jak i anion wodorotlenkowy są w roztworze wodnym otoczone cząsteczkami wody (hydratacja).



Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenku wapnia

Wodorotlenek wapnia dysocjuje na dwudodatni kation wapnia i dwa jednoujemne aniony wodorotlenkowe.
Liczba powstających w wyniku dysocjacji ładunków dodatnich jest równa liczbie powstających ładunków ujemnych.

Teorię rozpadu substancji na jony opracował Svante Arrhenius (czyt. svante anhirius). Zgodnie z nią **zasadami** nazywamy związki chemiczne, które dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe:

$$\mathrm{M(OH)_n \xrightarrow{H_2O} M^{n+} + nOH^-}$$

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy woda amoniakalna (roztwór amoniaku w wodzie) wykazuje odczyn zasadowy?

Hipoteza

Wodny roztwór amoniaku wykazuje odczyn zasadowy.

Co będzie potrzebne

- nasycony wodny roztwór amoniaku,
- woda destylowana,
- wywar z czerwonej kapusty,
- zestaw do zbierania amoniaku (probówka zamknięta korkiem z odprowadzeniem bocznym, kolba okrągłodenna),
- korek z osadzoną w nim cienką rurką szklaną,
- krystalizator,
- palnik.

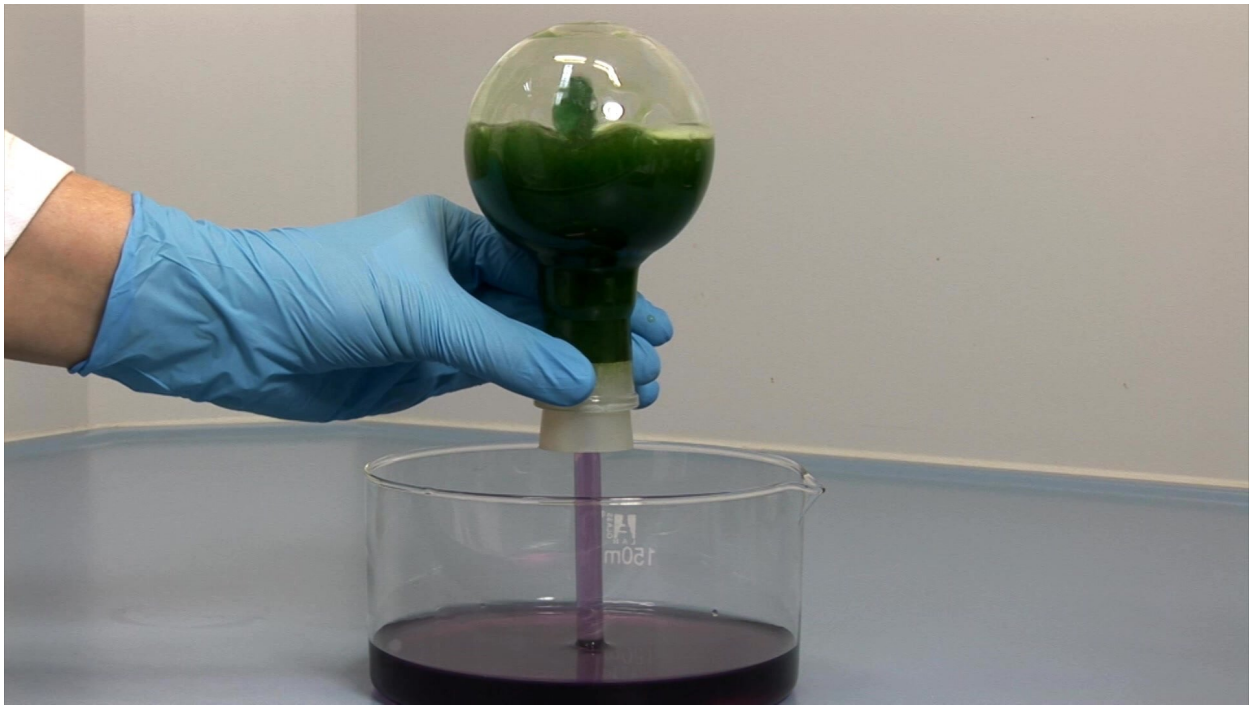
Instrukcja

1. W zamkniętej korkiem probówce z odprowadzeniem bocznym ogrzewaj wodę amoniakalną. Po chwili do bocznej rurki zbliż odwrócone do góry dnem, suche naczynie,

do którego zbierzesz amoniak.

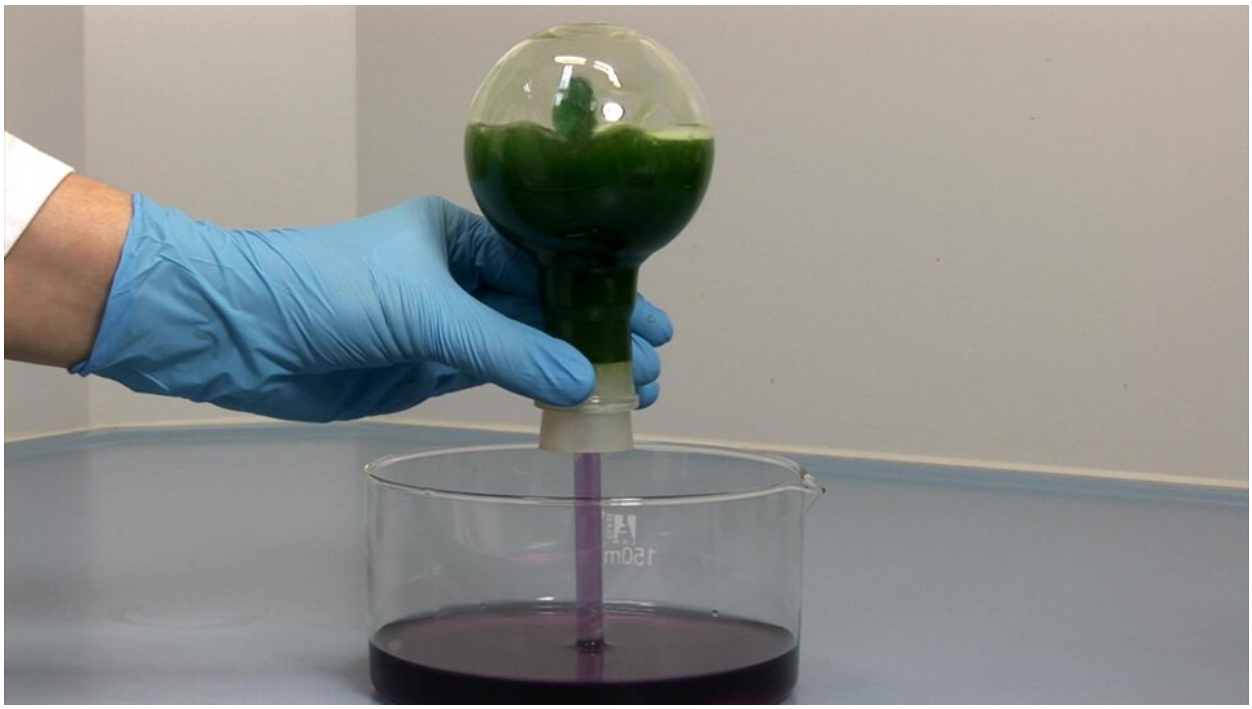
2. Po chwili amoniak wypełni naczynie. Wtedy zamknij kolbę korkiem, przez który przechodzi cienka szklana rurka.

3. Wylot rurki zanurz w krystalizatorze z wodą, do której wcześniej dodano kilka cm^3wywaru z czerwonej kapusty.



Podsumowanie

Woda stopniowo wypełnia kolbę. Powstaje charakterystyczna fontanna zwana amoniakalną. Wywar z czerwonej kapusty przyjmuje zielone zabarwienie.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie zestawu laboratoryjnego do wytwarzania amoniaku. Składa się z probówki umieszczonej pod kątem czterdziestu pięciu stopni do pionu w łapie statywu. Probówka ma w górnej części odprowadzenie boczne do którego podłączona jest długa gumowa rurka, a główny otwór wylotowy probówki zatkany jest białym korkiem. W probówce znajduje się przezroczysta ciecz, wodny roztwór amoniaku. Obok na stole leżą palnik gazowy, duży krystalizator z fioletową cieczą i mała kolba kulista. Zmiana ujęcia, demonstrator trzymając w ręce palnik podgrzewa nim zawartość probówki. Następuje zbliżenie, widać, że woda amoniakalna w probówce wrze i szybko odparowuje. W kolejnym szerokim ujęciu widać, że w łapie drugiego statywu po prawej stronie umieszczona została do góry dnem kolba, której wylot zatkany jest korkiem przez który do środka wprowadzono drugi koniec gumowego węża. Zmiana ujęcia, następuje zbliżenie dłoni laboranta zdejmującego kolbę już bez korka i gumowej rurki ze statywu i zamykającego wylot innym korkiem z przechodzącą przez niego długą i prostą rurką szklaną. Zmiana ujęcia, pokazany zostaje duży krystalizator wypełniony wodą z wywarem z czerwonej kapusty oraz dłoń w lateksowej rękawiczce trzymająca do góry dnem kolbkę z rurką w taki sposób, że koniec rurki zanurzony jest w wodzie. Widać, jak słupek wody jest wciągany przez rurkę do wnętrza kolbki i natychmiast zmienia kolor na zielony. Napływ jest coraz intensywniejszy, tryska silna fontanna i po chwili kolbka zostaje całkowicie wypełniona wodą, która przybiera intensywnie zielony kolor.

Amoniak (NH_3) jest gazem o charakterystycznym zapachu, bardzo dobrze rozpuszczalnym w wodzie. Wodny roztwór amoniaku (woda amoniakalna $NH_3 \cdot H_2O$) jest zasadą, o czym

świadczy zmiana zabarwienia wskaźnika, np. zabarwienie się wywaru z czerwonej kapusty na zielono.

Woda amoniakalna ulega dysocjacji:

$$\mathrm{NH_3 \cdot H_2O} \overset{\mathrm{H_2O}}{\longleftrightarrow} \mathrm{NH_4^+ + OH^-}$$

$$\text{woda amoniakalna} \overset{\text{woda}}{\longleftrightarrow} \text{kation amonu} + \text{anion wodorotlenkowy}$$

Podsumowanie

- Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie rozpadają się na jony: kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.
- Wodne roztwory wodorotlenków przewodzą prąd elektryczny – są elektrolitami.
- Ładunek jonu zapisuje się, podając za symbolem w indeksie górnym najpierw cyfrę, a potem znak jonu (jedynkę pomija się) np. $\mathrm{OH^-}$, $\mathrm{Mg^{2+}}$. Liczbę takich samych jonów zapisuje się za pomocą współczynnika przed symbolem, np. $\mathrm{2Mg^{2+}}$.
- Anion wodorotlenkowy ma zawsze ładunek jednoujemny.

Praca domowa

> **Polecenie 1.1**
>
> Przygotuj animację ilustrującą dysocjację jonową wodorotlenku sodu.

> **Polecenie 1.2**
>
> Wykonując plakat lub animację, wyjaśnij, na czym polega proces dysocjacji jonowej zasad.

Słowniczek

Svante Arrhenius

19.02.1859–2.10.1927

Szwedzki fizykochemik. Twórca teorii dysocjacji elektrolitycznej. Zajmował się badaniem wpływu ilości tlenku węgla(IV) w powietrzu atmosferycznym na temperaturę przy powierzchni Ziemi. Laureat Nagrody Nobla w dziedzinie chemii (w 1903 r.).

> **dysocjacja elektrolityczna**
>
> rozpad związków chemicznych na jony pod wpływem wody
> **elektrolity**
>
> substancje, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny
> **hydratacja**
>
> otaczanie jonów lub cząsteczek w roztworze cząsteczkami wody
> **wodorotlenki**
>
> związki chemiczne, które pod wpływem wody dysocjują na kationy metali i aniony wodorotlenkowe

Zadania

Ćwiczenie 1

Zaznacz poprawną odpowiedź. Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie dysocjują na

- ◯ kationy wodoru i kationy metalu.
- ◯ kationy niemetalu i aniony wodorotlenkowe.
- ◯ kationy wodoru i aniony wodorotlenkowe.
- ◯ kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 2.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1K8v6zDd

Ćwiczenie 3

Zaznacz poprawną odpowiedź. Prądu elektrycznego nie przewodzi

- ◯ zasada wapniowa.
- ◯ zasada potasowa.
- ◯ woda destylowana.
- ◯ zasada sodowa.

Ćwiczenie 4

Przeciągając odpowiednie elementy, uzupełnij schemat ogólny oraz równania procesu dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenków.

$$\boxed{} \xrightarrow{H_2O} M^{n+} + nOH^-$$

$$KOH \rightarrow \boxed{} + \boxed{}$$

$$Ca(OH)_2 \rightarrow \boxed{} + \boxed{}$$

Ca | K_2O | K | OH^- | Ca^{2+} | K^+ | $M(OH)_n$ | H_2O | KOH | O_2 | $2OH–$

Zadanie 4

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 5.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1K8v6zDd

Kwasy beztlenowe

Czy wiesz, że składnikiem soku żołądkowego każdego człowieka jest kwas solny? Kwas ten ma właściwości żrące, a jednak nie niszczy błony żołądka zdrowego człowieka, lecz pomaga w trawieniu pokarmów.

Woda mineralna zawiera w sobie rozpuszczony dwutlenek węgla – to wiedzą chyba wszyscy. Dlaczego jednak, skoro dwutlenek węgla jest gazem bezwonnym i bez smaku, gazowana woda mineralna smakuje inaczej niż niegazowana? Odpowiedź na to pytanie wymaga przyjrzenia się temu, co dzieje się z gazem po rozpuszczeniu

Już wiesz

- w jaki sposób otrzymujemy wodorotlenki, jaką mają budowę, właściwości i zastosowanie;
- czym są wskaźniki i jakie przyjmują zabarwienie w wodzie i zasadach.

Nauczysz się

- definiować pojęcie kwasu;
- projektować doświadczenia pozwalające otrzymywać kwasy beztlenowe różnymi metodami;
- opisywać budowę kwasów beztlenowych;
- określać barwę, jaką przyjmują wskaźniki w kwasach;
- badać i opisywać właściwości oraz zastosowanie wybranych kwasów beztlenowych.

1. Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Pod wpływem niektórych związków chemicznych (np. wodorotlenków) wskaźniki kwasowo-zasadowe zmieniają zabarwienie w łatwy do zaobserwowania sposób. Wskaźnikiem jest np. esencja herbaciana. Po dodaniu do niej soku z cytryny (kwasu) jej zabarwienie zmienia się na słomkowożółte. Sprawdźmy, czy podobne właściwości wykazują wywar z czerwonej kapusty, fenoloftaleina i oranż metylowy.

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy wskaźniki zmienią zabarwienie po wprowadzeniu ich do wody destylowanej oraz kwasu?

Hipoteza

Wszystkie wskaźniki zmienią zabarwienie zarówno w wodzie destylowanej, jak i w kwasie.

Co będzie potrzebne

- sześć zlewek,
- wywar z czerwonej kapusty,
- fenoloftaleina,
- oranż metylowy,
- woda,
- sok z cytryny,
- uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Instrukcja

1. Do trzech zlewek wlej wodę, do pozostałych trzech – sok z cytryny.

2. Do pierwszych dwóch zlewek (pierwsza z wodą i druga z kwasem) dodaj kilka kropli wywaru czerwonej kapusty, dalej postępuj podobnie, używając fenoloftaleiny i oranżu metylowego.

3. Na jeden papierek uniwersalny nanieś kilka kropli wody, a na drugi – soku z cytryny.

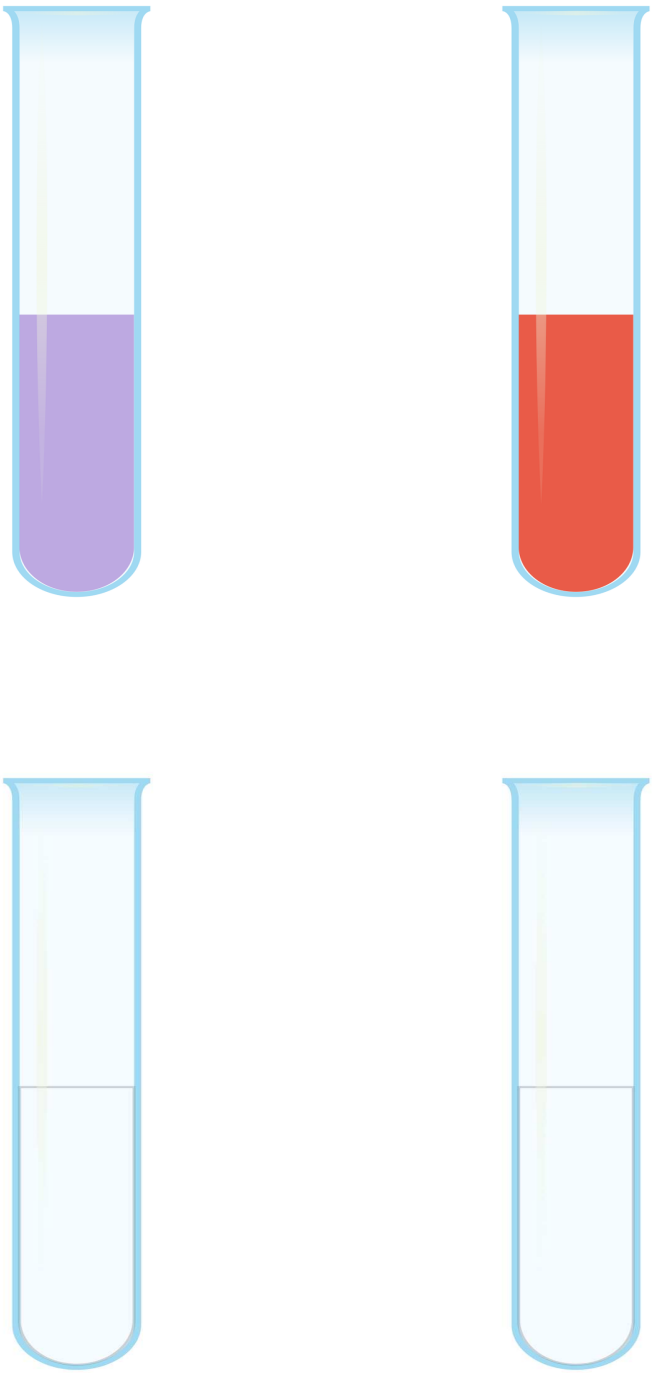
4. Obserwuj zachodzące zmiany.

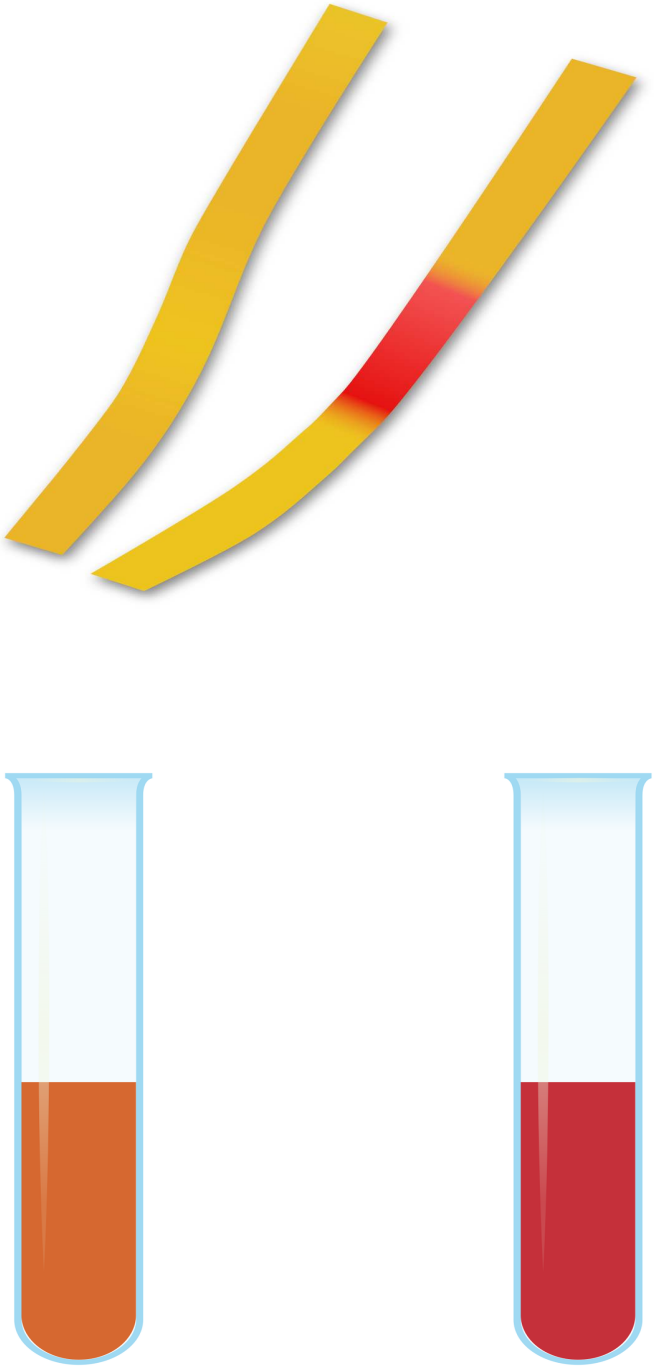
Podsumowanie

Wywar z czerwonej kapusty, papierek wskaźnikowy i oranż metylowy w wodzie nie zmieniają barwy, natomiast w obecności soku z cytryny (którego głównym składnikiem jest kwas cytrynowy) przyjmują barwę czerwoną. Fenoloftaleina nie zmienia barwy w środowisku kwasowym (sok z cytryny). Dlatego nie może być ona wskaźnikiem używanym do wykrywania obecności kwasów.
Wskaźnikami, które zmieniają zabarwienie w roztworach kwasów, są m.in.: wywar z czerwonej kapusty, papierek wskaźnikowy, oranż metylowy.

Barwy wskaźników w wodzie i kwasie

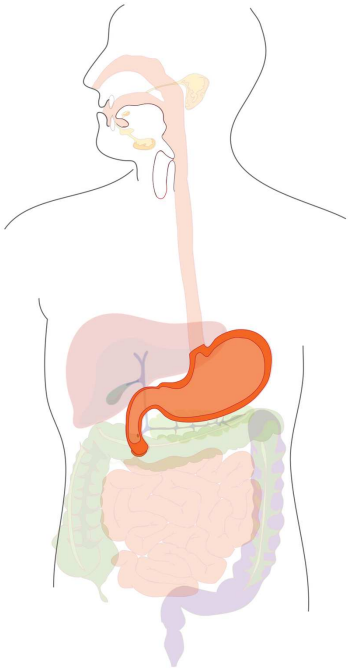
Wskaźnik	**Barwa wskaźnika**	
	w wodzie destylowanej	**w kwasie**
wywar z czerwonej kapusty	fioletowoniebieska	czerwona
uniwersalny papierek wskaźnikowy	żółta	czerwona
fenoloftaleina	bezbarwna	bezbarwna
oranż metylowy	żółtopomarańczowa	czerwona





Ciekawostka

Kwas solny jest składnikiem soku żołądkowego. Niszczy drobnoustroje chorobotwórcze, sterylizuje pokarm i pomaga w trawieniu białek. U osoby dorosłej pojemność żołądka waha się zazwyczaj od jednego do półtora dm^3 (litra). Wytwarza on co najmniej taką samą objętość soku żołądkowego na dobę. Nadmiar kwasu solnego w żołądku powoduje nadkwaśność.



2. Otrzymywanie kwasów beztlenowych

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Metoda otrzymywania chlorowodoru polegająca na spalaniu wodoru w chlorze

Nagranie rozpoczyna ujęcie zestawu laboratoryjnego do otrzymywania chlorowodoru. Składa się on z dwóch statywów na których zawieszono aparaturę szklaną. Na statywie po lewej stronie zawieszony jest zestaw do otrzymywania wodoru zakończony przezroczystą rurką. Na statywie po prawej stronie zawieszono kolbę stożkową wypełnioną żółtym gazem, której wylot zatkany został watą. Następuje zbliżenie odkorkowanej już kolby z żółtym gazem, do której demonstrator wprowadza szklane zakończenie rurki wylotowej wodoru ze znajdującą się wewnątrz miedzianą siatką. Wodór płonie, demonstrator uszczelnia wylot kolby watą i płomień słabnie, ale nie gaśnie. Następują kolejne przejścia między ujęciami, na których widać, że żółtego gazu jest w kolbie coraz mniej. Zmiana ujęcia, następuje odkorkowanie kolby i demonstrator wrzuca do kolby papierek wskaźnikowy, który spoczywając na dnie kolby zabarwia się na czerwono. Widoczne są też białe opary. Następuje zmiana ujęcia na fotografię przedstawiającą palący się wodór w kolbie z chlorem. Po prawej stronie pojawia się zapis równania H2 plus Cl2 daje w efekcie dwie cząsteczki HCl w postaci gazowej.

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy chlorowodór rozpuszcza się w wodzie?

Hipoteza

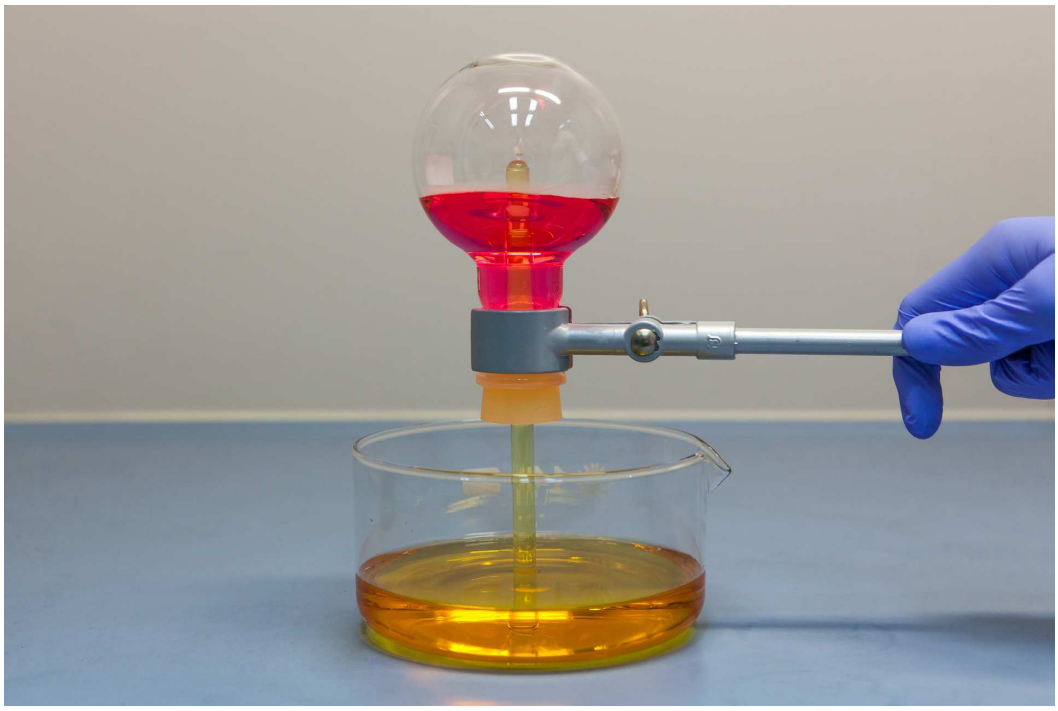
Chlorowodór rozpuszcza się w wodzie.

Co będzie potrzebne

- otrzymany wcześniej chlorowodór – np. w reakcji chlorku sodu z kwasem siarkowym(VI),
- korek z rurką odprowadzającą,
- kolba okrągłodenna,
- korek z osadzoną w niej cienką rurką szklaną.

Instrukcja

1. Kolbę z zebranym wcześniej chlorowodorem zamknij korkiem z osadzoną w nim rurką szklaną zakończoną gumowym wężykiem ze ściskaczem. Wylot rurki zanurz w krystalizatorze z wodnym roztworem oranżu metylowego i zwolnij ściskacz.
2. Obserwuj zachodzące zmiany.



Fontanna chlorowodorowa

Podsumowanie

Woda stopniowo wypełnia kolbę. Powstaje charakterystyczna fontanna zwana chlorowodorową. Oranż metylowy przyjmuje czerwone zabarwienie, co dowodzi, że w kolbie powstał kwas.

$$\mathrm{HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} HCl_{(aq)}}$$

g – oznacza występowanie substancji w stanie gazowym
aq – oznacza występowanie substancji w roztworze wodnym

Ciekawostka

Kwas solny
Kwas chlorowodorowy otrzymywano dawniej z soli kamiennej i stężonego kwasu siarkowego(VI), stąd powstała nazwa ***kwas solny***, czyli ***otrzymywany z soli***.
Rozpuszczalność chlorowodoru w 1 dm^3 wody
W temperaturze 0°C (pod ciśnieniem normalnym) w 1 dm^3 wody można rozpuścić około 505 dm^3 chlorowodoru.

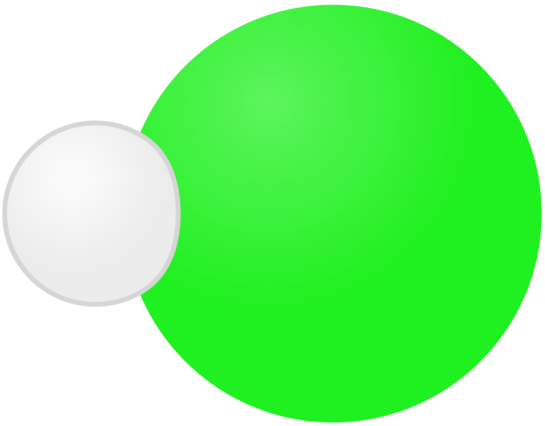
Kwasy beztlenowe otrzymuje się m.in. przez rozpuszczenie w wodzie związku chemicznego powstałego podczas reakcji wodoru z niektórymi niemetalami, np.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} HCl_{(aq)}$$

$$\text{chlorowodór} \rightarrow \text{kwas chlorowodorowy}$$

gdzie:
g – oznacza występowanie substancji w stanie gazowym,
aq – oznacza występowanie substancji w roztworze wodnym.



Siarkowodór można otrzymać w reakcji syntezy wodoru i siarki, co przedstawia równanie:

$$H_2 + S \rightarrow H_2S_{(g)}$$

$$H_2S_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H_2S_{(aq)}$$

$$\text{siarkowodór} \rightarrow \text{kwas siarkowodorowy}$$

Kwasy beztlenowe tworzą także inne pierwiastki chemiczne 17. grupy układu okresowego: fluor, brom i jod.
W nazwach kwasów beztlenowych do nazwy pierwiastka (niemetalu) dodaje się formant „**-o-**”oraz cząstkę „**-wodorowy**”.
HBr kwas bromo**wodorowy**

HCl kwas chloro**wodorowy**
HI kwas jodo**wodorowy**

Wzór ogólny kwasów ma postać:

$$H_nR$$

gdzie:
n – liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu,
R – reszta kwasowa (dla kwasów beztlenowych są to atomy niemetalu).

Kwasy to związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z atomów wodoru i reszty kwasowej. W cząsteczkach kwasów beztlenowych atomy wodoru łączą się bezpośrednio z atomem niemetalu.

nazwa kwasu	wzór sumaryczny	wartościowość reszty kwasowej	wzór strukturalny	wzór reszty kwasowej
kwas siarkowodorowy	H_2S	II		
kwas fluorowodorowy	HF	I	H – F	– F
kwas chlorowodorowy	HCl	I	H – Cl	– Cl
kwas bromowodorowy	HBr	I	H – Br	– Br
kwas jodowodorowy	HI	I	H – I	– I

3. Właściwości kwasów beztlenowych

Chlorowodór jest bezbarwnym gazem o ostrym, duszącym zapachu. Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Wodny roztwór chlorowodoru nazywamy kwasem chlorowodorowym lub solnym.

Doświadczenie 3

Podczas pracy ze stężonym kwasem solnym należy zachować szczególną ostrożność, założyć okulary ochronne i rękawiczki. Doświadczenie najlepiej przeprowadzać pod wyciągiem.

Problem badawczy

Jakie charakterystyczne właściwości ma stężony kwas solny?

Hipoteza

Stężony kwas solny ma nieprzyjemny zapach oraz zwęgla papier i tkaninę.

Co będzie potrzebne

- stężony kwas solny,
- zlewka,
- dwie szalki Petriego,
- papier (bibuła),
- kawałki tkanin,
- pipeta lub wkraplacz.

Instrukcja

1. Ostrożnie odkręć butlę ze stężonym kwasem solnym i niewielką jego ilość nalej do zlewki. Obserwuj zachodzące zmiany.

2. Na szalkach Petriego umieść papier i kawałki tkanin.

3. Za pomocą pipety nanieś na badane materiały po kilka kropli stężonego kwasu solnego.

4. Pozostaw na kilka minut. Obserwuj zachodzące zmiany.

1) Stężony kwas solny; 2) Działanie stężonego kwasu solnego na papier; 3) Działanie stężonego kwasu solnego na tkaniny

Podsumowanie

Kwas solny jest bezbarwną cieczą, o charakterystycznym drażniącym zapachu. Jeżeli naczynie ze stężonym kwasem solnym pozostawimy otwarte, ulatniający się chlorowodór, reagując z wilgocią zawartą w powietrzu, utworzy „mgłę". Gaz ten jest trujący. Stężony kwas solny określamy jako dymiący na powietrzu.
Stężony kwas solny nie zwęgla, ale niszczy papier i tkaninę – ma właściwości żrące.
Dlatego na opakowaniu umieszcza się piktogramy ostrzegawcze:

Ciekawostka

Siarkowodór to bezbarwny, silnie trujący gaz. Jego obecność w produktach rozkładu białka (zawierających m.in. wodór i siarkę) jest przyczyną charakterystycznego zapachu zepsutych jaj. Jest on składnikiem gazu ziemnego i gazów wulkanicznych, a jego niewielkie ilości znajdują się w niektórych wodach mineralnych. Przy bardzo wysokim stężeniu gaz ten staje się niewyczuwalny ze względu na porażenie nerwu węchowego. Niebezpieczeństwo zatrucia siarkowodorem może występować podczas prac wykonywanych w studniach, studzienkach kanalizacyjnych, szambach lub niewentylowanych korytarzach podziemnych.
Należy pamiętać, że osoba chcąca udzielić pomocy poszkodowanemu zatrutemu siarkowodorem powinna być odpowiednio zabezpieczona (przynajmniej w linę umożliwiającą wyciągnięcie jej w razie utraty przytomności).
Gazowy siarkowodór rozpuszcza się w wodzie – jego wodny roztwór nazywamy kwasem siarkowodorowym.

Zastosowanie wybranych kwasów beztlenowych

Chlorowodór wykorzystuje się jako odczynnik chemiczny, w procesie obróbki metali, do produkcji tworzyw sztucznych, cukru, sztucznego miodu, przypraw, serków homogenizowanych i twarogów.
Siarkowodór stosowany jest jako odczynnik chemiczny do wykrywania jonów niektórych metali.

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
jako odczynnik chemiczny

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
w przemyśle metalurgicznym (do czyszczenia - trawienia stali)

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
w przemyśle włókienniczym

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
do produkcji mas plastycznych i tworzyw sztucznych
(z których wytwarza się m.in. wykładziny PCV, opakowania)

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
w przemyśle spożywczym **(m.in. w cukrownictwie, w produkcji sztucznego miodu, serów homogenizowanych)**

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
do produkcji barwników organicznych

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
w przemyśle farmaceutycznym

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:
do uzdatniania wody pitnej w basenach

Kwas siarkowodorowy jest stosowany jako:
odczynnik chemiczny w analizie chemicznej

Ciekawostka

Kwas fluorowodorowy używa się do trawienia szkła (matowienia jego fragmentów). W ten sposób nanosi się na wyroby szklane napisy i wzory dekoracyjne. Metoda ta odkryta została przez Heinricha Schwanhardta w Norynberdze już w 1670 r. Fluor i **fluorowodór** są składnikami środków grzybobójczych (do impregnacji podkładów kolejowych), bakteriobójczych (w przemyśle spirytusowym) i owadobójczych.

Podsumowanie

- W cząsteczkach kwasów beztlenowych brak jest atomów tlenu, a atomy wodoru łączą się bezpośrednio z atomami niemetalu.
- Powstają w wyniku rozpuszczenia w wodzie produktu reakcji syntezy wodoru z niemetalem.
- Chlorowodór i siarkowodór są gazami trującymi. Ich wodne roztwory mają odczyn kwasowy.

Praca domowa

Polecenie 1.1

Odszukaj w karcie charakterystyki substancji kwasu solnego zwroty wskazujące rodzaj zagrożenia oraz instrukcję dotyczącą udzielania pierwszej pomocy.

Polecenie 1.2

Przedstaw w formie infografiki zastosowanie kwasu solnego.

Polecenie 1.3

Wykonaj modele cząsteczek trzech wybranych kwasów beztlenowych.

Słowniczek

chlorowodór

bezbarwny, dymiący gaz o silnie duszącej woni; cięższy od powietrza, niepalny; bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, tworząc kwas solny

fluorowodór

bezbarwna ciecz (tw 19,5°C) lub trujący gaz o silnie drażniącej woni; wywołuje stan zapalny błon śluzowych

siarkowodór

bezbarwny, silnie trujący gaz o ostrym, duszącym zapachu zgniłych (nieświeżych i długo gotowanych) jaj; jego wodny roztwór to kwas siarkowodorowy

kwas chlorowodorowy (solny)

wodny roztwór chlorowodoru

Zadania

Ćwiczenie 1

Oceń prawdziwość podanych informacji na temat kwasu solnego.

	Prawda	Fałsz
Kwas ten jest trującym gazem.	◯	◯
Kwas ten jest bezbarwną cieczą.	◯	◯
Kwas ten ma właściwości higroskopijne.	◯	◯
Kwas ten jest nazywany kwasem chlorowodorowym.	◯	◯
Kwas ten jest składnikiem soku żołądkowego ssaków.	◯	◯
Stężony roztwór tego kwasu ma właściwości żrące.	◯	◯

Ćwiczenie 2

Połącz w pary nazwy kwasów beztlenowych z ich wzorami.

kwas solny	HBr
kwas bromowodorowy	HF
kwas siarkowodorowy	$\mathrm{H_2S}$
kwas jodowodorowy	HI
kwas fluorowodorowy	HCl

Ćwiczenie 3

Oceń prawdziwość podanych informacji na temat kwasu siarkowodorowego.

	Prawda	Fałsz
Kwas ten jest gazem o zapachu zgniłych jaj.	◯	◯
Kwas ten jest bezbarwną cieczą.	◯	◯
Kwas ten łatwo rozpuszcza się w wodzie, tworząc siarkowodór.	◯	◯
Kwas ten jest składnikiem wody królewskiej.	◯	◯
Kwas ten barwi fenoloftaleinę na kolor czerwony.	◯	◯

Uzupełnij luki poprzez przeciągnięcie elementów we właściwe miejsca tak, aby otrzymać modele cząsteczek związków o podanych nazwach.

Ćwiczenie 4.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DT1nDfP1M

Ćwiczenie 5

Przyporządkuj informacje przeciągnij pasujące elementy do odpowiedniej kategorii.

Kwas chlorowodorowy jest stosowany:

Kwas siarkowodorowy jest stosowany:

- w przemyśle włókienniczym
- jako składnik niektórych mineralnych wód leczniczych
- do produkcji mas plastycznych i tworzyw sztucznych (PCV)
- do uzdatniania wody pitnej i w basenach
- w przemyśle spożywczym (m.in. w cukrownictwie)
- jako odczynnik chemiczny
- do produkcji barwników organicznych
- jako odczynnik chemiczny w analizie chemicznej
- w przemyśle farmaceutycznym
- w przemyśle metalurgicznym (do czyszczenia – trawienia stali)

Ćwiczenie 6

Kwasy tlenowe – otrzymywanie i budowa

Czy nie zastanawiało cię, dlaczego woda gazowana ma lekko kwaśny smak? Zamieszczona na etykiecie takiej wody informacja „nasycona dwutlenkiem węgla" podpowiada nam, co się stało po wprowadzeniu tej substancji do wody.

Woda mineralna zawiera w sobie rozpuszczony dwutlenek węgla – to wiedzą chyba wszyscy. Dlaczego jednak, skoro tlenek węgla(IV) jest gazem bezwonnym i bez smaku, gazowana woda mineralna smakuje inaczej niż niegazowana? Odpowiedź na to pytanie wymaga przyjrzenia się temu, co dzieje się z gazem po rozpuszczeniu

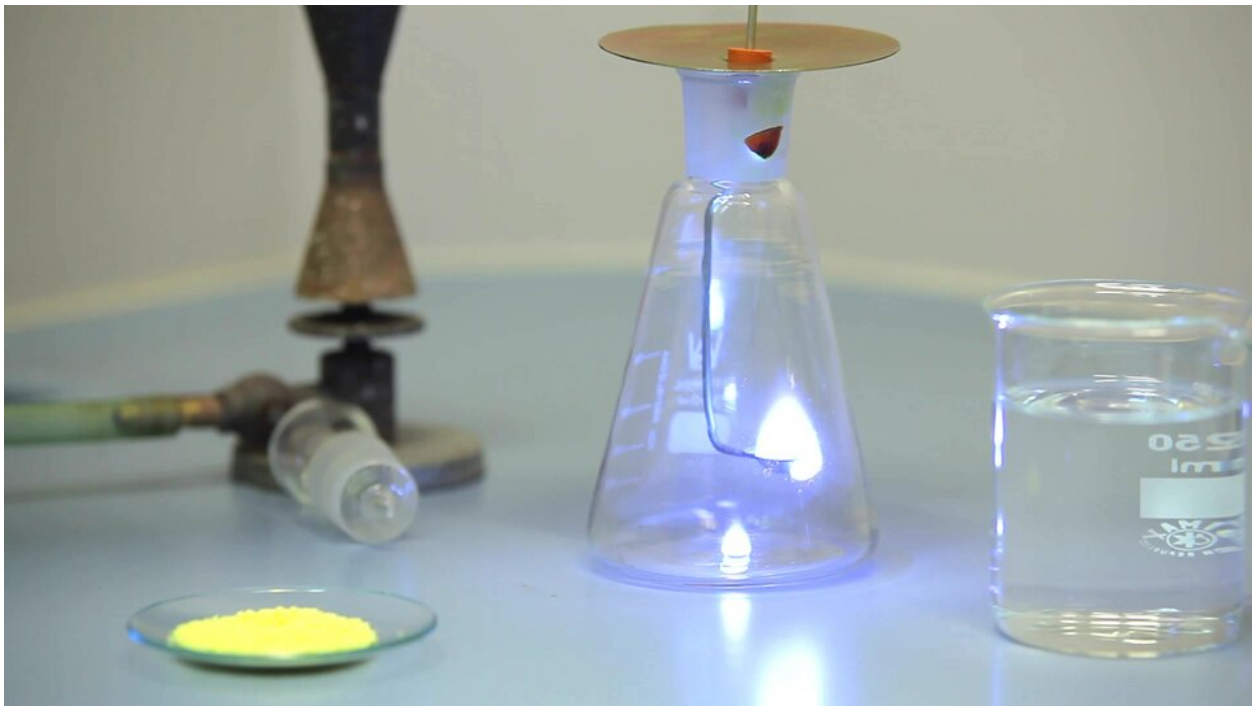
Już wiesz

- w jaki sposób otrzymuje się kwasy beztlenowe, jaką mają budowę, właściwości i zastosowania;
- czym są wskaźniki i jakie zabarwienie przyjmują w wodzie, kwasach i zasadach.

Nauczysz się

- zdefiniować pojęcie kwasu tlenowego;
- projektować metody otrzymywania kwasów tlenowych;
- opisywać budowę kwasów tlenowych.

1. Otrzymywanie kwasów tlenowych



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie zestawu doświadczalnego stojącego na niebieskim blacie laboratoryjnym. Licząc od lewej są to: palnik gazowy, łyżka do spalań z korkiem, zlewka z wodą, wskaźnik kwasowo-zasadowy w butelce, kolba stożkowa ze szklanym korkiem wypełniona tlenem i siarka w słoiku. Zmiana ujęcia. Demonstrator w rękawiczkach lateksowych nabiera na łyżkę do spaleń porcję siarki, zapala ją palnikiem i umieszcza w kolbie stożkowej. Siarka płonie intensywnie niebieskim płomieniem, wokół którego pojawia się dym. W kadrze pojawia się dłoń demonstratora podnosząca zlewkę z wodą. Gdy płomień przygasa, demonstrator unosi korek i nalewa do kolby nieco wody. Zmiana ujęcia, pokazane zostaje potrząsanie zakorkowanej kolby stożkowej z gazem i wodą. Kolejna zmiana ujęcia, demonstrator nabiera z małej zlewki pipetą pomarańczowy płyn wskaźnikowy i wkrapla go do otwartej kolby. Krople w zetknięciu z cieczą na dnie natychmiast zmieniają kolor na czerwony. Zmiana ujęcia na zbliżenie kolbki. Kamera przesuwa się od otwartej szyjki w stronę dolnej części, aby skoncentrować się na zawartości, czyli niewielkiej ilości cieczy zabarwionej czerwonym wskaźnikiem.

Polecenie 1

Na podstawie filmu „Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV)” zaprojektuj doświadczenie, które pozwoli otrzymać kwas fosforowy(V).

> **Wskazówka**
>
> W wyniku spalenia fosforu w tlenie powstaje tlenek fosforu(V).

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy po wprowadzeniu do wody produktu spalania fosforu czerwonego w tlenie zmieni się jej odczyn?

Hipoteza

Produkt spalania fosforu czerwonego w tlenie po wprowadzeniu do wody zmieni jej odczyn, ponieważ w wyniku jego reakcji z wodą powstanie kwas.

Co będzie potrzebne

- kolba stożkowa z zebranym wcześniej tlenem,
- łyżka do spalań z korkiem,
- zlewka,
- fosfor czerwony,
- woda,
- uniwersalny papierek wskaźnikowy,
- bagietka.

Instrukcja

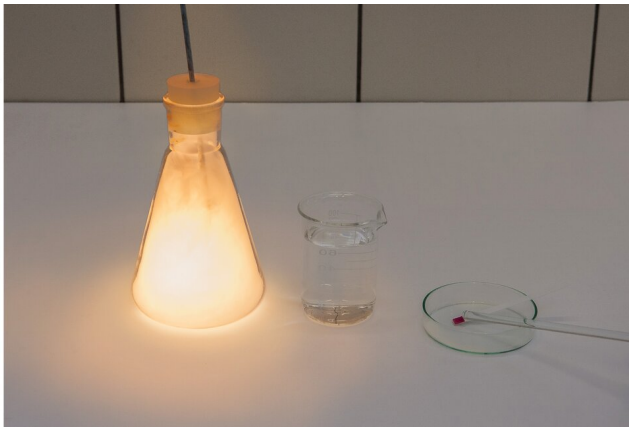
1. Na łyżce do spalań umieść niewielką ilość fosforu i zapal go w płomieniu palnika.

2. Łyżkę z zapalonym fosforem wprowadź do kolby stożkowej wypełnionej tlenem.

3. Po pewnym czasie wyjmij łyżkę z kolby, a następnie wlej do niej trochę wody i wstrząśnij.

4. Krople otrzymanego w ten sposób roztworu nanieś na wilgotny uniwersalny papierek wskaźnikowy.

5. Obserwuj zachodzące zmiany.



Podsumowanie

W wyniku reakcji spalania fosforu (fosfor tworzy cząsteczki czteroatomowe)* w tlenie otrzymujemy tlenek fosforu(V), który powstaje w postaci białych dymów.

$$\mathrm{P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}}$$

$$\mathrm{fosfor + tlen \rightarrow tlenek\ fosforu(V)}$$

Tlenek ten reaguje z wodą, tworząc kwas, o czym świadczy czerwona barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

$$\mathrm{P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4}$$

$$\mathrm{tlenek\ fosforu(V) + woda \rightarrow kwas\ fosforowy(V)}$$

Kwasy tlenowe otrzymuje się m.in. w wyniku reakcji tlenku niemetalu z wodą:

$$\mathrm{tlenek\ niemetalu + woda \rightarrow kwas\ tlenowy}$$

np.

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$\text{tlenek siarki(VI)} + \text{woda} \rightarrow \text{kwas siarkowy(VI)}$$

Rzymska cyfra podawana w nawiasie po nazwie kwasu tlenowego informuje o wartościowości niemetalu, od którego kwas bierze swą nazwę – **kwas siarkowy(VI)**.

*Tlenek siarki(VI) powstaje w wyniku reakcji tlenku siarki(IV) z tlenem w obecności katalizatora (substancji, która przyspiesza reakcję chemiczną, sama nie ulegając w niej trwałym przemianom)

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{katalizator}} 2SO_3$$

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

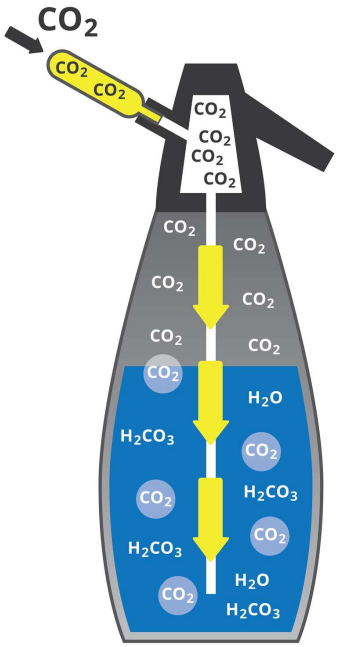
$$\text{tlenek azotu(V)} + \text{woda} \rightarrow \text{kwas azotowy(V)}$$

Zapamiętaj!

Niektóre tlenki niemetali nie reagują z wodą. Reakcji takiej nie ulegają np.: N_2O, NO, CO, SiO_2.

Ciekawostka

Wody gazowane otrzymuje się przez wprowadzenie pod ciśnieniem tlenku węgla(IV) do wody, w wyniku czego powstaje kwas węglowy, a napój nabiera lekko kwaśnego, orzeźwiającego smaku. Kwas węglowy jest bardzo nietrwały i szybko ulega rozkładowi na wodę i tlenek węgla(IV). Tak też się dzieje po otwarciu butelki z wodą gazowaną.



Syfon – urządzenie do wytwarzania wody sodowej

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

$$\text{tlenek węgla(IV)} + \text{woda} \rightarrow \text{kwas węglowy}$$

2. Budowa kwasów tlenowych

Nazwy kwasów tlenowych tworzymy, dodając do wyrazu kwas formę przymiotnikową nazwy niemetalu wchodzącego w skład reszty kwasowej (z cząstką **-owy**), a w nawiasie – wartościowość tego niemetalu.
H_2SO_3 kwas siark**owy**(IV)
H_2SO_4 kwas siark**owy**(VI)

Jeżeli niemetal, jak np. węgiel, tworzy tylko jeden kwas tlenowy, wówczas w jego nazwie kwasu nie podaje się wartościowości. Dlatego kwas o wzorze H_2CO_3 ma nazwę „kwas węglowy".

Wzór ogólny kwasów ma postać:

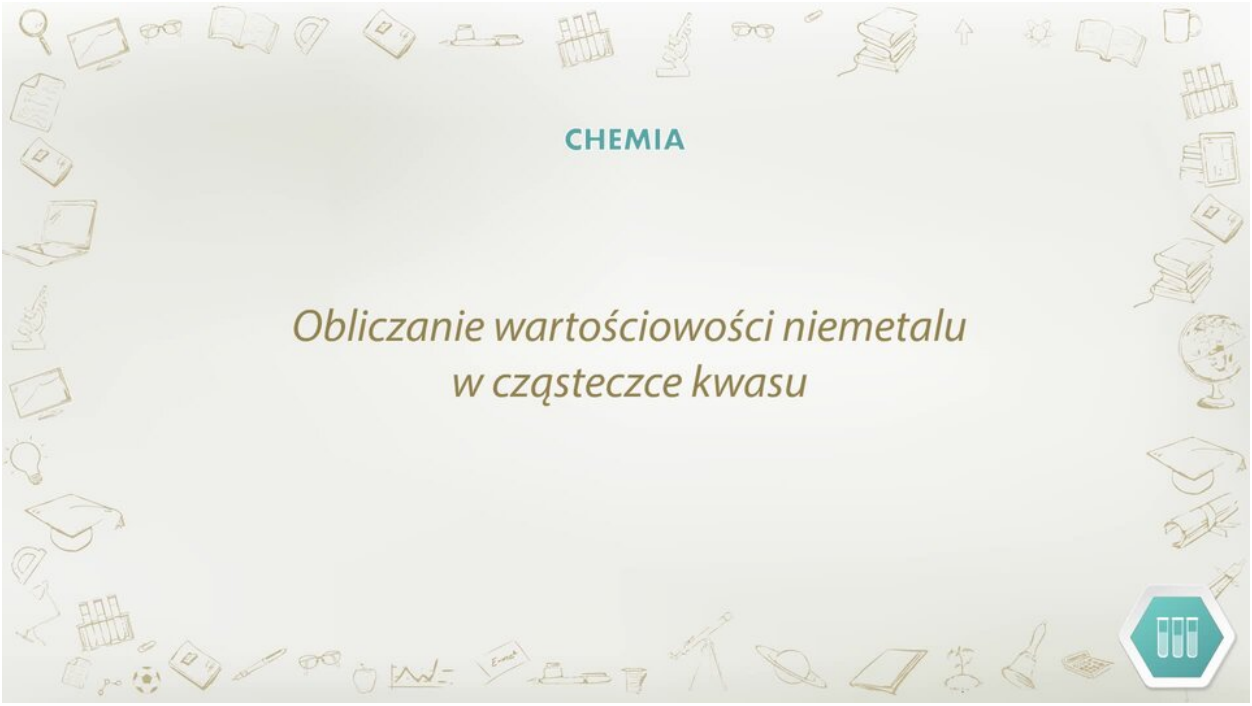
$$H_nR$$

gdzie:
R – reszta kwasowa (reszta kwasowa zbudowana jest z atomu lub atomów niemetalu i atomów tlenu),
n – liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu (wartościowość reszty kwasowej).

Nazwa kwasu	Wzór sumaryczny	Wartościowość reszty kwasowej	Wzór strukturalny	Wzór reszty kwasowej	Model cząsteczki
kwas azotowy(III)	HNO_2	I	$H-O-N=O$	$-NO_2$	
kwas azotowy(V)	HNO_3	I	$H-O-N(=O)=O$	$-NO_3$	
kwas fosforowy(V)	H_3PO_4	III	$H-O-P(=O)(-O-H)-O-H$	$\equiv PO_4$	
kwas siarkowy(IV)	H_2SO_3	II	$H-O-S(=O)-O-H$	$=SO_3$	
kwas siarkowy(VI)	H_2SO_4	II	$H-O-S(=O)_2-O-H$	$=SO_4$	
kwas węglowy	H_2CO_3	II	$H-O-C(=O)-O-H$	$=CO_3$	

Kwasy tlenowe

*__Tlenek kwasowy__ – (bezwodnik kwasowy) najczęściej tlenek niemetalu, który w reakcji z wodą tworzy kwas.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna plansza z napisem w górnej części Obliczanie wartościowości fosforu w cząsteczce kwasu o wzorze H3PO4. Centralną część pustej planszy zajmuje ten sam wzór napisany dużym krojem. Nad literą P pojawia się znak zapytania, nad literą H rzymska cyfra jeden, a nad literą O rzymska cyfra dwa. Wokół końcowej części wzoru O4 i cyfry oznaczającej wartościowość tlenu pojawia się niebieska ramka. Pod wzorem pojawia się czarna liczba cztery, do której prowadzi strzałka z komentarzem Liczba atomów tlenu. Obok pojawia się znak mnożenia i niebieska liczba dwa ze strzałką komentarzem Wartościowość tlenu. Liczby znikają i jasnoczerwona ramka pojawia wokół początkowej części wzoru H3 i cyfry oznaczającej wartościowość wodoru. Pod wzorem pojawia się czarna liczba trzy ze strzałką i komentarzem Liczba atomów wodoru. Obok pojawia się znak mnożenia i czerwona liczba jeden ze strzałką komentarzem Wartościowość wodoru. Zapis obliczeń znika i zmniejszonej wersji pojawia się w lewym dolnym rogu planszy. W prawym dolnym rogu pojawiają się analogiczne obliczenia dla tlenu. W górnej części planszy pojawia się symbol fosforu, czyli litera P, nad którą znajduje się znak zapytania. W indeksie dolnym fosforu pojawia się równanie osiem minus trzy równa się pięć. Znak zapytania nad symbolem fosforu we wzorze kwasu fosforowego zostaje zastąpiony rzymską cyfrą pięć. Wszystkie zapisy poza wzorem kwasu znikają, a pod wzorem pojawia się napis Kwas fosforowy pięć.

Podsumowanie

- Kwasy tlenowe powstają w wyniku reakcji niektórych tlenków niemetali z wodą.
- Nazwy kwasów tlenowych tworzy się, dodając do wyrazu **kwas** nazwę niemetalu wchodzącego w skład tego kwasu z cząstką **-owy**. W nawiasie podaje się wartościowość tego niemetalu (jeżeli może on tworzyć kilka kwasów).
- Wartościowość reszty kwasowej jest równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce tego kwasu.

Praca domowa

Polecenie 2.1

Odszukaj w karcie charakterystyki kwasu siarkowego(VI) i azotowego(V) punkty: 2. Identyfikacja zagrożeń i 4. Środki pierwszej pomocy.

Polecenie 2.2

Oblicz wartościowość fosforu w cząsteczce kwasu o wzorze $\mathrm{H_3PO_3}$ i podaj jego nazwę.

Polecenie 2.3

Używając dowolnej techniki, wykonaj modele cząsteczek trzech wybranych kwasów tlenowych. Rezultaty pracy zaprezentuj na forum klasy.

Słowniczek

kwas

związek chemiczny, którego cząsteczki są zbudowane z jednego atomu lub większej liczby atomów wodoru i reszty kwasowej

kwas tlenowy

związek chemiczny, którego cząsteczki zbudowane są z jednego atomu lub większej liczby atomów wodoru i reszty kwasowej zawierającej atom(y) tlenu

Zadania

Ćwiczenie 1

Oceń prawdziwość podanych informacji.

	Prawda	Fałsz
W wyniku reakcji każdego tlenku metalu z wodą powstaje kwas tlenowy.	◯	◯
W wyniku reakcji tlenku azotu(V) z wodą powstaje kwas azotowy(V).	◯	◯
Kwas chlorowodorowy to kwas tlenowy.	◯	◯
W wyniku reakcji tlenku węgla(II) z wodą powstaje kwas węglowy.	◯	◯
W nazwie kwasu węglowego nie podaje się wartościowości węgla.	◯	◯

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Wskaż prawidłową wartościowość boru wchodzącego w skład cząsteczki kwasu o wzorze H_3BO_3.

- ◯ IV
- ◯ III
- ◯ I
- ◯ V
- ◯ II

Ćwiczenie 4

Uporządkuj wzory kwasów tlenowych według wzrastającej wartościowości niemetalu, od którego pochodzą.

- H_2SO_3
- HNO_2
- HNO_3
- H_2SO_4
- $HClO$

Uzupełnij luki poprzez przeciągnięcie elementów tak, aby otrzymać model cząsteczki kwasu siarkowego(VI) i kwasu siarkowego(IV).

Ćwiczenie 5.1

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/Dg4B89Y1G

Ćwiczenie 6

Związek o wzorze HNO_3 to

- bezwodnik kwasowy.
- tlenek azotu(III).
- kwas azotowy(V).
- kwas węglowy.
- tlenek niklu(II).
- tlenek azotu(V).
- kwas azotowy(III).
- kwas azotowy.

Kwasy tlenowe – właściwości i zastosowanie

Mówi się czasem, że jesteśmy tym co jemy i pijemy. Czy kiedykolwiek zastanawiał cię skład napojów? Jak to możliwe, że kwas fosforowy(V) jest składnikiem nie tylko płynów do odrdzewiania, ale także napojów typu cola? Jakie właściwości kwasów wpływają na ich zastosowanie w życiu codziennym?

Kwas fosforowy(V) stosowany jest jako regulator kwasowości w przemyśle spożywczym

Już wiesz

- w jaki sposób otrzymujemy kwasy i jaką mają one budowę;
- czym są wskaźniki i jakie zabarwienie przyjmują w wodzie, kwasach i zasadach.

Nauczysz się

- badać właściwości wybranych kwasów;
- stosować zasady postępowania ze stężonymi roztworami kwasów;
- wymieniać przykłady zastosowań kwasów.

1. Jakie właściwości mają kwasy tlenowe?

1.1. Kwas siarkowy(VI)

Bezwodny kwas siarkowy(VI) jest gęstą bezbarwną, oleistą cieczą. Używany powszechnie w laboratoriach stężony kwas o wzorze H_2SO_4 to jego wodny roztwór o stężeniu 98%.

W jaki sposób należy rozcieńczać niektóre stężone roztwory kwasów, np. kwas siarkowy(VI)?

> **Ważne!**
>
> Podczas rozcieńczenia należy zachować szczególną ostrożność i postępować zgodnie z popularnymi powiedzeniami:
> „Pamiętaj chemiku młody, wlewaj zawsze kwas do wody!"
> lub
> „Jeśli nie chcesz stracić swej urody, wlewaj zawsze kwas do wody!"

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie osoby demonstrującej omawiany pokaz. Kobieta ubrana jest w fartuch laboratoryjny, nosi okulary ochronne i rękawiczki gumowe. Zmiana ujęcia, następują kolejno zbliżenia pustej zlewki, menzurki z pięćdziesięcioma mililitrami przezroczystego płynu, butelki z ciemnego szkła opatrzonej etykietką, pipety o skomplikowanej budowie, termometru laboratoryjnego i szklanej bagietki do mieszania. Zmiana ujęcia, demonstrator przelewa wodę z menzurki do zlewki, po czym do tej samej zlewki wkłada termometr. Następuje zbliżenie skali termometru, słupek rtęci opada i ostatecznie wskazuje 24 stopnie Celsjusza. Zmiana ujęcia, w szerszym planie pokazane zostają zlewka z termometrem oraz stojąca obok brązowa szklana butelka. Ponownie zbliżenie zlewki i skali termometru, pojawia się pipeta i do zawartości zlewki zostaje wlane z niej kilka kropel przezroczystego płynu. Słupek rtęci w termometrze natychmiast zaczyna się podnosić i osiąga 31 stopni Celsjusza. Demonstrator miesza ostrożnie zawartość zlewki. Zmiana ujęcia, pokazany zostaje nieprawidłowy sposób mieszania, czyli wlewanie wody do kwasu. Ujęciom towarzyszy duży, migoczący znak zakazu w postaci przekreślonego czerwonego okręgu. Wlanie wody do kwasu powoduje gwałtowne zagotowanie się mieszaniny z wydzielaniem dużej ilości białych oparów. Zbliżenie termometru, słupek rtęci błyskawicznie podnosi się poza górną granicę skali, która wynosi 100 stopni Celsjusza.

Stężone roztwory wielu kwasów są substancjami żrącymi, dlatego też podczas pracy z nimi należy zachować szczególną ostrożność. Przypomnij sobie znaczenie piktogramów ostrzegawczych.

nowe						
	toksyczny	szkodliwy	żrący	niebezpieczny dla środowiska	palny	wybuchowy
stare						

Doświadczenie 1

Doświadczenie należy wykonać w rękawiczkach i okularach ochronnych pod sprawnie działającym wyciągiem.

Problem badawczy

Jakie właściwości ma stężony kwas siarkowy(VI)?

Hipoteza

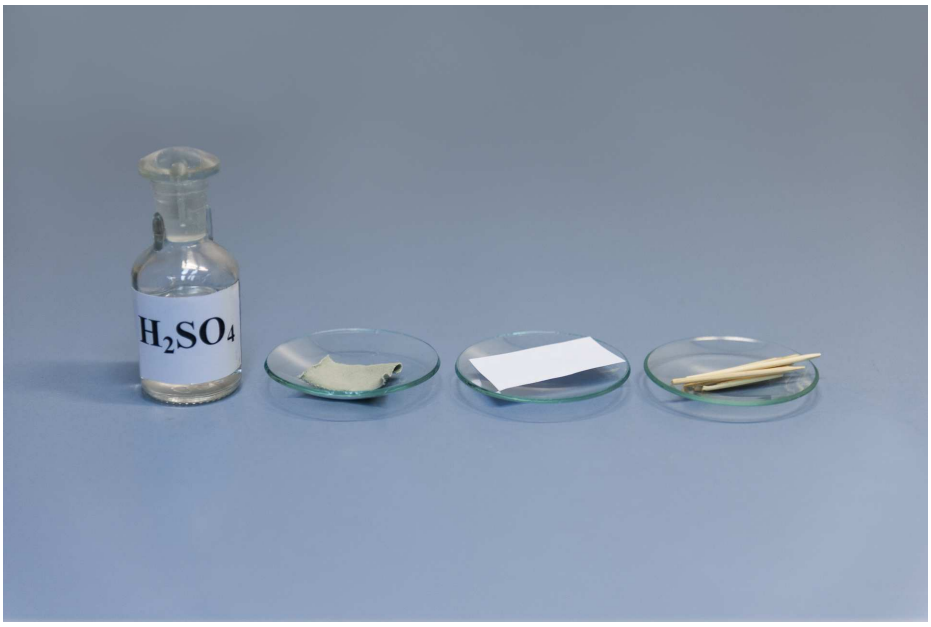
Stężony kwas siarkowy(VI) nie zmienia wyglądu tkaniny, papieru i drewna.
Stężony kwas siarkowy(VI) zmienia wygląd tkaniny, papieru i drewna.

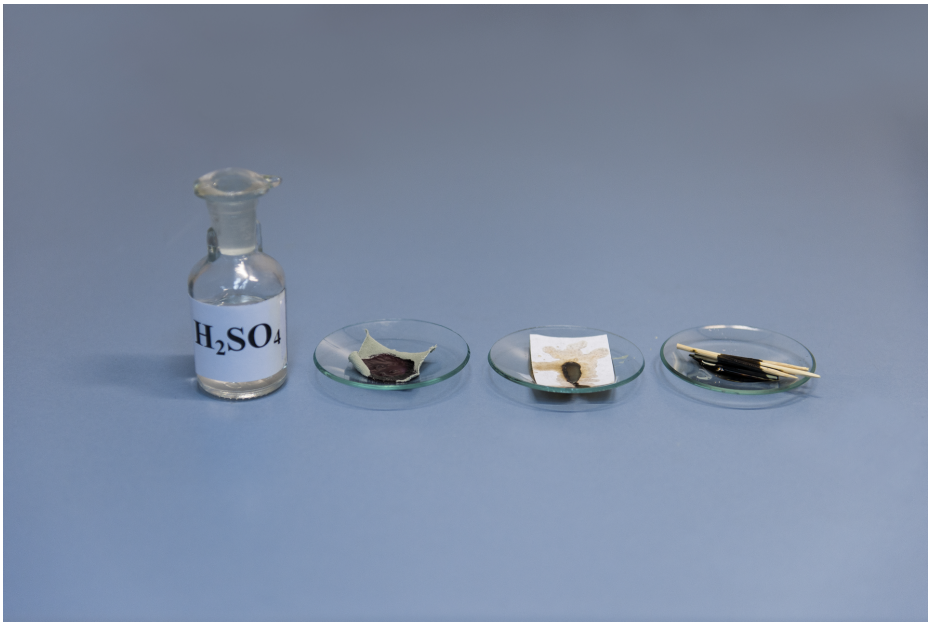
Co będzie potrzebne

- 3 szalki Petriego,
- kawałek tkaniny,
- papier i kawałek drewna,
- stężony kwas siarkowy(VI),
- pipeta.

Instrukcja

1. Na kawałki tkaniny, papieru i drewna nanieś kilka kropli stężonego kwasu siarkowego(VI).
2. Obserwuj zachodzące zmiany.





Podsumowanie

Stężony kwas siarkowy(VI) niszczy drewno, tkaninę i wypala dziurę w papierze. Kwas siarkowy(VI) jest substancją żrącą, powoduje zwęglenie substancji pochodzenia organicznego.

Ciekawostka

W wyniku rozpuszczenia tlenku siarki(VI) w stężonym kwasie siarkowym(VI) tworzy się tzw. oleum, czyli tzw. dymiący kwas siarkowy(VI). Jest bezbarwną lub brunatną oleistą cieczą, wydzielającą biały dym. Wykorzystuje się go do produkcji barwników, materiałów wybuchowych.

Jak zmieni się barwa cukru w reakcji ze stężonym kwasem siarkowym(VI)?

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie stołu laboratoryjnego z demonstratorem w tle. Na blacie leżą, licząc od lewej strony, zlewka, pipeta, krystalizator w jednej trzeciej wypełniony cukrem, porcelanowa łyżka, woda w plastikowej butelce z rurką, butelka z ciemnego szła z etykietą, na której znajduje się ostrzeżenie o żrącej zawartości oraz szklana bagietka. Zmiana ujęcia, zbliżenie napełniania małej zlewki cukrem za pomocą porcelanowej łyżki. Zmiana ujęcia, demonstrator nalewa na powierzchnię cukru nieco wody. Zmiana ujęcia, demonstrator nabiera pipetą kwasu z ciemnej butelki i przelewa go do zlewki z cukrem i wodą. Cukier natychmiast żółknie i ciemnieje, aż w końcu przybiera kolor czarny. Wtedy zawartość zlewki zaczyna kipieć i pęcznieć, aż wydostaje się poza granice zlewki w postaci zestalonego słupa zwęglonego cukru. Film kończy zestawienie dwóch ujęć przedstawiających zlewkę z cukrem przed i po reakcji.

1.2. Kwas azotowy(V)

> **Polecenie 1**
>
> Zaprojektuj doświadczenie pozwalające zbadać właściwości kwasu azotowego(V). Pamiętaj, aby w opisie umieścić informacje o zachowaniu środków ostrożności.
>
> > **Wskazówka**
> >
> > Do doświadczenia użyj kawałka papieru, tkaniny i drewna.

Stężony kwas azotowy(V) to wodny roztwór tego kwasu o wzorze HNO_3 o stężeniu ok. 68%. Ma ostrym, nieprzyjemnym zapachu i właściwości żrące.

Doświadczenie 2

Doświadczenie należy wykonać w rękawiczkach i okularach ochronnych pod sprawnie działającym wyciągiem.

Problem badawczy

Jakie właściwości ma stężony kwas azotowy(V)?

Hipoteza

Stężony kwas azotowy(V) nie zmienia wyglądu białego sera, ptasiego pióra i owczej wełny.
Stężony kwas azotowy(V) zmienia wygląd białego sera, ptasiego pióra i owczej wełny.

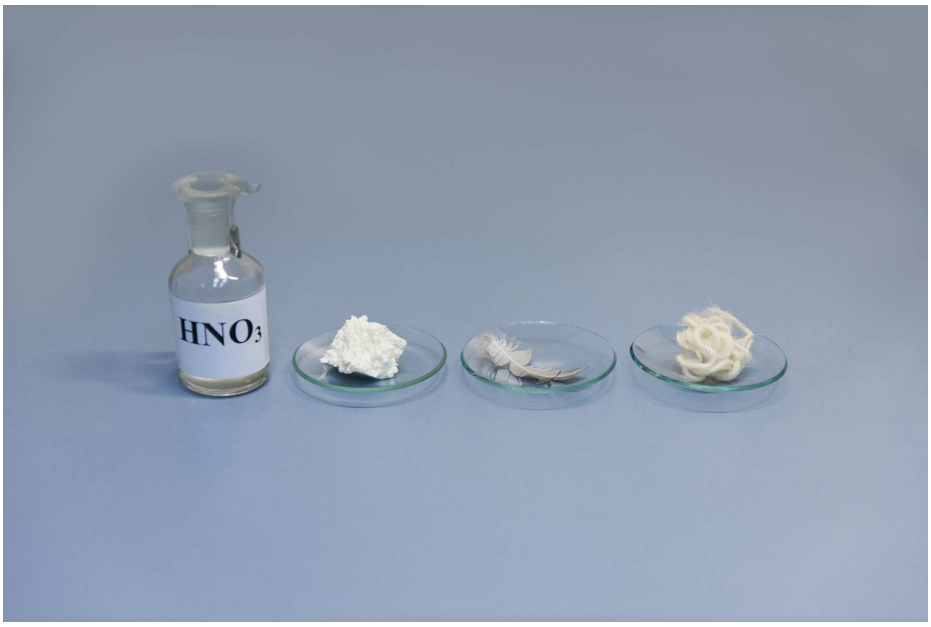
Co będzie potrzebne

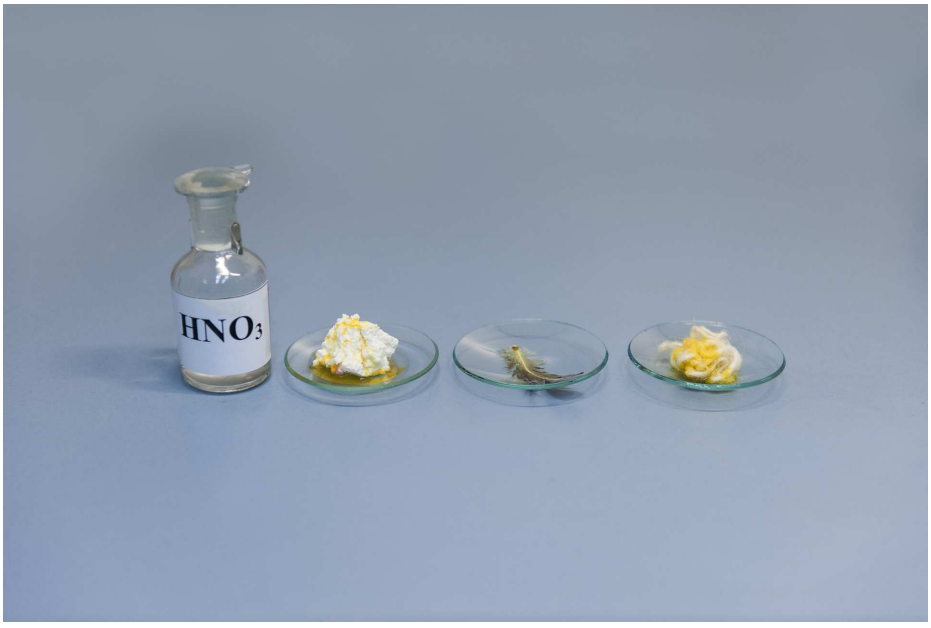
- 3 szalki Petriego,
- kawałek białego sera,
- pióro ptasie,
- kawałek owczej wełny,
- stężony kwas azotowy(V),
- pipeta.

Instrukcja

1. Na kawałki białego sera, ptasiego pióra i owczej wełny nanieś kilka kropli stężonego kwasu azotowego(V).

2. Obserwuj zachodzące zmiany.





Podsumowanie

Stężony kwas azotowy(V) w zetknięciu z produktami zawierającymi białko powoduje powstanie żółtego zabarwienia. Reakcja ta, zwana ksantoproteinową, jest charakterystyczna dla białek.

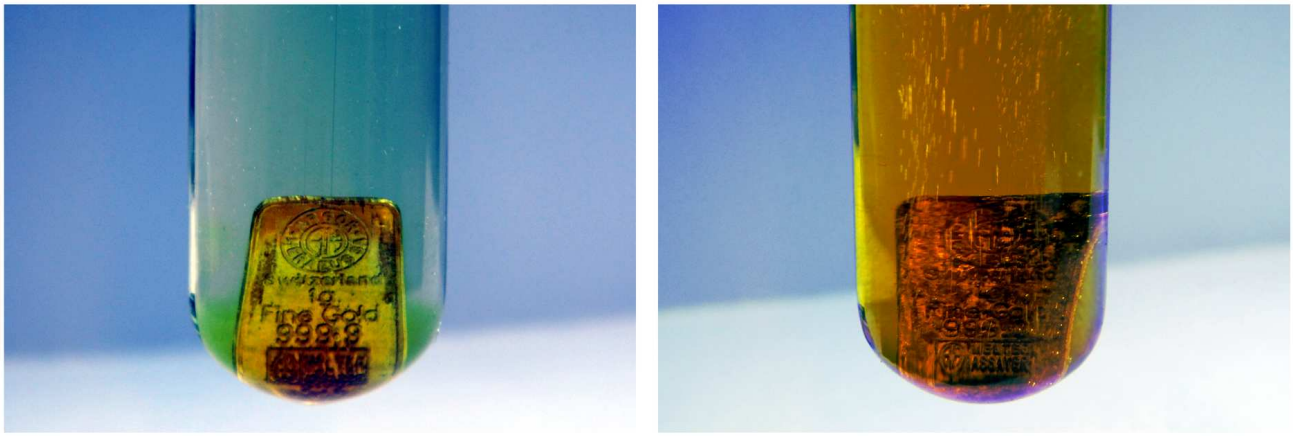
Kwas azotowy(V) jest bezbarwną cieczą dobrze rozpuszczalną w wodzie. Reaguje z większością metali, m.in. z miedzią i srebrem, jego działaniu nie ulegają ani złoto, ani platyna.

Ciekawostka

Ignacy Mościcki był wybitnym polskim chemikiem oraz prezydentem Rzeczpospolitej Polskiej. Naśladując zachodzącą podczas burzy przemianę azotu atmosferycznego w związki azotowe, Ignacy Mościcki opracował proces przemysłowej syntezy kwasu azotowego(V) i otrzymywania z niego składnika stanowiącego nawozy azotowe. Technologię tę wykorzystano w 1908 r. w Szwajcarii. Dwa lata później w Polsce w zakładzie zaprojektowanym, wybudowanym i uruchomionym przez Mościckiego wyprodukowano pierwszą cysternę kwasu azotowego(V).

Ciekawostka

Mieszanina trzech objętości stężonego kwasu solnego i jednej objętości stężonego kwasu azotowego(V) to tzw. woda królewska. Rozpuszcza (roztwarza) nawet metale szlachetne, w tym złoto (kojarzone z władzą królewską – stąd nazwa tej mieszaniny).
Po przyznaniu w 1935 r. Carlowi von Ossietzky'emu (czyt. karl fon osieckiemu), znanemu z niechęci do nazistów, Pokojowej Nagrody Nobla Rząd III Rzeszy zakazał wszystkim Niemcom przyjmowania tego odznaczenia. Z tego powodu dwaj niemieccy fizycy (Max von Laue (czyt. maks fon laun) i James Franck (czyt. dżejms frank) przekazali swoje medale Nielsowi Bohrowi (czyt. nielsowi borowi). Gdy w kwietniu 1940 r. wojska niemieckie zajęły Kopenhagę, węgierski chemik George de Hevesy (czyt. dżordż di hivisy) roztworzył złote medale w wodzie królewskiej. Po wojnie odzyskał ukryte w wodzie królewskiej złoto i oddał je Królewskiej Szwedzkiej Akademii Nauk, która wyprodukowała nowe medale i przekazała je właścicielom.



Roztwarzanie złota w wodzie królewskiej

1.3. Kwas fosforowy(V)

Czysty kwas fosforowy(V) jest w temperaturze pokojowej substancją stałą (w postaci kryształów). Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, ma właściwości silnie higroskopijne. Handlowy, stężony roztwór zawiera ok. 85–90% H_3PO_4.

Doświadczenie 3

Problem badawczy

Jakie właściwości ma stężony kwas fosforowy(V)?

Hipoteza

Stężony kwas fosforowy(V) nie zmienia wyglądu papieru, tkaniny i zardzewiałego gwoździa.
Stężony kwas fosforowy(V) zmienia wygląd papieru, tkaniny i zardzewiałego gwoździa.

Co będzie potrzebne

- 2 szalki Petriego,
- probówka,
- zardzewiały gwóźdź,
- kawałek tkaniny i papieru,
- kwas fosforowy(V),
- pipeta.

Instrukcja

I.

a. Na umieszczone w szalkach Petriego kawałki tkaniny i papieru nanieś kilka kropli roztworu kwasu fosforowego(V). Pozostaw na kilka minut.

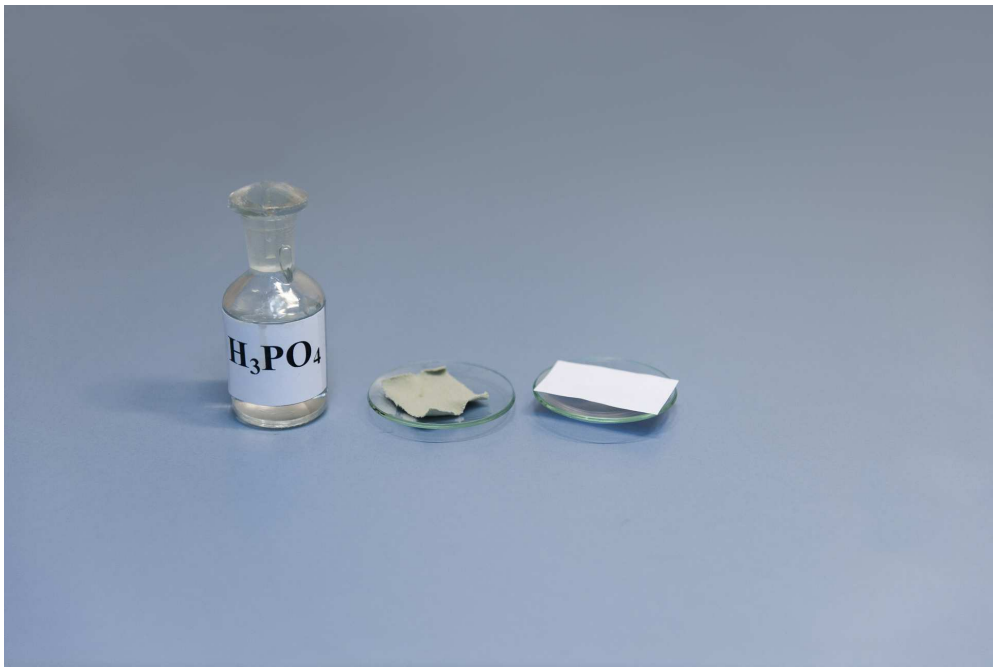
b. Obserwuj zachodzące zmiany.

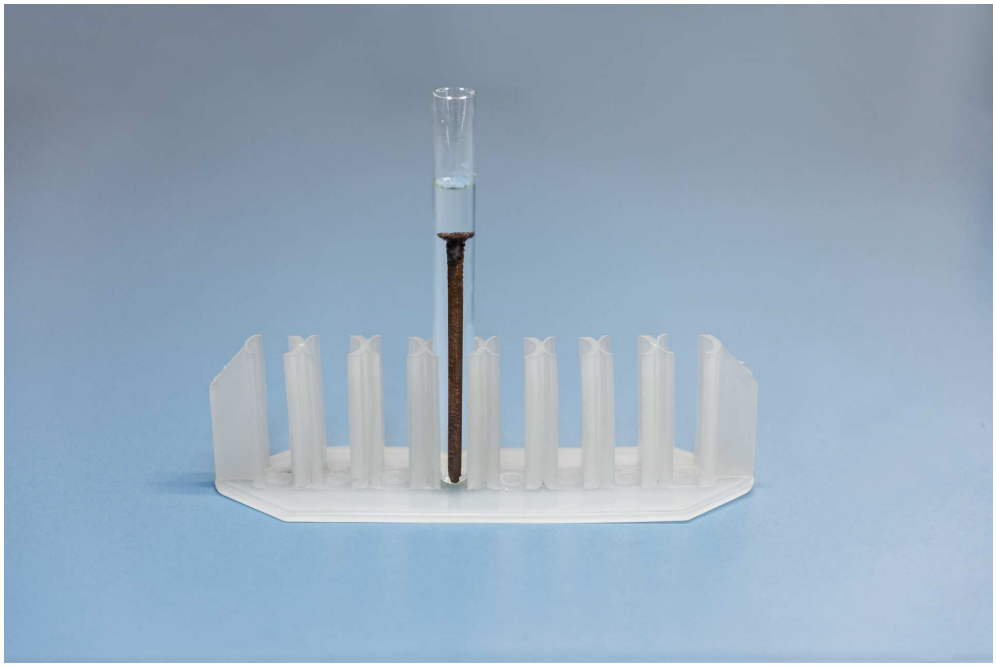
II.

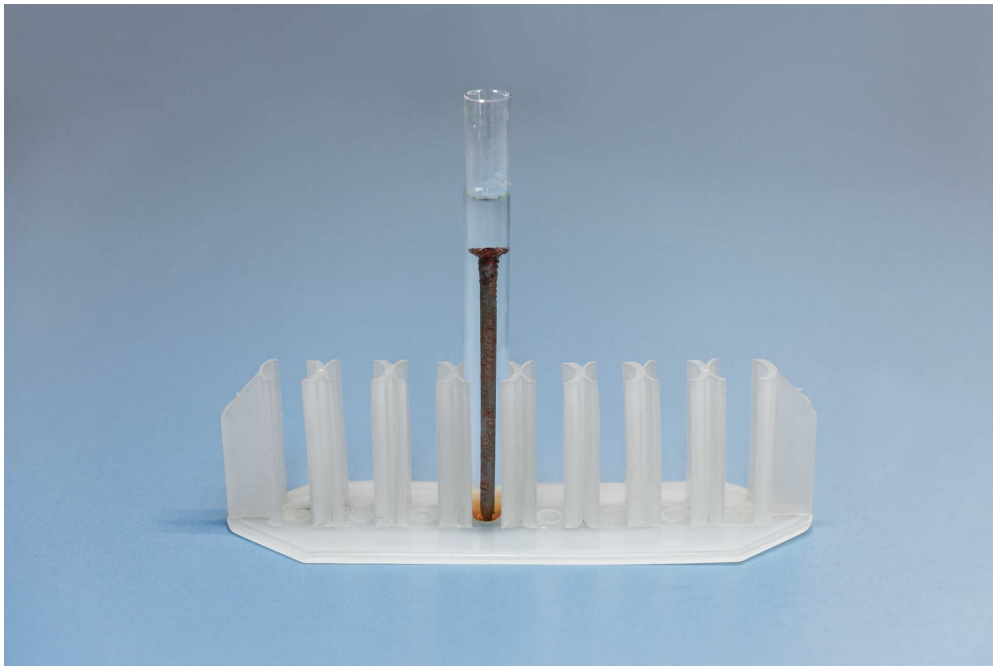
a. W probówce z kwasem fosforowym(V) umieść zardzewiały gwóźdź i pozostaw na kilka dni.

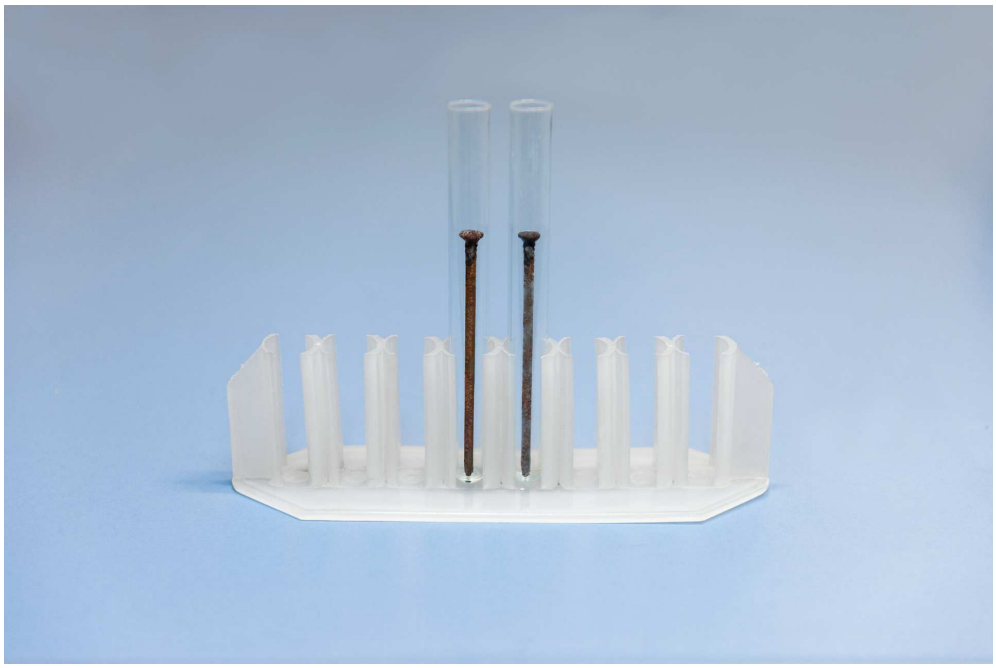
b. Obserwuj zachodzące zmiany.

Właściwości kwasu fosforowego(V)









Podsumowanie

Kwas fosforowy(V) niszczy papier w znacznym stopniu, natomiast na tkaninie nie powoduje zmian. Ilość rdzy na powierzchni gwoździa pozostawionego na kilka dni w roztworze kwasu ulega zmniejszeniu . Kwas fosforowy(V) roztwarza rdzę.

2. Czy właściwości kwasów tlenowych wpływają na ich zastosowanie?

Kwas siarkowy(VI) ze względu na swoje właściwości higroskopijne służy np. w laboratorium do osuszania badanych substancji. Jego 33-procentowy roztwór jest stosowany w akumulatorach jako elektrolit, który pozwala na zamianę energii chemicznej w elektryczną.

Kwas azotowy(V) jest ważnym surowcem stosowanym w przemyśle chemicznym, m.in. do producji nawozów, materiałów wybuchowych i leków nasercowych.

Kwasy tlenowe to nie tylko omawiane kwasy nieorganiczne, ale także spotykane w życiu codziennym kwasy organiczne: szczawiowy, cytrynowy, mlekowy, octowy. Są one składnikami wielu produktów spożywczych.

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie składa się z pokazu slajdów. Pierwsze zdjęcie, opatrzone napisem Kwas siarkowy sześć przedstawia wnętrze laboratorium chemicznego i pracujących w nim kobietę i mężczyznę w fartuchach i okularach ochronnych. Drugie zdjęcie przedstawia rozpuszczalne kapsułki do prania z zielonym płynem w środku. Trzecie zdjęcie przedstawia z bliska białą tabletkę z nacięciem ułatwiającym przekrawanie jej na pół. Czwarte zdjęcie przedstawia bele ozdobnych i różnobarwnych materiałów ułożonych obok siebie. Piąte zdjęcie przedstawia plastikowe pojemniki w formie worków z uchwytami stojących w otoczeniu drzew i trawy. Następuje zmiana podpisu na Kwas siarkowy cztery. Szósta ilustracja zawiera dwa sąsiadujące zdjęcia przedstawiające pomięte białe prześcieradło oraz ryzę papieru. Siódme zdjęcie przedstawia liczne rzędy drewnianych beczek z metalowymi wzmocnieniami. Następuje zmiana podpisu na Kwas azotowy pięć. Ósma ilustracja zawiera dwa sąsiadujące zdjęcia przedstawiające laski materiałów wybuchowych oraz butelkę oleistego płynu, nitrogliceryny. Dziewiąta ilustracja zawiera dwa sąsiadujące zdjęcia przedstawiające butelkę oleistego płynu, nitrogliceryny oraz nitroglicerynę w postaci leku w spreju aplikowaną osobom chorym na serce. Dziesiąte zdjęcie przedstawia jaskrawe barwniki składowane obok siebie w plastikowych miednicach. Jedenaste zdjęcie przedstawia nawozy sztuczne w plastikowych workach leżące na trawniku. Następuje zmiana podpisu na Kwas fosforowy pięć. Zdjęcie dwunaste przedstawia różnokolorowe napoje z lodem w pięciu szklankach o nie różnych kształtach. Zdjęcie trzynaste przedstawia ułożone obok siebie w sklepowym segregatorze niebiesko żółte puszki popularnego środka smarującego i wypierającego wodę. Zdjęcie czternaste przedstawia nawozy sztuczne w plastikowych workach leżące na trawniku.

Podsumowanie

- Stężone kwasy – kwas siarkowy(VI) i azotowy(V) – to substancje silnie żrące. Podczas ich rozcieńczania należy dolewać kwasu do wody.
- Stężony kwas siarkowy(VI) ma właściwości higroskopijne.
- Stężony kwas azotowy(V) służy do wykrywania substancji zawierających białko (reakcja ksantoproteinowa).

Praca domowa

Polecenie 2.1

Wykonaj plakat obrazujący sposób rozcieńczania stężonych kwasów, uwzględnij potencjalne zagrożenia. Rezultaty pracy pokaż nauczycielowi.

Polecenie 2.2

Porównaj właściwości kwasów tlenowych i beztlenowych. Wynik zestaw w tabeli.

Polecenie 2.3

Zaproponuj doświadczenie umożliwiające wykrycie substancji zawierających białko.

Słowniczek

reakcja ksantoproteinowa

charakterystyczna reakcja niektórych białek ze stężonym kwasem azotowym(V), w wyniku której powstaje żółte zabarwienie

Zadania

Ćwiczenie 1

Oceń prawdziwość podanych informacji.

	Prawda	Fałsz
Stężony kwas azotowy(V) niszczy drewno, papier i tkaninę.	◯	◯
Stężony kwas siarkowy(VI) zwęgla drewno, tkaninę i wypala dziurę w papierze.	◯	◯
Stężony kwas fosforowy(V) zwęgla drewno, tkaninę i wypala dziurę w papierze.	◯	◯
Kwas węglowy zwęgla drewno, tkaninę i wypala dziurę w papierze.	◯	◯

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Dokończ poniższy tekst.
Pewien stężony kwas w zetknięciu z produktami zawierającymi białko powoduje powstanie żółtego zabarwienia. Reakcja ta zwana ksantoproteinową jest charakterystyczna dla białek i kwasu

- ◯ siarkowego(IV).
- ◯ solnego.
- ◯ azotowego(V).
- ◯ siarkowego(VI).
- ◯ azotowego(III).

Ćwiczenie 4

Ćwiczenie 5

Przeciągnij odpowiednie elementy w wolne miejsca tak, aby poprawnie uzupełnić zdania opisujące rozcieńczanie kwasu siarkowego(VI).

Rozcieńczanie kwasu siarkowego(VI) należy przeprowadzać [ ]. Do zlewki wlewamy [ ] i dodajemy kilka kropli [ ]. Wydziela się przy tym znaczna ilość [ ] – proces ten jest silnie [ ]. Rozcieńczanie stężonego kwasu należy prowadzić tak, by [ ] wlewać do [ ].

wody | endoenergetyczny | egzoenergetyczny | kwas | bez zachowania specjalnych środków ostrożności | w fartuchu, rękawicach i okularach ochronnych | stężonego kwasu | wodę | ciepła | światła

Ćwiczenie 6

Dysocjacja elektrolityczna kwasów

W 1903 roku wiedza ta zasługiwała na Nagrodę Nobla. Teoria dysocjacji opisana przez Svantego Arrheniusa pozwoliła wyjaśnić wiele zjawisk chemicznych i fizycznych. Zbadajmy zatem, czy roztwory kwasów przewodzą prąd elektryczny i jaki ma to związek z ich budową.

Stosowany w zdecydowanej większości samochodów akumulator kwasowo-ołowiowy zgodnie ze swoją nazwą wykorzystuje w charakterze elektrolitu kwas – a konkretnie około 35-procentowy roztwór kwasu siarkowego

Już wiesz

- dlaczego wodne roztwory wodorotlenków przewodzą prąd elektryczny;
- jak zapisać równania procesu dysocjacji elektrolitycznej zasad oraz przedstawiać ten proces za pomocą modeli.

Nauczysz się

- wyjaśniać, dlaczego wodne roztwory kwasów przewodzą prąd elektryczny;
- definiować pojęcie kwasów według teorii dysocjacji elektrolitycznej;
- zapisywać równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów oraz przedstawiać ten proces za pomocą modeli.

1. Badanie przewodnictwa prądu elektrycznego przez kwasy

Polecenie 1

Zbadaj przewodzenie prądu elektrycznego przez kwasy. Wstaw próbki do układu elektrycznego, zamykając w ten sposób obwód. Obserwuj, czy żarówka się świeci, czy nie.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DrtyA2OcZ

Badanie przewodnictwa prądu elektrycznego przez kwasy – symulacja

Podsumowanie doświadczenia (symulacji)
Woda destylowana nie przewodzi prądu. Przez pozostałe roztwory przepływa prąd elektryczny, o czym świadczy świecenie żarówki. Roztwory wodne kwasów przewodzą prąd elektryczny – znajdują się w nich jony, które są nośnikami ładunku elektrycznego.

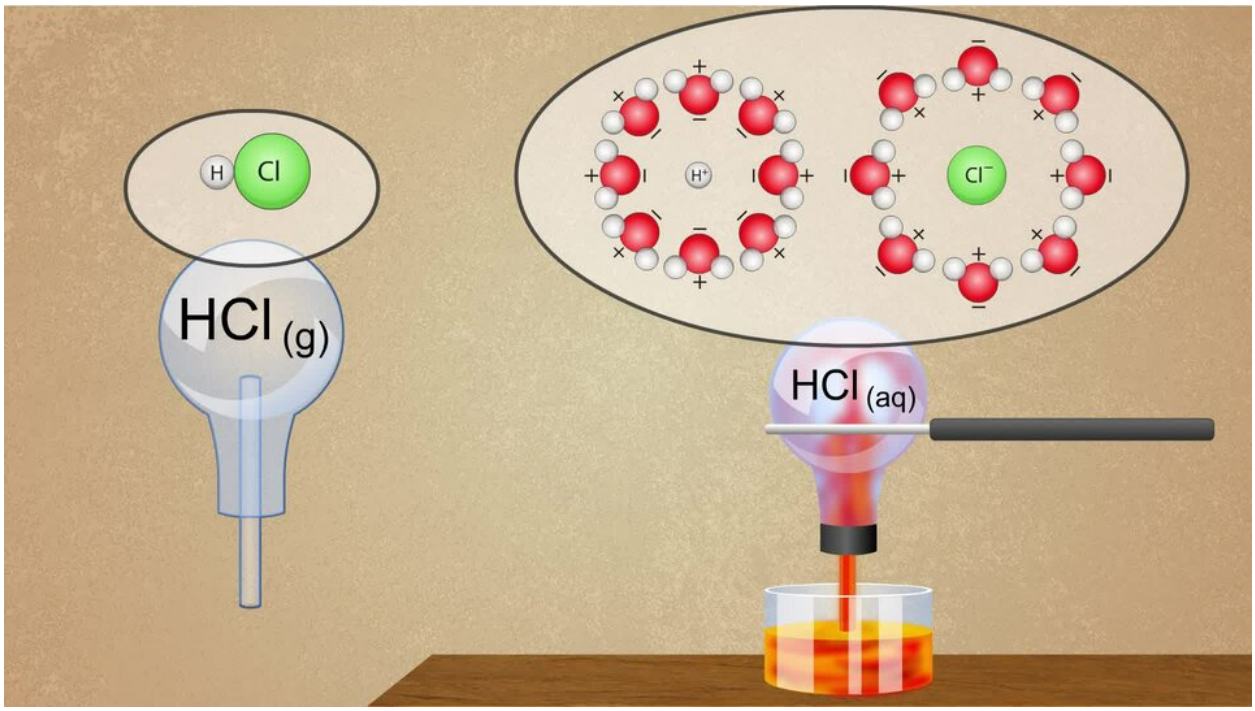
Woda destylowana jest nieelektrolitem, a kwasy, podobnie jak zasady, są elektrolitami. Wynik doświadczenia świadczy o obecności w roztworach kwasów cząstek obdarzonych ładunkami elektrycznymi.

Polecenie 2

Zaplanuj i przeprowadź doświadczenie pozwalające zbadać, czy woda destylowana, woda gazowana (bardzo rozcieńczonym roztwór kwasu węglowego) i dowolny kwas nieorganiczny są przewodnikami prądu elektrycznego.

> **Wskazówka**
>
> Pamiętaj o środkach bezpieczeństwa obowiązujących podczas pracy z kwasami.
> W przypadku samodzielnego montażu zestawu do badania przewodzenia prądu elektrycznego przygotuj: płaską baterię 4,5 V, żarówkę w oprawce lub diodę, przewody. Po badaniu roztworu kwasu każdorazowo przepłucz końcówki (elektrody) wodą.

2. Dysocjacja elektrolityczna kwasów beztlenowych



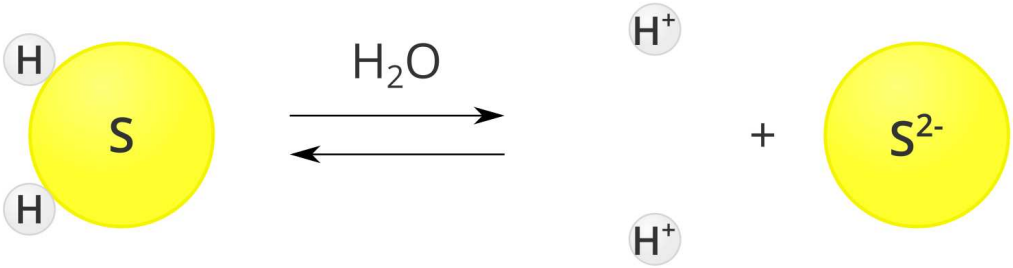
Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna animacja przedstawiająca eksperyment znany pod nazwą fontanny chlorowodorowej. Na drewnianym blacie stoi duże szklane naczynie, krystalizator, napełnione wodą zabarwioną na pomarańczowo żółty kolor, czyli zawierająca oranż

metylowy pełniący rolę wskaźnika. W wodzie zanurzona jest rurka połączona szczelnie z odwróconą do góry dnem kolbką zawierającą gazowy chlorowodór. Woda jest gwałtownie wciągana do wnętrza kolby, gdzie zmienia kolor na czerwony. Na ekranie pojawia się lupa, która zostaje przesunięta na kolbę, a następnie powiększa się, wypełniając ekran. W jej szkiełku widoczne są kuliste modele cząsteczek. Animacja modeli wypełnia ekran. W centralnej części widoczne są dwie cząsteczki HCl otoczone przez kilkanaście dipolowych modeli wody z zaznaczonymi ładunkami dodatnim pomiędzy atomami wodoru i ujemnym po przeciwległej stronie atomu tlenu. Każdą cząsteczkę chlorowodoru otacza po sześć cząsteczek wody. Zmiana planszy. Nowa plansza przedstawia stan, w którym po lewej stronie osiem dipoli wody otacza dodatni jon wodoru, a po prawej osiem dipoli wody otacza ujemny jon chloru. W obu przypadkach cząsteczki zwrócone są do danego jonu stronami o ładunku przeciwnym do ładunku jonu. Dipole oddalają się od jonów rozluźniając tworzone przez siebie pierścienie. Zmiana planszy. Na nowej planszy po lewej stronie znajduje się rysunek kolby z rurką i napisem HCl w stanie gazowym. Nad kolbą znajduje się czarna elipsa z jasnym wypełnieniem pełniąca rolę komiksowego dymku. W dymku tym znajduje się model obojętnej elektrycznie cząsteczki HCl. Po prawej stronie planszy znajduje się rysunek kolby z rurką zanurzoną w zlewce z wodą. Wewnątrz kolby trwa proces rozpuszczania chlorowodoru w wodzie i widoczna jest czerwona fontanna. Kolba podpisana jest HCl rozpuszczone w wodzie. Powyżej rysunku znajduje się druga, znacznie większa elipsa dymek w której znajduje się rysunkowe przedstawienie modeli jonów H plus i Cl minus otoczonych pierścieniami złożonymi z ośmiu dipoli wody ustawionych do jonów przeciwstawnymi do nich ładunkami. Zmiana planszy. Na ekranie pojawia się stopniowo schemat dysocjacji w którym cząsteczki i jony przedstawione są w postaci modeli: cząsteczka chlorowodoru w obecności wody przechodzi w dodatni jon wodoru oraz ujemny jon chloru. Schemat znika i zostaje zastąpiony sumarycznym zapisem reakcji: HCl w obecności H2O przechodzi w H plus oraz Cl minus.

Niektóre kwasy, jak np. solny, dysocjują całkowicie, to znaczy, że w roztworze wodnym kwasu solnego nie ma cząsteczek HCl, są tylko jony $\mathrm{H^+}$ i $\mathrm{Cl^-}$. Takie elektrolity nazywamy **mocnymi**. Strzałka $\rightarrow$ wskazuje na to, że proces dysocjacji przebiega jednokierunkowo.

Jedna cząsteczka **kwasu siarkowodorowego** dysocjuje na dwa kationy wodoru $\mathrm{H^+}$ i jeden anion siarczkowy $\mathrm{S^{2-}}$. Jest to proces odwracalny – cząsteczki rozpadają się na jony, które mogą się ponownie łączyć, tworząc cząsteczki. W równaniach reakcji chemicznych reakcję odwracalną oznaczamy $\rightleftarrows$.
Kwas siarkowodorowy w roztworze wodnym jest nie w pełni zdysocjowany. Oznacza to, że zawiera zarówno cząsteczki $\mathrm{H_2S}$, jak i jony $\mathrm{H^+}$i $\mathrm{S^{2-}}$. Elektrolity takie nazywamy słabymi. W przypadku takich kwasów stosuje się strzałkę podwójną $\rightleftarrows$.



$$H_2S \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2H^+ + S^{2-}$$

Kwasy beztlenowe dysocjują na: kationy wodoru (jony dodatnie) i aniony reszty kwasowej (jony ujemne), np. Cl^- (anion chlorkowy), S^{2-} (anion siarczkowy), F^- (anion fluorkowy).

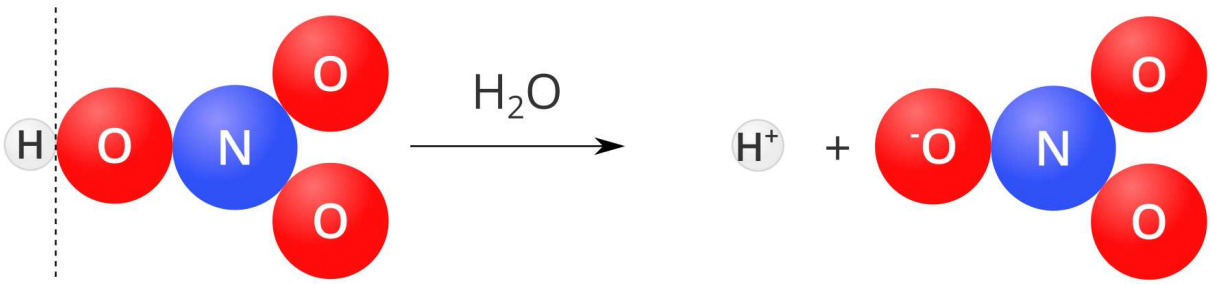
3. Dysocjacja elektrolityczna kwasów tlenowych

Polecenie 3

Wykonaj z plasteliny i patyczków lub papieru kolorowego uproszczone modele procesu dysocjacji kwasu azotowego(V) i kwasu siarkowego(VI).

Wskazówka

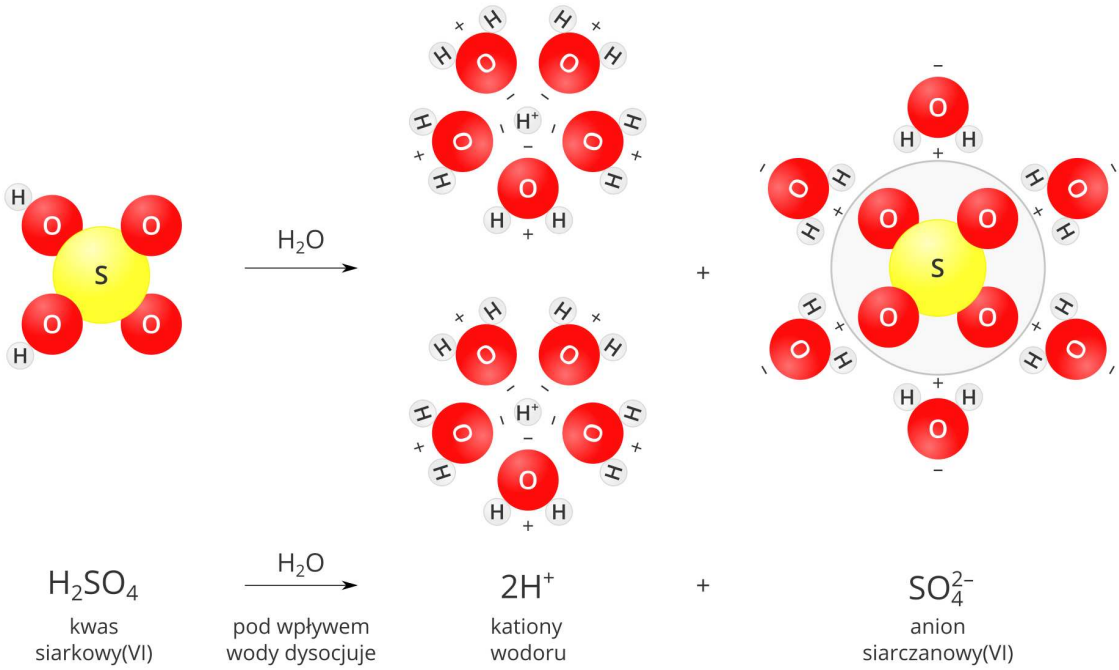
Kwasy tlenowe dysocjują na kation lub kationy wodoru i anion bądź aniony reszty kwasowej.



Uproszczony modelowy schemat procesu dysocjacji kwasu azotowego(V)

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

Kwas azotowy(V) pod wpływem wody dysocjuje na kation wodoru i anion azotanowy(V). Należy pamiętać, że zarówno kationy wodoru, jak i aniony azotanowe(V) w roztworze wodnym są otoczone cząsteczkami wody.



Modelowy schemat procesu dysocjacji kwasu siarkowego(VI)

Jedna cząsteczka kwasu siarkowego(VI) ulega dysocjacji, czyli rozpada się pod wpływem wody na dwa kationy wodoru i anion siarczanowy(VI). Zarówno kationy wodoru, jak i aniony siarczanowe(VI) w roztworze wodnym są otoczone cząsteczkami wody.

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Ciekawostka

Kwasy zawierające dwa lub więcej atomów w cząsteczce dysocjują wielostopniowo. Dysocjacja w pierwszym etapie przebiega najłatwiej:

I stopień dysocjacji $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + HSO_4^-$

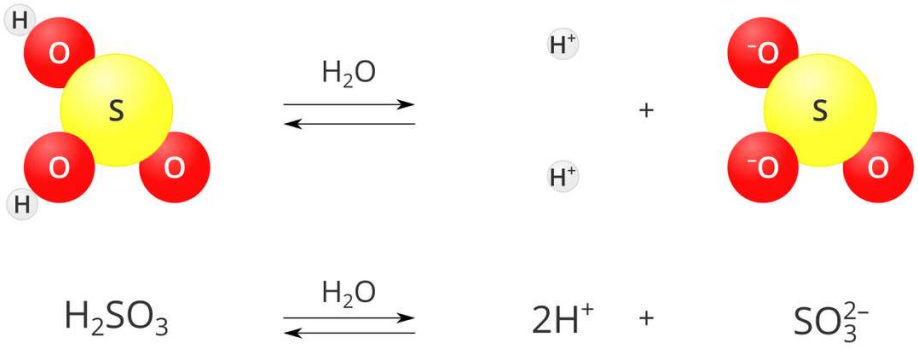
II stopień dysocjacji $HSO_4^- \xrightarrow{H_2O} H^+ + SO_4^{2-}$

Sumarycznie: $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$

Kwasy tlenowe dysocjują na: kationy wodoru (jony dodatnie) i aniony reszty kwasowej (jony ujemne). Jeśli zachodzi taka konieczność, w nazwie anionu podajemy wartościowość niemetalu charakterystyczną dla danego kwasu.

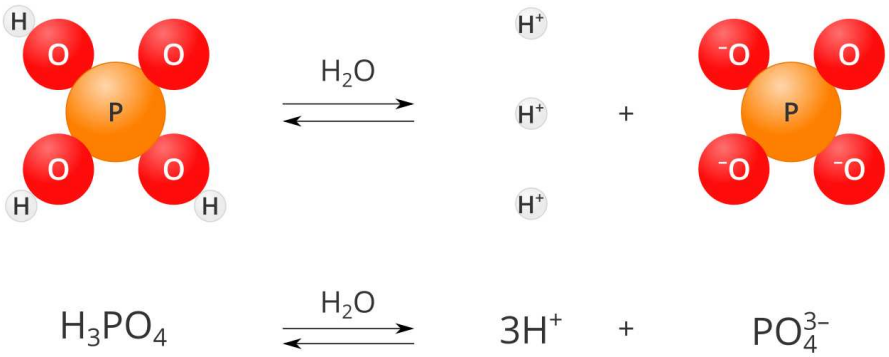
Kwasy tlenowe i aniony reszt kwasowych

Kwas	**Anion kwasu**
węglowy H_2CO_3	anion węglanowy CO_3^{2-}
siarkowy(IV) H_2SO_3	anion siarczanowy(IV) SO_3^{2-}
siarkowy(VI) H_2SO_4	anion siarczanowy(VI) SO_4^{2-}



Uproszczony schemat równania procesu dysocjacji kwasu siarkowego(IV)

Uproszczony schemat procesu dysocjacji kwasu siarkowego(IV)



Uproszczony schemat procesu dysocjacji kwasu fosforowego(V)

Teorię rozpadu substancji na jony opracował Svante Arrhenius (czyt. svante arhinius). Zgodnie z nią kwasami nazywamy związki chemiczne, które w roztworze wodnym dysocjują na kationy wodoru i aniony reszt kwasowych:

$$\mathrm{H_nR} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{nH^+} + \mathrm{R}^{n-}$$

gdzie:
R – reszta kwasowa,
n – liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu (wartościowość reszty kwasowej).
Ładunek anionu reszty kwasowej jest równy liczbie kationów wodoru, które można oderwać od cząsteczki kwasu.

Podsumowanie

- Wodne roztwory kwasów przewodzą prąd elektryczny, ponieważ w ich roztworach są obecne jony: kationy wodoru i aniony reszt kwasowych.
- Kation wodoru ma zawsze ładunek jednododatni.
- Nie wszystkie elektrolity w jednakowym stopniu rozpadają się na jony.
- Mocne kwasy są całkowicie zdysocjowane, natomiast w roztworach słabych kwasów znajdują się także cząsteczki niezdysocjowane.

Praca domowa

Polecenie 4.1

Opracuj w odpowiednim programie animację ilustrującą proces dysocjacji elektrolitycznej kwasu siarkowego(IV).

Polecenie 4.2

Nagraj film z komentarzem, wyjaśniający, na czym polega proces dysocjacji elektrolitycznej kwasów i zasad.

Słowniczek

kwasy

(według teorii Arrheniusa) związki, które pod wpływem wody ulegają dysocjacji na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej

Zadania

Ćwiczenie 1

Zaznacz poprawną odpowiedź. Kwasy pod wpływem wody dysocjują na

- ◯ kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.
- ◯ kationy niemetalu i aniony wodorotlenkowe.
- ◯ kationy wodoru i aniony reszty kwasowej.
- ◯ kationy wodoru i kationy metalu.
- ◯ kationy wodoru i aniony wodorotlenkowe.

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 2

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DrtyA2OcZ

Ćwiczenie 3

Który z podanych związków chemicznych nie przewodzi prądu elektrycznego?

- ◯ Zasada wapniowa.
- ◯ Kwas siarkowy(VI).
- ◯ Woda destylowana.
- ◯ Kwas siarkowy(IV).
- ◯ Zasada sodowa.
- ◯ Kwas solny.

Ćwiczenie 4

Dokończ zdania, wybierając odpowiednie elementy z listy.

Związki chemiczne, które pod wpływem wody ulegają dysocjacji elektrolitycznej, nazywamy [ ].

W procesie dysocjacji elektrolitycznej związki chemiczne rozpadają się na jony: kationy (jony obdarzone ładunkiem [ ]) i aniony (jony obdarzone ładunkiem [ ]).

anionami | ujemnym | jonami | elektrolitami | dodatnim | nieelektrolitami | obojętnym | ujemnym | dodatnim | przewodnikami | rozpuszczalnikami | kationami

Rozwiąż zadanie.

Ćwiczenie 5

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/DrtyA2OcZ

Ćwiczenie 6

Uzupełnij ogólny zapis równań, przeciągając odpowiednie elementy w luki.

Dysocjacja elektrolityczna [ ].

[ ] $\xrightarrow{H_2O}$ n [ ] + [ ]

Dysocjacja elektrolityczna zasad.

[ ] $\xrightarrow{H_2O}$ M^{n+} + [ ]

R^{n-}	zasad	O_2	nOH^-	H_nR	H^+	$M(OH)_n$	kwasów

Odczyn roztworów

Reklamy środków higieny jamy ustnej informują, że aby przywrócić prawidłowy odczyn (pH) śliny, należy myć zęby lub żuć gumę po każdym posiłku. Z innych reklam dowiadujemy się, że idealne do delikatnej skóry jest mydło o pH równym 5,5. Co to jest pH i o czym informuje? Jaki jest zakres skali pH? Czy pH = 5,5 to mało, czy dużo? Jak można zmierzyć pH?

Kwaśny smak cytryn bierze się z obecności w ich soku związku zwanego kwasem cytrynowym, jednak „smakowe" określanie, czy jakaś substancja jest kwasem, czy nie, jest nieprecyzyjne, a przede wszystkim niebezpieczne

Już wiesz

- w jaki sposób zdefiniować pojęcia ***kwas***, ***wodorotlenek*** i ***zasada***;
- czym są wskaźniki kwasowo-zasadowe i jakie jest ich zabarwienie w wodzie, w zasadach i kwasach;
- w jaki sposób wyjaśnić pojęcie ***dysocjacji elektrolitycznej***.

Nauczysz się

- objaśniać, czym są odczyn roztworu oraz skala pH;
- wyznaczać wartości pH badanych próbek.

1. Odczyn roztworu – skala pH

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Jaki ***odczyn*** mają wybrane produkty z najbliższego otoczenia?

Hipoteza

Produkty z najbliższego otoczenia mają różny ***odczyn***.

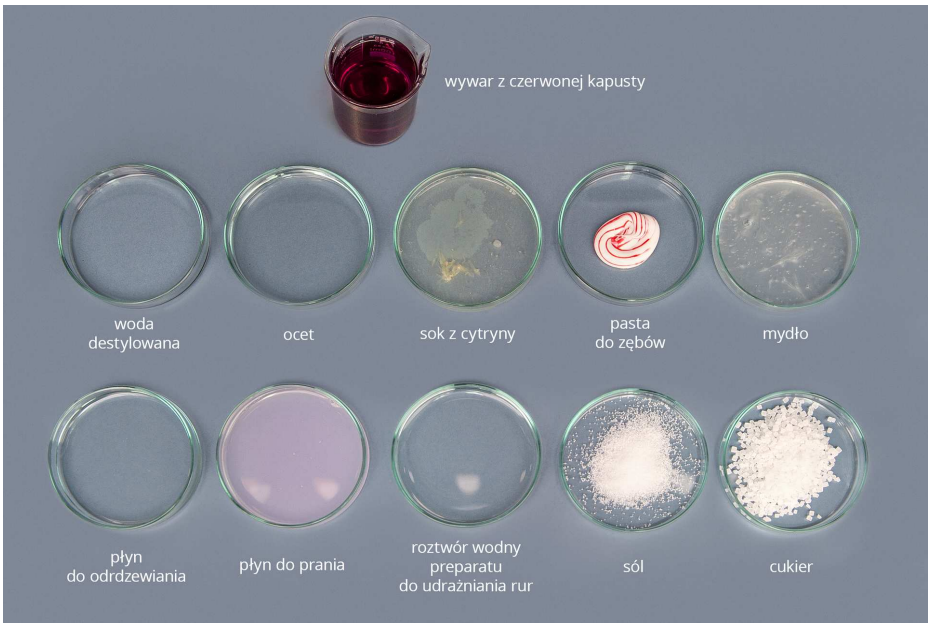
Co będzie potrzebne

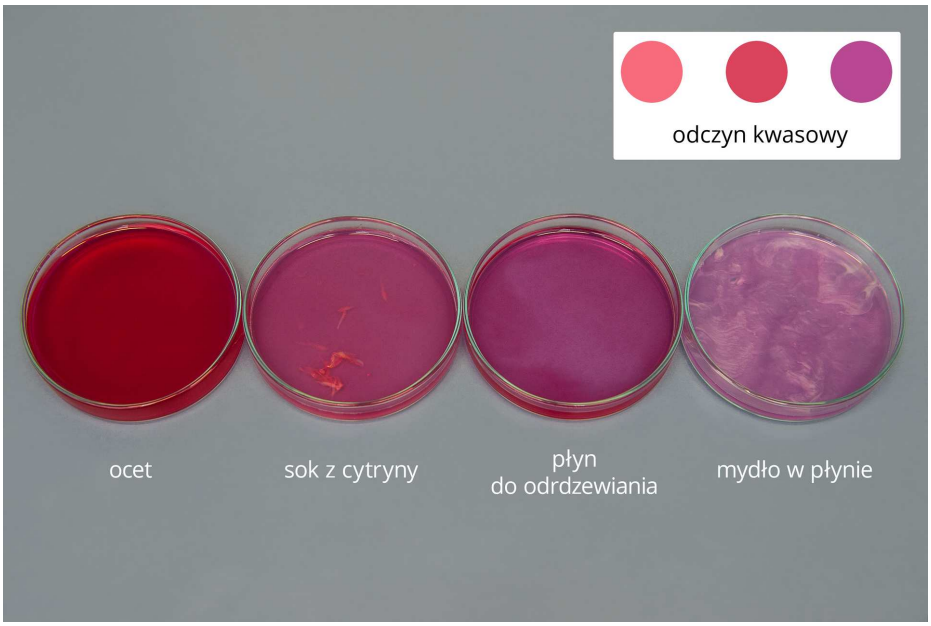
- wywar z czerwonej kapusty,
- ocet,
- sok z cytryny,
- pasta do zębów,
- mydło,
- płyn do odrdzewiania,
- płyn do prania,
- roztwór wodny preparatu do udrożniania rur,
- sól kamienna,
- cukier,

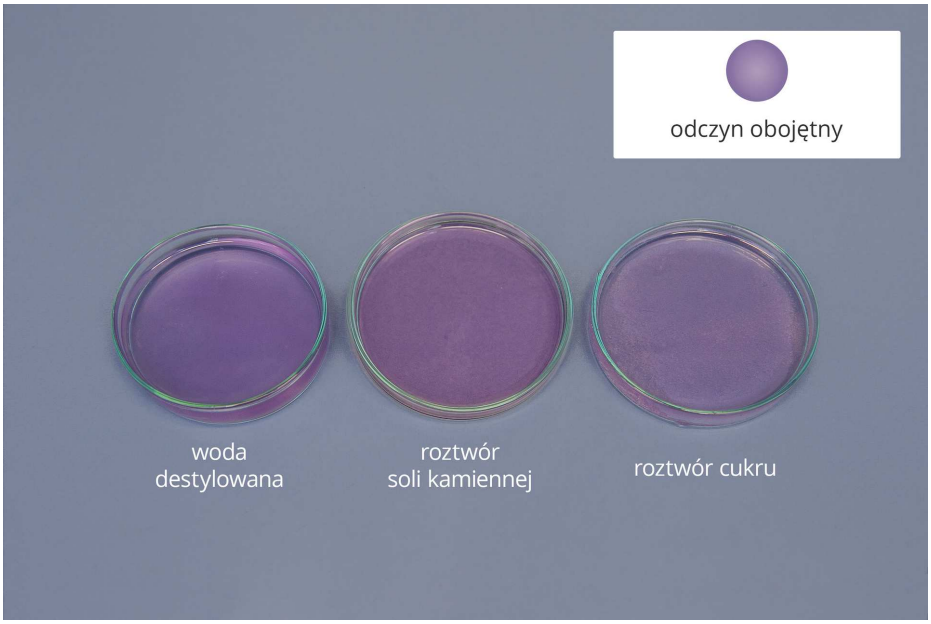
- woda destylowana,
- 10 szalek Petriego.

Instrukcja

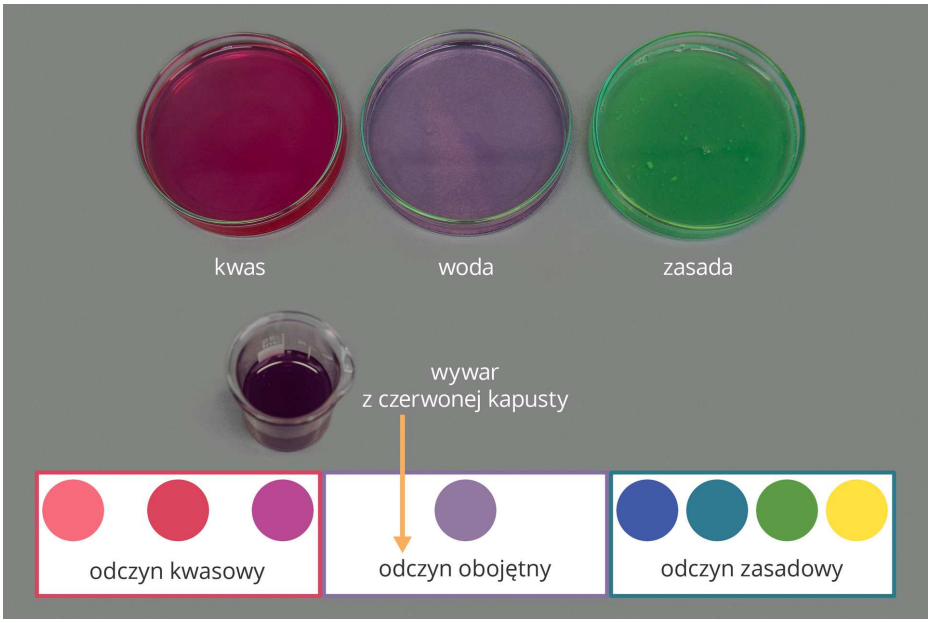
1. Na pięć kolejnych szalek Petriego wlej: wodę destylowaną, ocet i sok z cytryny oraz roztwór: płynu do odrdzewiania, płynu do prania, płynu do udrożniania rur.
2. Sporządź zawiesinę pasty do zębów w wodzie i umieść ją na szalce Petriego.
3. Sporządź wodne roztwory: mydła, soli kamiennej, cukru i wlej je na szalki Petriego.
4. Do każdej próbki dodaj kilka kropli wywaru z czerwonej kapusty.
5. Obserwuj zachodzące zmiany.




odczyn kwasowy
ocet
sok z cytryny
płyn
do odrdzewiania
mydło w płynie


odczyn obojętny
woda
destylowana
roztwór
soli kamiennej
roztwór cukru

odczyn zasadowy
tradycyjne mydło
pasta do zębów
płyn do prania
płyn
do udrażniania rur

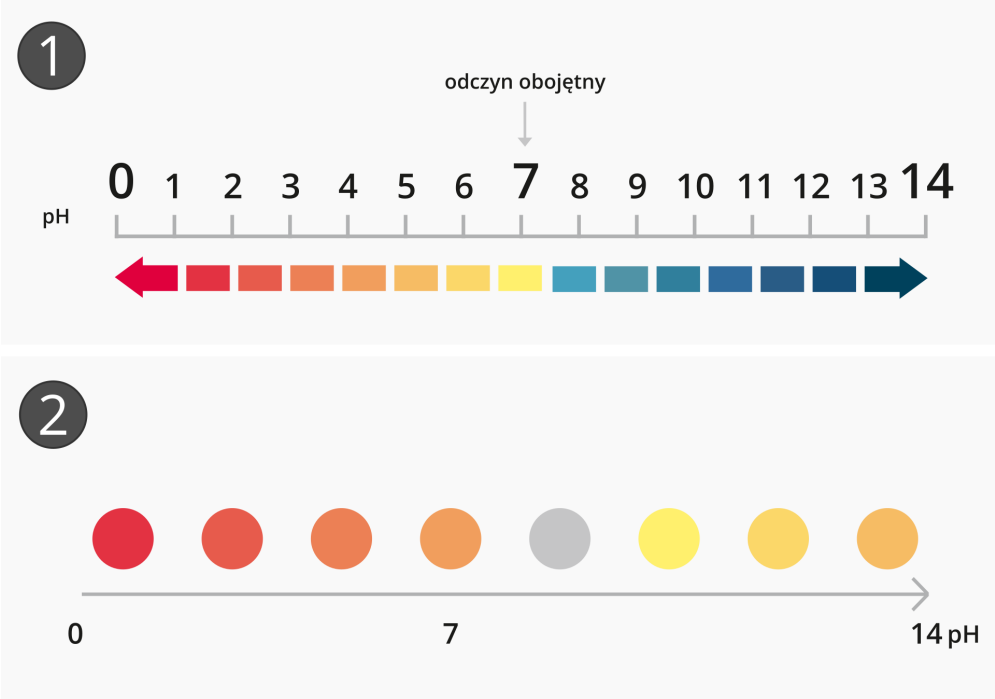


Podsumowanie

Ocet, sok z cytryny, mydło w płynie, płyn do odrdzewiania mają odczyn kwasowy. Woda destylowana, roztwór soli kamiennej i roztwór cukru wykazują odczyn obojętny; natomiast tradycyjne mydło, pasta do zębów, płyn do prania, płyn do udrażniania rur – odczyn zasadowy. Obecne w kwasach **kationy wodoru** $\mathrm{H^+}$ powodują zmianę barwy wskaźnika – wywaru z czerwonej kapusty – z fioletowej na czerwoną. W roztworach wodorotlenków (zasad) znajdują się **aniony wodorotlenkowe** $\mathrm{OH^-}$, które wywołują zmianę barwy wywaru z kapusty z fioletowej na zieloną.

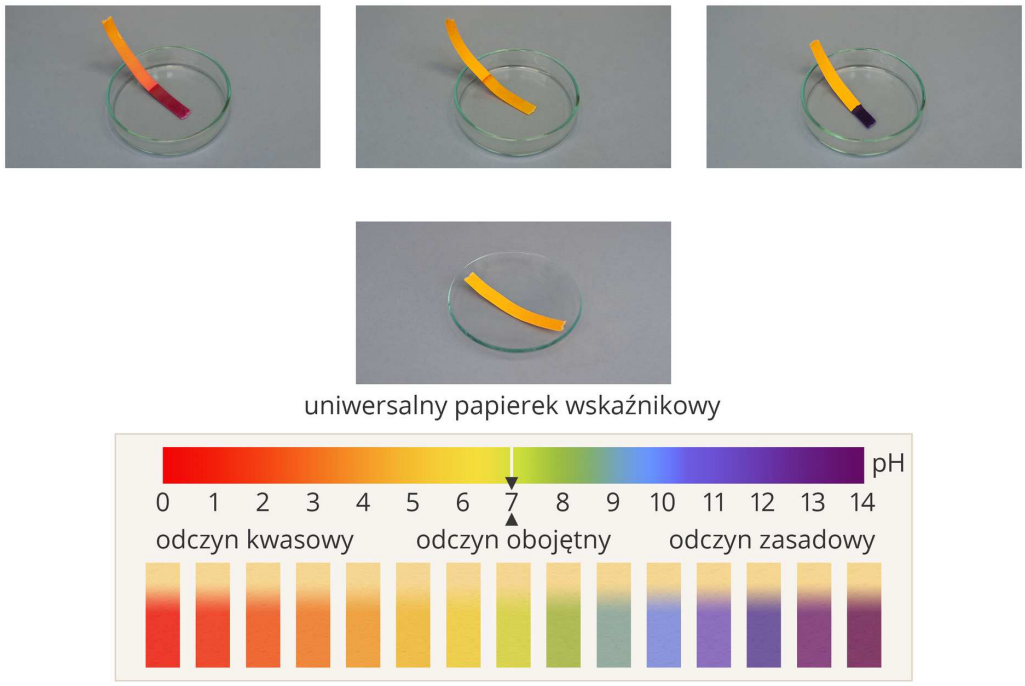
Uniwersalne papierki wskaźnikowe w środowisku kwasowym barwią się na czerwono, a w zasadowym – na zielono lub niebiesko.

Miarą kwasowości i zasadowości roztworu jest skala pH. Przyjmuje ona wartości 0–14.



1. Zmiana barwy uniwersalnych papierków wskaźnikowych w zależności od pH; 2. Zmiana barwy wywaru z czerwonej kapusty w zależności od pH

- pH < 7 odczyn kwasowy;
- pH = 7 odczyn obojętny;
- pH > 7 odczyn zasadowy.



Zmiana barwy wskaźników – uniwersalnych papierków wskaźnikowych – w zależności od pH

> **Ciekawostka**
>
> Skala pH została wprowadzona na początku XX wieku przez Sørena Sørensena (czyt. sorena sorensena). Zmiana pH o 1 jednostkę powoduje **10-krotną** zmianę kwasowości/zasadowości, a zmiana o 2 jednostki – **100-krotną** zmianę kwasowości/zasadowości.

> *Symbol „**p**” jednostki **pH** pochodzi od łacińskiego *potentio* = potęga, zaś „**H**” jest symbolem chemicznym wodoru, dlatego ma postać wielkiej litery.

Wzrokowe porównanie barwy wskaźników ze wzorcem, np. barwną skalą pH na opakowaniu, pozwala jedynie na przybliżone określenie odczynu roztworu. Do dokładnego wyznaczenia wartości pH roztworu służy m.in. przyrząd zwany pehametrem. Jest on stosowany w laboratoriach chemicznych, medycznych, rolnictwie czy kosmetologii.

Uniwersalne papierki wskaźnikowe ze skalą pH: w postaci osobnych pasków (1); w postaci taśmy (2); pehametr (3)

Pehametr składa się z czujnika zwanego elektrodą, którą zanurza się w badanym roztworze, i wyświetlacza, z którego odczytuje się wartość liczbową pH. Niektóre pehametry są wyposażone w termometry, ponieważ temperatura ma wpływ na pomiar.

Do badania odczynu może być stosowany także tzw. wskaźnik uniwersalny, który jest mieszaniną kilku wskaźników. Zmienia on barwę przy różnych wartościach pH. W kwasach przyjmuje barwę czerwoną, a w zasadach – barwy od zielonej do niebieskiej.

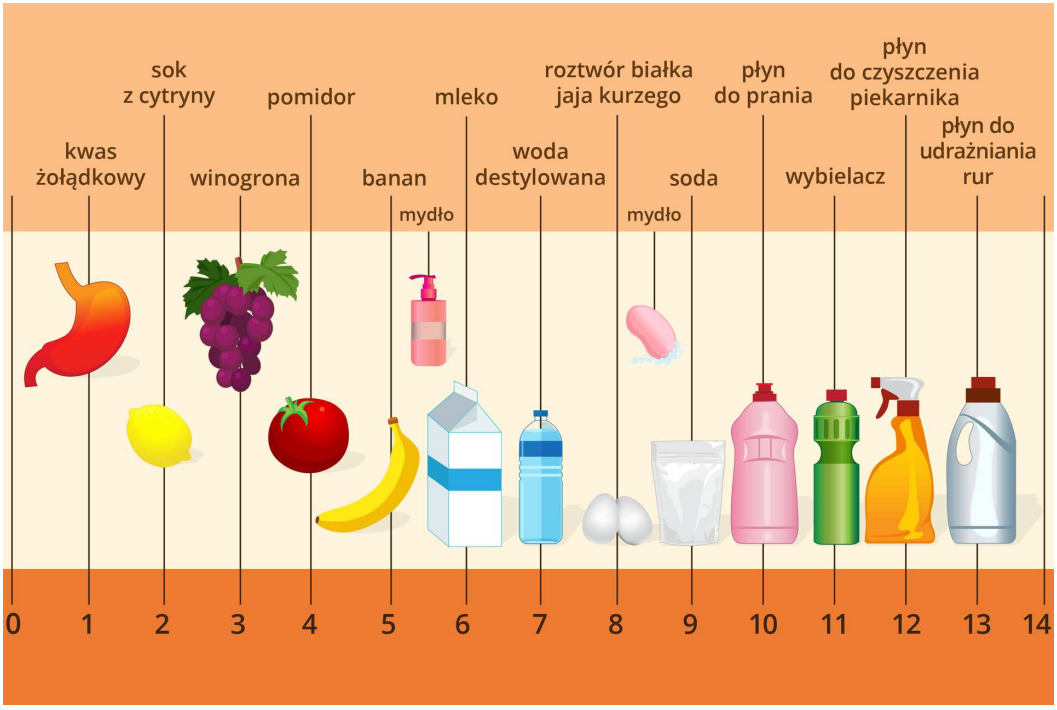
> **Ciekawostka**
>
> Do badania pH gleby – w celu określenia jej przydatności i określenia sposobu jej nawożenia – możemy użyć kwasomierza glebowego. Jest to zestaw składający się z płynu Helliga (odpowiednio dobranej kompozycji wskaźników), ceramicznej płytki ze skalą oraz łyżeczki.
> Pomiar polega na obserwacji i ocenie zmiany barwy płynu Helliga.
> **Sposób pomiaru**:
>
> 1. Za pomocą łyżeczki włóż niewielką ilość gleby do wgłębienia w płytce kwasomierza.
> 2. Dodawaj kroplami płyn Helliga aż do całkowitego zwilżenia gleby i utworzenia cienkiej warstwy płynu nad glebą.

3. Po około 2–3 minutach przechyl płytkę tak, aby płyn wskaźnikowy znalazł się w podłużnym kanaliku.
4. Barwę płynu porównaj ze skalą i odczytaj pH gleby.

Kwasomierz glebowy

Polecenie 1

Wzorując się na doświadczeniu 1., zbadaj za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych pH produktów spożywczych i środków czystości. Zapisz obserwacje i wnioski. Porównaj swoje wyniki z przedstawionymi na ilustracji poniżej.



pH wybranych produktów

2. Odczyn roztworu w życiu codziennym

Znajomość wartości pH ma duże znaczenie praktyczne, m.in. przy produkcji lekarstw (poza substancją czynną leki zawierają warstwę osłonową, która chroni np. przełyk przed niekorzystnym pH) czy kosmetyków (np. obecnie oferuje się mydła w płynie o odczynie zbliżonym do naturalnego odczynu skóry człowieka – odczyn lekko kwasowy, który ma działanie bakteriobójcze).
Wartość pH gleby decyduje o jej przydatności do uprawy określonych typów roślin. Od odczynu gleby zależą jakość i wysokość plonów. Dla większości roślin pH jest optymalne w zakresie 5,6–7,8, jednak w przypadku każdego gatunku jest to wartość indywidualna.

Optymalne wartości pH gleby dla roślin uprawnych

Roślina	**Optymalne pH**
ziemniaki	4,5–6,0
żyto, len	5,0–6,5
ogórek, marchew	5,5–6,5
pomidor, czosnek	5,5–7,5
pszenica, jęczmień, rzepak	6,0–6,5
burak cukrowy, groch, kukurydza	6,5–7,0
drzewa owocowe	6,5–7,5

Płyny ustrojowe w organizmie człowieka mają różne pH, np. sok żołądkowy ma pH = 1,0–1,5, wydzielina trzustki – 7,5–8,8, zaś pH krwi utrzymuje się w granicach 7,35–7,45. Zarówno zbyt niskie, jak i zbyt wysokie pH jest przyczyną wielu chorób. Spadek wartości pH poniżej 6,8 wywołuje tzw. kwasicę, a wzrost powyżej pH 7,45 – zasadowicę. Problem ten może pojawić się podczas uszkodzenia któregoś z narządów odpowiedzialnych za wydalanie toksyn, np. nerek lub płuc, przez co zaczynają one gorzej funkcjonować.

Większość gatunków ryb żyje w wodzie o wartości pH = 6–8. Obniżenie pH wody do poziomu poniżej 5 powoduje nienaturalne zachowanie ryb, polegające na wykonywaniu gwałtownych ruchów, oraz pojawienie się niebieskiego zabarwienia na skórze. Przy pH wyższym niż 8 skóra ryb pokrywa się śluzem, łuski mętnieją, a płetwy strzępią się i odpadają.

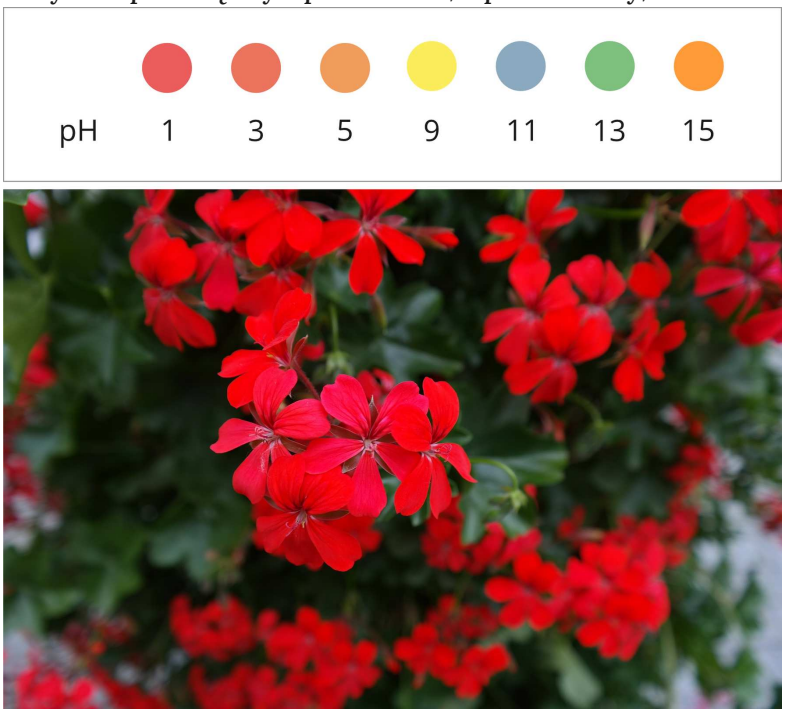
> **Ciekawostka**
>
> Hortensja ogrodowa na glebach bogatych w glin zmienia ubarwienie kwiatów w zależności od kwasowości gleby i przybiera kolor:
>
> - intensywnie niebieski przy pH = 4,5,
> - niebieski przy pH = 5,1,
> - niebieskoróżowy przy pH = 5,5,
> - ciemnoróżowy przy pH = 6,5,

- różowy przy pH = 6,9,
- jasnoróżowy przy pH = 7,4.

Odpowiednie wartości pH dla odmian niebieskich hortensji wynosi 4,5 -5,0, a dla odmian różowych i czerwonych 5,5

Wskaźnik z płatków czerwonej pelargonii

Czerwona pelargonia, podobnie jak czerwona kapusta, może okazać się wygodnym w użyciu wskaźnikiem. W tym celu należy pokrojone płatki zalać gorącą wodą i poczekać 20 minut. Następnie wywar przesączyć przez filtr, np. do kawy, i zachować do badań.



Płatki czerwonej pelargonii

Dobrym wskaźnikiem jest czerwona cebula, która w środowisku kwasowym ma kolor bladoczerwony, zaś w zasadowym – zielony.

Wskaźnikami zapachowymi są cebula i olejek wanilinowy, które w środowisku silnie zasadowym nie wydzielają charakterystycznych zapachów.

Podsumowanie

- Miarą kwasowości i zasadowości roztworu jest skala pH, którą ilościowo opisują liczby 0–14.
- Roztwór ma odczyn kwasowy, gdy pH < 7.
- Roztwór ma odczyn obojętny przy pH = 7.
- Roztwór ma odczyn zasadowy, gdy pH > 7.
- Im wyższe stężenie jonów wodoru H^+, tym roztwór przyjmuje niższe wartości pH.
- Im wyższe stężenie jonów wodorotlenkowych OH^-, tym roztwór przyjmuje wyższe wartości pH.

Praca domowa

Polecenie 2.1

Przygotuj infografikę przedstawiającą skalę pH wraz z naniesionymi wartościami popularnych produktów spożywczych i środków czyszczących.

Polecenie 2.2

Uzasadnij wybór uniwersalnego papierka wskaźnikowego jako wskaźnika kwasowo-zasadowego do odróżnienia wody, zasady i kwasu.

Polecenie 2.3

Opisz zastosowanie skali pH.

Polecenie 2.4

*Zbadaj pH soku z cytryny i płynu do prania w temperaturze 25 i 15°C. Porównaj otrzymane wartości.

Polecenie 2.5

*Zbadaj pH śliny przed posiłkiem, po posiłku oraz po umyciu zębów lub żuciu gumy bez cukru. Otrzymane dane przedstaw w postaci tabeli i wykresu.

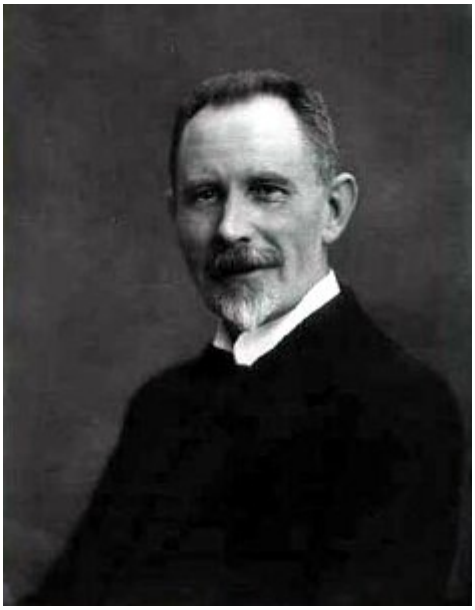
Słowniczek

odczyn roztworu

właściwość roztworu wynikająca ze stężenia jonów H^+ i OH^- w roztworze

skala pH

ilościowa miara kwasowości i zasadowości roztworu



Søren Sørensen

9.01.1868–13.02.1939

Duński biochemik. W 1909 r. wprowadził wygodny sposób wyrażenia kwasowości i zasadowości – skalę pH. W latach 1901–1938 był szefem laboratorium Carlsberga w Kopenhadze.

wskaźnik uniwersalny

mieszanina kilku wskaźników, która zmienia barwę przy różnych wartościach pH; w kwasach przyjmuje barwę czerwoną, a w zasadach – od zielonej do niebieskiej

wskaźniki kwasowo-zasadowe (indykatory)

substancje, które zmieniają barwę w roztworach o różnym odczynie

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij luki, wybierając poprawne wyrażenia.

Wskaźniki przyjmują różne barwy w zależności od środowiska.

• Uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje barwy:

- w kwasie
- w wodzie
- w zasadzie

• Oranż metylowy przyjmuje barwy:

- w kwasie
- w wodzie
- w zasadzie

• Fenoloftaleina przyjmuje barwy:

- w kwasie
- w wodzie
- w zasadzie

• Wywar z czerwonej kapusty przyjmuje barwy:

- w kwasie
- w wodzie
- w zasadzie

niebieską | niebieską | malinową | bezbarwną | malinową | żółtopomarańczową | żółtą | żółtą | czerwoną | fioletowoniebieską | bezbarwną | żółtą | zieloną | czerwoną | zieloną | czerwoną | czerwoną | bezbarwną | fioletową

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Uporządkuj nazwy podanych środków czystości zgodnie z ich malejącą kwasowością.

wybielacz pH = 11

odkamieniacz pH = 3

soda oczyszczona pH = 9

mydło pH = 5

woda z solą kamienną pH = 7

płyn do czyszczenia piekarnika pH = 12

Ćwiczenie 4

W roztworze o odczynie zasadowym pH przybiera wartości:

- [ ] od 0 do 7.
- [ ] większe od 7.
- [ ] od 7 do 14.
- [ ] mniejsze od 7.
- [ ] równe 7.

Ćwiczenie 5

Wskaż, które zdania są prawdziwe, a które – fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Jeżeli pH = 5, to znaczy, że roztwór ma odczyn zasadowy.	◯	◯
Jeżeli pH = 3, to znaczy, że roztwór ma odczyn kwasowy.	◯	◯
Jeżeli pH =7, to znaczy, że roztwór ma odczyn obojętny.	◯	◯
Jeżeli pH = 3, to znaczy, że w roztworze jest więcej jonów H^+ niż jonów OH^-.	◯	◯
Jeżeli pH = 9, to znaczy, że w roztworze jest więcej jonów H^+ niż jonów OH^-.	◯	◯

Ćwiczenie 6

Oddana do analizy próbka wody miała pH = 4,5. Oznacza to, że jej odczyn był

- ◯ obojętny.
- ◯ kwasowy.
- ◯ zasadowy.

Kwaśne opady

Jakie pH mają deszcz lub śnieg w twojej okolicy? Czy zwykły deszcz można odróżnić gołym okiem od kwaśnego? Czy odczyn kwasowy opadów jest szkodliwy dla roślin, zwierząt i ludzi?

Już wiesz

- jak zdefiniować pojęcie ***kwasu***;
- jak sformułować definicję wskaźników kwasowo-zasadowych i jakie zabarwienie przyjmują one w wodzie, zasadach i kwasach.

Nauczysz się

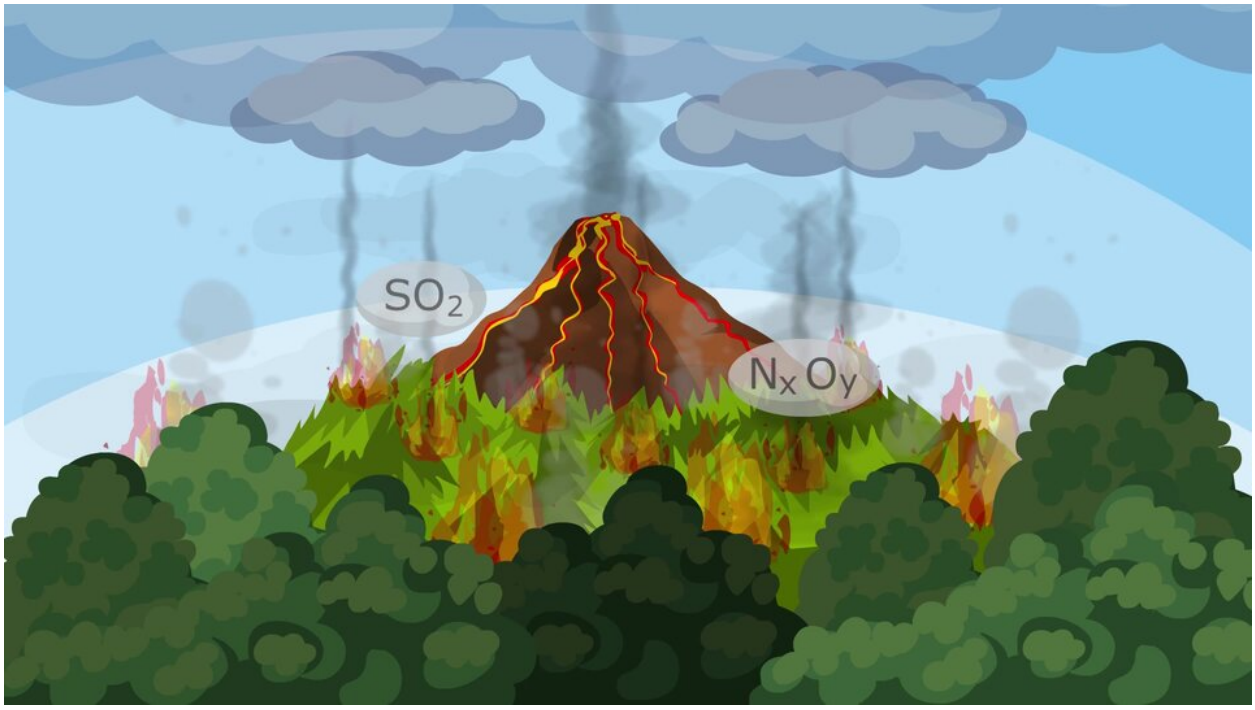
- objaśniać, co to jest kwaśny opad;
- wymieniać skutki kwaśnych opadów;
- wskazywać sposoby zapobiegania kwaśnym opadom.

Polecenie 1

Zbadaj pH opadów w twojej okolicy.

> **Wskazówka**
>
> Zbierz deszczówkę do pojemników umieszczonych w kilku odległych od siebie miejscach. Pobierz bagietką parę kropli wody i nanieś je na uniwersalne papierki wskaźnikowe lub samodzielnie przygotowane paski bibuły nasączone wywarem z czerwonej kapusty.

1. Jak powstają kwaśne opady?

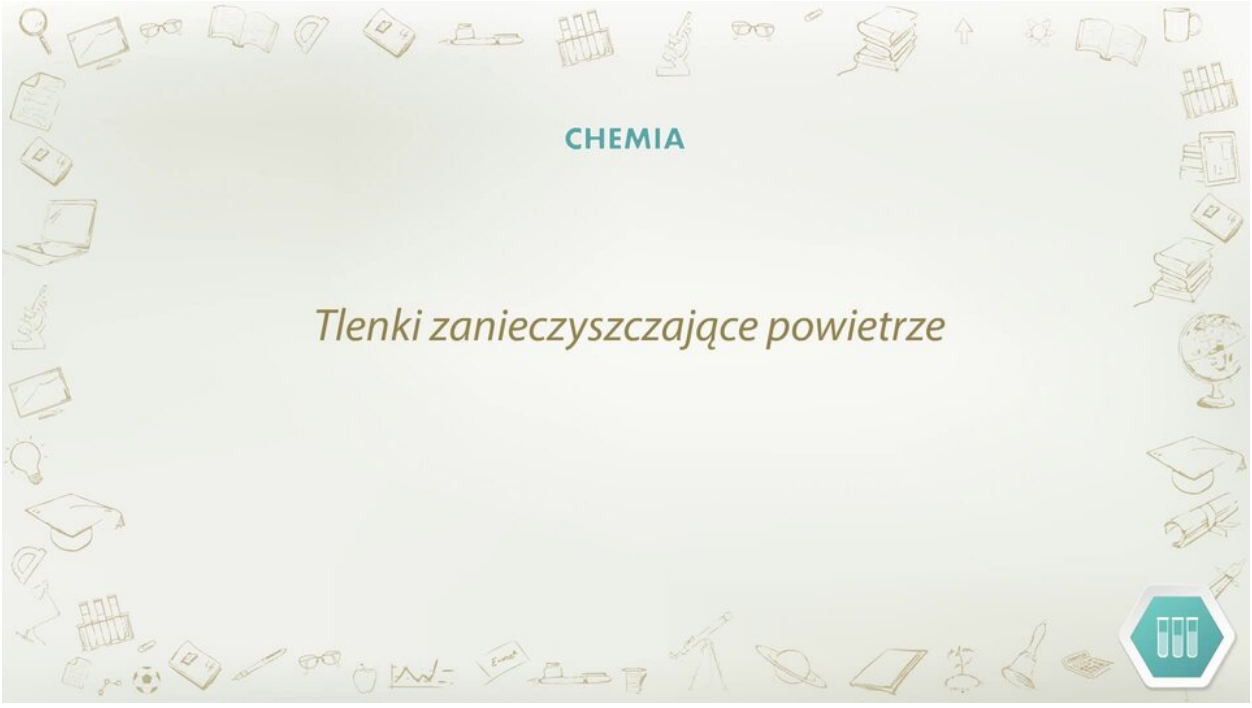


Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna animacja przedstawiająca symbolicznie górny fragment terenu, z powierzchni którego wystają budynki mieszkalne, fabryka, drzewa i wulkan w samym centrum kadru. Są tu też drogi po której jeżdżą samochody. Wszystko to jest zakrzywione tak, aby kojarzyło się z wycinkiem kuli ziemskiej. Następuje zbliżenie na wulkan otoczony lasami. Animacja przedstawia erupcję, lawa spływa po zboczach, palą się lasy, dym unosi się tworząc warstwę gęstych chmur. Na tle płomieni i dymu znajdują się dwa szare owale tworzące komiksowe dymki. W owalu z lewej strony znajduje się wzór związku SO2, a w drugim wzór ogólny NxOy. Dymki unoszą się w górę i znikają w warstwie chmur. Pożary się wygaszają, z ciemnych chmur u góry ekranu spada deszcz. Na ekranie pojawia się prostokąt z napisem Opad mokry. Deszcz zamienia się w śnieg, a następnie w mgłę. Ponownie pojawiają się chmury. Owale z wzorami SO2 i NxOy pojawiają się znowu, ale tym razem przesuwają w przeciwnym kierunku, opadając z chmur na las. Na ekranie pojawia się prostokąt z napisem Opad suchy.

Kwaśne opady mają odczyn kwasowy (pH < 5,6). Opad mokry powstaje wskutek pochłaniania przez znajdującą się w powietrzu parę wodną gazowych zanieczyszczeń powietrza, przede wszystkim tlenku siarki(IV), tlenków azotu i tlenku węgla(IV). Opad suchy w postaci tlenków – głównie siarki – łączy się z wodą zazwyczaj na wilgotnych powierzchniach roślin, budowli i powierzchni wód. Na obszarach przemysłowych

składnikami kwaśnych opadów oprócz tlenków mogą być także kwas solny i siarkowodorowy.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Animację rozpoczyna plansza z rysunkiem noszącym w górnej części podpis Źródła zanieczyszczeń powietrza umieszczony na tle żółtego paska. Rysunek przedstawia krajobraz podzielony przez górzysty horyzont na wysokości około jednej trzeciej kadru licząc od góry oraz linię kolejową biegnącą ponad ziemią w poprzek na wysokości około jednej trzeciej kadru licząc od dołu. Na torach po prawej stronie rysunku szybki pociąg dalekobieżny. Poniżej linii kolejowej w lewym dolnym rogu rysunku znajduje się gospodarstwo rolne z dwoma polami, traktorem, zagrodą dla zwierząt i czerwonym budynkiem gospodarczym, w centralnej dolnej części rysunku dwa pasy drzew, w prawej

dolnej części rysunku szosa z samochodem osobowym i autobusem. Szosa przecina linię kolejową, przebiega pod nią, a następnie układa się równolegle do niej i kończy na lewej krawędzi kadru. Od szosy odchodzą dwa rozwidlenia kierujące się w stronę miasta położonego w samym środku rysunku. Po lewej stronie rysunku ponad szosą lat, którego część płonie. Daleko w tyle po prawej stronie przed linią horyzontu elektrociepłownia z wysokim kominem węglowym oraz dwiema chłodniami kominowymi. Na niebie w centralnej części rysunku unosi się samolot. Na tle rysunku widoczne cztery półprzezroczyste grube strzałki skierowane od dolnej części kadru w stronę nieba po delikatnych łukach. W miarę komentarza lektora na strzałkach tych pojawiają się napisy. Pierwsza strzałka od lewej: napis Naturalne, obok napisy wybuchy wulkanów, wyładowania atmosferyczne. Pozostałe trzy strzałki: napis Powstałe w wyniku działalności człowieka, obok przy określonych partiach rysunku napisy: pożary lasów, tereny rolne, miasta, samoloty, elektrownie, rafinerie, zakłady przemysłowe, fabryki. W miarę rozwoju komentarza na ekran wjeżdżają symbole różnych tlenków, a fragmenty rysunku symbolizujące główne źródła tych tlenków zostają wyróżnione odpowiednim obrysem. I tak: tlenki azotu NO i NO2, zaznaczone samochód, autobus, elektrociepłownia i samolot. Tlenki siarki SO2 i SO3, zaznaczona elektrociepłownia. Zmiana planszy na zdjęcie przedstawiające wybuch wulkanu, na jego tle pojawia się symbol SO2. Zmiana planszy na zdjęcie rury wydechowej w samochodzie, na jego tle pojawia się symbol CO. Zmiana planszy na sąsiadujące zdjęcia rury wydechowej innego samochodu i dymiących kominów fabrycznych, na ich tle pojawia się symbol CO2. Zmiana planszy na sąsiadujące zdjęcia przedstawiające pożar lasu i wybuch wulkanu, symbol CO2 pozostaje bez zmian.

---

2. Jakie są skutki kwaśnych opadów?

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Jaki wpływ mają kwaśne opady na kiełkowanie roślin?

Hipoteza

Kwaśne opady przyspieszają kiełkowanie roślin.
Kwaśne opady opóźniają kiełkowanie roślin.

Co będzie potrzebne

- 2 szalki Petriego,
- wata,
- rzeżucha,
- rozcieńczony kwas, np. siarkowy(IV),
- pipeta.

Instrukcja

1. Na szalkach Petriego umieść po kawałku waty, a na każdym z nich niewielką ilość nasion rzeżuchy.
2. Do pierwszej szalki dodaj pipetą rozcieńczony kwas, a do drugiej – wodę.
3. Podlewaj codziennie obie próbki.

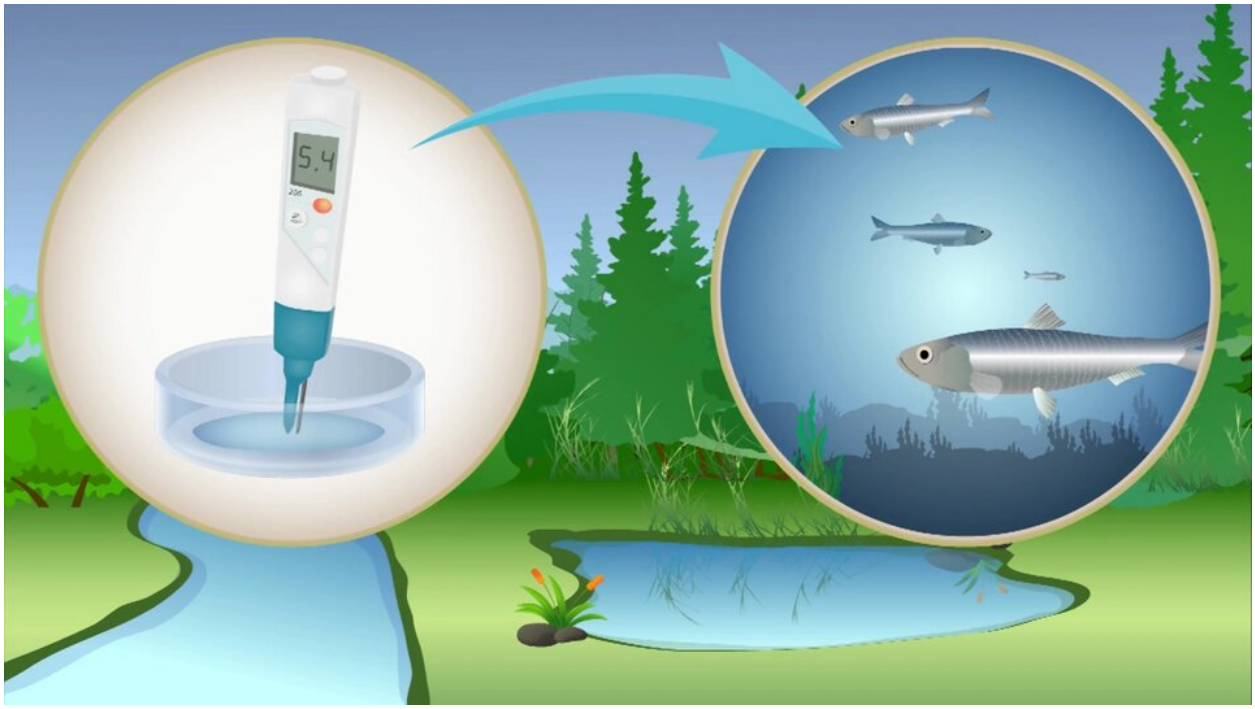
4. Po 5 dniach zanotuj zaobserwowane zmiany.

Nasiona rzeżuchy na podłożu kwasu i wody

Kiełkowanie nasion rzeżuchy na podłożu kwasu i wody

Podsumowanie

W próbce, której podłoże było nasycone roztworem rozcieńczonego kwasu, kiełkowanie nasion rzeżuchy jest ograniczone lub nie zachodzi wcale. Natomiast w próbie kontrolnej, na podłożu zwilżonym wodą, nasiona rzeżuchy wykiełkowały.



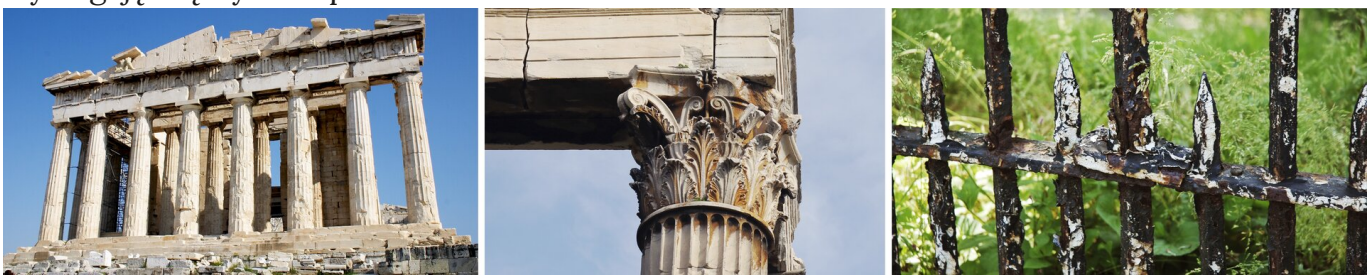
Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie leżących na stole dwóch zlewek z przezroczystymi płynami, przed którymi leżą dwie gałązki roślin iglastych po prawej stronie blatu i dwie gałązki roślin liściastych po lewej stronie. Zmiana ujęcia. Obraz podzielony na dwie części grubą pionową czarną linią W każdej części widoczna jest zlewka, leżące przed nią po jednej gałązce iglastej i liściastej oraz dłoń demonstratora w gumowej rękawiczce wrzucająca gałązki do zlewek. Nad zlewką z lewej strony pojawia się napis Kwas siarkowy cztery, a nad zlewką z prawej: Woda. Zmiana planszy, pojawia się kalendarzowa karta miesięczna podpisana Lipiec 2015. Ukośnymi czerwonymi kreskami zaznaczane są na niej kolejno upływające dni, od środy pierwszego lipca do piątku trzeciego lipca. Zmiana planszy, pojawia się zbliżenie zawartości jednej zlewki z próbkami roślin i kwasem. Na liściach i igłach widoczne są brązowe plamy. Zmiana ujęcia na zbliżenie zawartości drugiej zlewki z próbkami roślin i wodą. Na liściach, gałązkach i igłach nie ma żadnych zmian. Zmiana ujęcia, pojawia się plansza przedstawiająca rysunek krajobrazu z rzeką pośrodku sceny, lasem liściastym po lewej stronie i lasem iglastym po prawej. Niebo zachmurzone, pada intensywny deszcz. Deszcz znika, na tle brunatnego nieba pojawiają się dwa jasne koła. W kole po lewej zbliżenie liścia, a w kole po prawej zbliżenie iglastej gałązki. W miarę postępowania komentarza lektora liście i igły stopniowo żółkną i brązowieją. Podobnie dzieje się ze wszystkimi drzewami na rysunku. Znikają jasne koła, znikają też drzewa, w scenie pozostaje tylko kilkanaście uschniętych pni. Zmiana planszy, powrót do krajobrazu z lasem i deszczem. Następuje zbliżenie na rzekę i znajdujące się po jej prawej stronie jezioro. Z jeziora wychodzi niebieska strzałka przekrzywiona w prawo, wskazująca na jasny okrąg. W okręgu pojawia się animacja: do pustej szalki Petriego wpada duża kropla rozlewająca się po dnie. Do wody wprowadzona zostaje końcówka małego ręcznego pehametru.

Wyświetlacz wskazuje migającą wartość 5 i 4 dziesiąte. Pojawia się kolejna strzałka wychodząca z jasnego koła i wskazująca w prawo do nowego koła, wewnątrz którego znajduje się animacja podwodnego ekosystemu z pływającymi rybami i podwodną roślinnością.

Kwaśne opady (np. smog) zagrażają zdrowiu i życiu ludzi i zwierząt, powodują obniżenie pH gleb i zbiorników wodnych, niszczą materiały budowlane, tworzywa sztuczne, witraże i metale. Na jego niekorzystny wpływ szczególnie narażone są budowle z piaskowca i wapienia, np. średniowieczne zabytki Krakowa, Katedra w Lincoln w Anglii, świątynie na Akropolu w Atenach.

Na działanie kwaśnych opadów nie są odporne nawet materiały hartowane. Zachowanie ich w dobrej kondycji wymaga częstego malowania, tym bardziej że zanieczyszczenia o charakterze kwasowym oddziałują niekorzystnie na pigmenty zawarte w farbach. W rejonach uprzemysłowionych stal szybciej koroduje, dlatego wykonane z niej urządzenia wymagają częstych napraw.



Skutki upływu czasu oraz czynników środowiska na budowle i elementy wykonane ze stali

> **Polecenie 2**
>
> Zastanów się, dlaczego kwaśne opady szczególnie silnie działają na budowle wykonane z wapienia i piaskowca. Postaw hipotezę i zaplanuj doświadczenie.

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Jaki wpływ mają kwaśne opady na skały wapienne i muszle?

Hipoteza

Kwaśne opady powodują niszczenie skał wapiennych i muszli.

Co będzie potrzebne

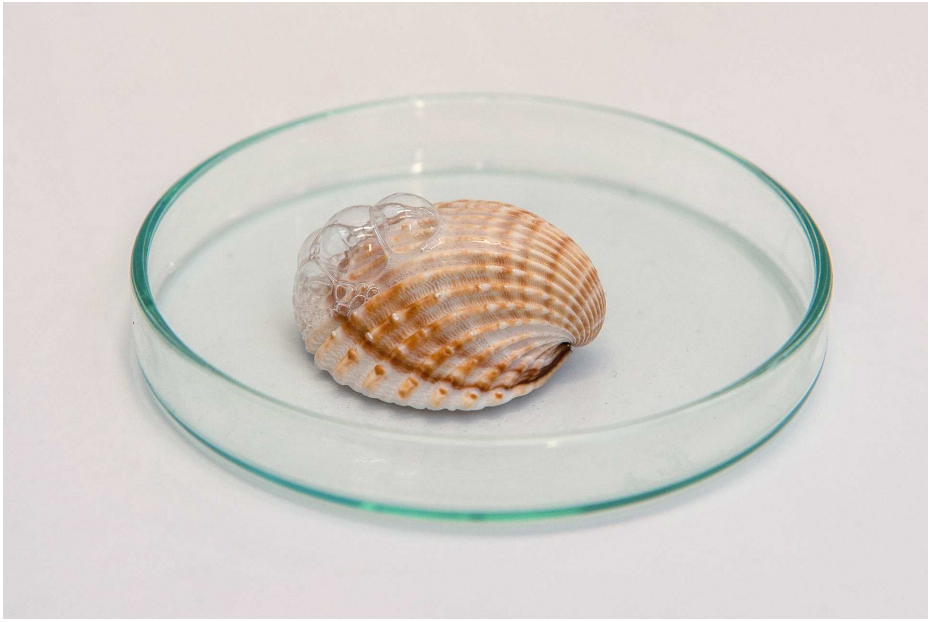
- 2 szalki Petriego,
- kawałek skały wapiennej,
- muszelka,
- rozcieńczony kwas solny,
- pipeta.

Instrukcja

1. Na jednej szalce Petriego umieść kawałek skały wapiennej, a na drugiej – muszelkę.
2. Do obu szalek dodaj rozcieńczony kwas solny.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Kawałki skały wapiennej, muszelka i kwas solny

Skała wapienna pod wpływem kwasu solnego pieni się



Muszelka pod wpływem kwasu solnego pieni się

Podsumowanie

Zarówno skała wapienna, jak i muszelka, która zawiera węglan wapnia, gwałtownie reagują z kwasem solnym, czego efektem jest pienienie się zawartości szalek. W wyniku tej reakcji wydziela się bezbarwny gaz – tlenek węgla(IV), co ilustruje równanie:

$$\mathrm{CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O}$$

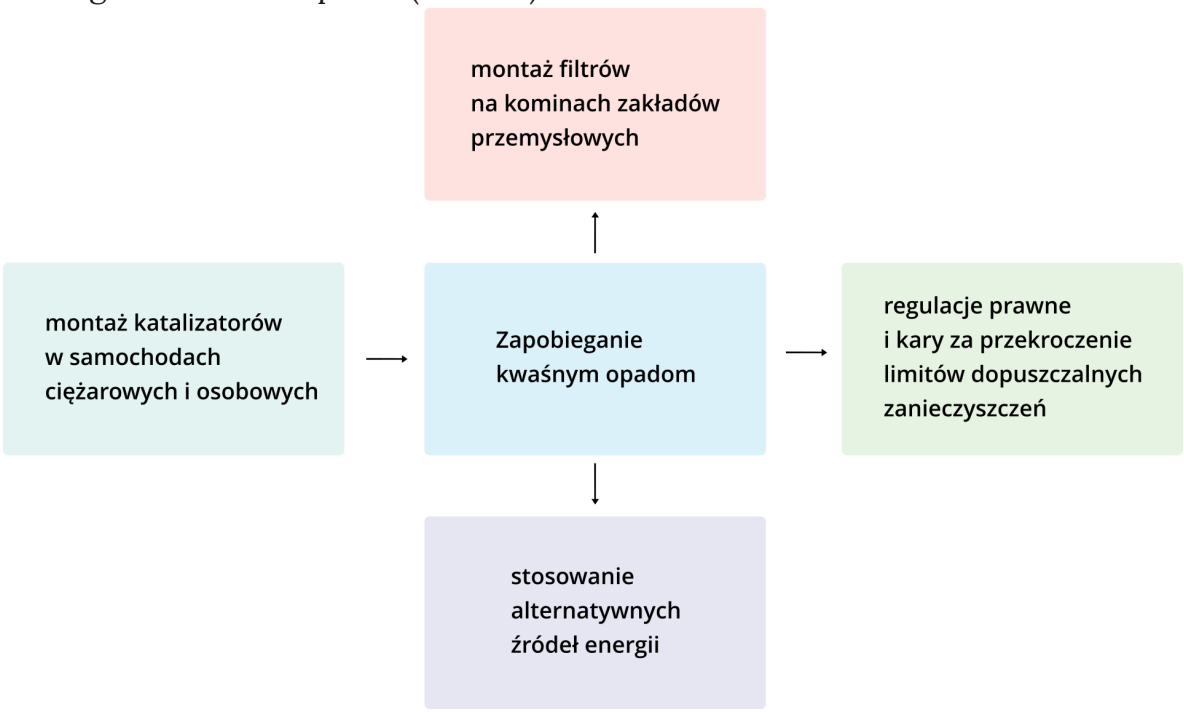
Reakcja węglanu wapnia z kwasami jest przyczyną niszczenia wapiennych elewacji budynków oraz marmurowych rzeźb wskutek działania na nie kwaśnych opadów.

3. W jaki sposób można zapobiegać kwaśnym opadom?

Kwaśne opady należą do problemów globalnych. Zgodnie z ustaleniami międzynarodowymi podejmuje się działania w celu ochrony środowiska. Limity zanieczyszczeń powietrza, m.in. tlenkami azotu i tlenkiem siarki(IV), są ustalone w przepisach prawnych, a ich poziom jest stale monitorowany. Od lat 80. XX wieku do dziś poziom zanieczyszczeń na terenie Unii Europejskiej znacznie się obniżył.

Kwaśnym opadom można zapobiegać, zmniejszając emisję zanieczyszczeń m.in. przez:

- górnictwa, hutnictwa oraz elektrowni – każdy z nas może ograniczyć zużycie energii elektrycznej poprzez wyłączanie świateł, gdy są niepotrzebne, stosowanie żarówek energooszczędnych, włączanie pralki lub zmywarki przy całkowitym zapełnieniu, niepozostawianie urządzeń w trybie czuwania,
- transportu – wiele osób może skorzystać z komunikacji zbiorowej (autobusu, tramwaju) lub z innego środka transportu (roweru).



Podsumowanie

- Tlenki siarki i azotu są emitowane do atmosfery w wyniku działalności człowieka (spalanie paliw, przemysł) oraz ze źródeł naturalnych (wybuchy wulkanów, pożary lasów).
- Kwaśne opady powstają w wyniku reakcji niektórych tlenków (SO_2, N_xO_y, CO_2) z wodą.
- Kwaśne opady powodują zakwaszanie wód, gleb, niszczą budynki i przyspieszają proces korozji, stanowią zagrożenie dla zdrowia i życia ludzi i zwierząt.

Praca domowa

Polecenie 3.1

Wykonaj infografikę przedstawiającą metody zmierzające do ograniczenia powstawania kwaśnych opadów.

Polecenie 3.2

Sporządź mapę najbliższej okolicy i nanieś na nią wartości pH śniegu oraz deszczówki (badania przeprowadź zimą i późną wiosną).

Polecenie 3.3

Przygotuj notatkę na temat przyczyn uszkodzenia drzewostanu Gór Izerskich w latach 80. XX wieku.

Dowiedz się więcej

Kwaśne deszcze już w Polsce nie padają

Słowniczek

kwaśne opady

opady (np. deszcz, śnieg, mgła) o odczynie kwasowym (pH < 5,6); głównymi czynnikami powodującymi wzrost kwasowości opadów są tlenki siarki i azotu, które łączą się z wodą, tworząc kwasy

Zadania

Ćwiczenie 1

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Ćwiczenie 4

Kwaśne opady to opady o pH

- ◯ wyższym od 7.
- ◯ równym 7.
- ◯ w zakresie od 8 do 10.
- ◯ poniżej 5,6.

Ćwiczenie 5

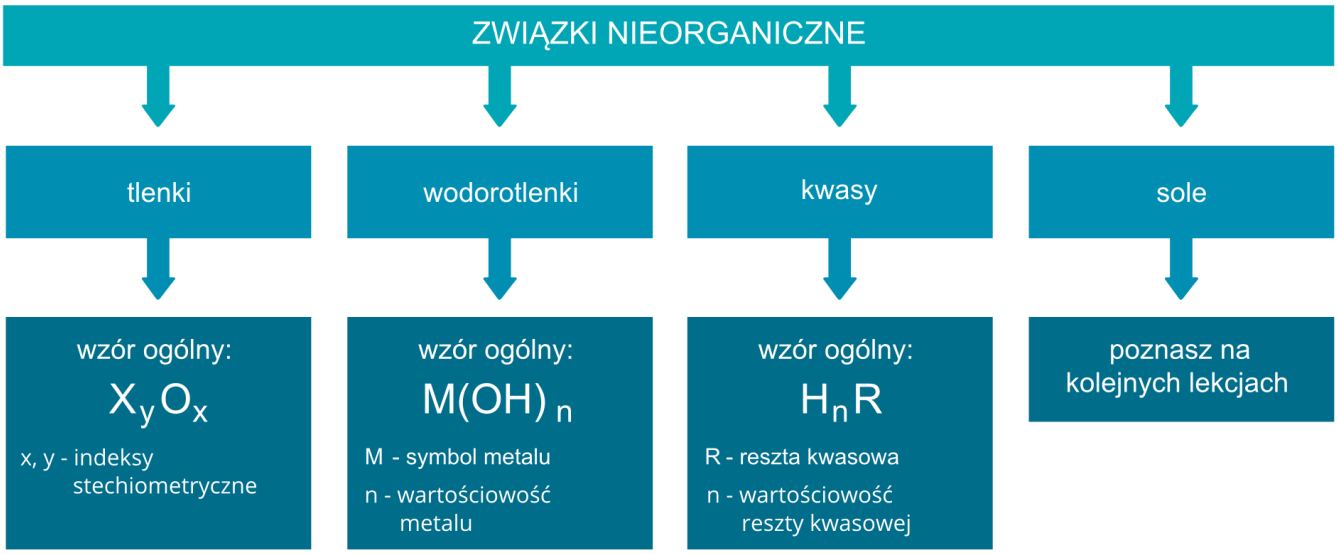
Ćwiczenie 6

Do analizy oddano próbki wody pochodzące z opadów w różnych miejscowościach. Wskaż, które z nich można zakwalifikować jako opady kwaśne.

- ☐ Próbka II = 7,0
- ☐ Próbka V = 4,5
- ☐ Próbka I = 6,5
- ☐ Próbka IV = 9,0
- ☐ Próbka III = 5,5

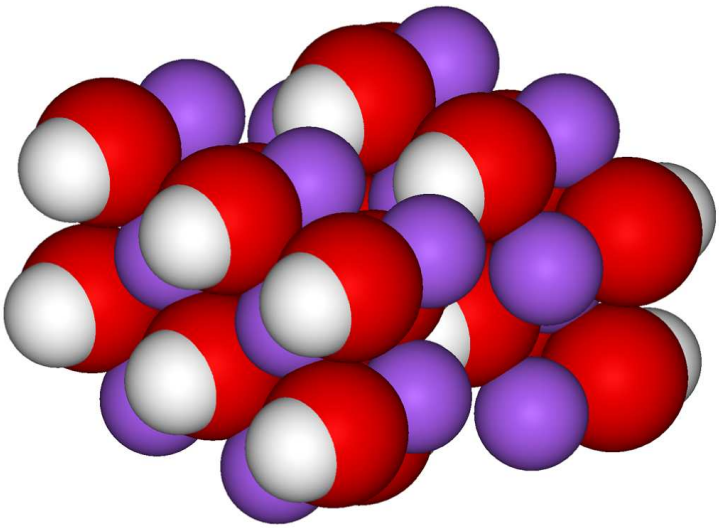
Zasady i kwasy – podsumowanie

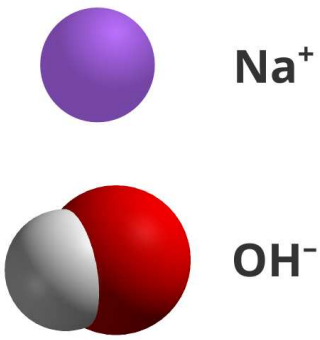
Związki nieorganiczne
W grupie związków nieorganicznych, o których była lub będzie mowa na lekcjach w gimnazjum, wyróżnia się między innymi wodorotlenki i kwasy.



1. Wodorotlenki

Wodorotlenki to związki chemiczne o stałym stanie skupienia, zbudowane z kationów metalu i anionów wodorotlenkowych.
*Jony te przyciągają się siłami elektrostatycznymi, tworząc **sieć krystaliczną**.





Wodorotlenki otrzymuje się w reakcji **metali aktywnych z wodą** (metali z 1. oraz 2. grupy układu okresowego, z wyjątkiem berylu). W ich wyniku powstają zasady (wodne roztwory wodorotlenków) i wydziela się wodór.

metal aktywny + woda → wodorotlenek + wodór

$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$

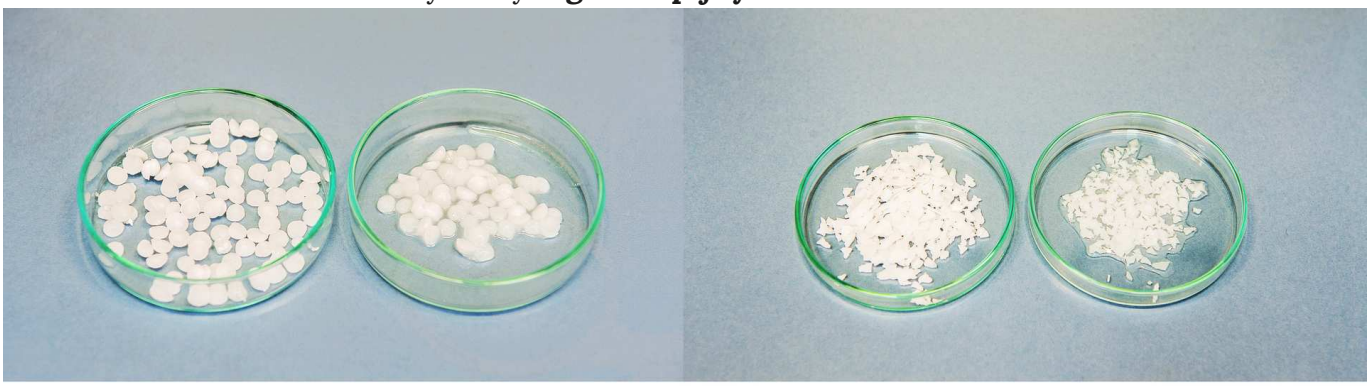
Innym sposobem otrzymywania wodorotlenków jest działanie **tlenków metali aktywnych** (należących do 1. oraz 2. grupy układu okresowego z wyjątkiem berylu), **zwanych tlenkami zasadowymi, na wodę**.

tlenek metalu aktywnego + woda → wodorotlenek

$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

Właściwości

Wodorotlenek sodu i wodorotlenek potasu to substancje stałe o barwie białej. Pozostawione na powietrzu po pewnym czasie rozpływają się – pochłaniają wilgoć z otoczenia. Substancje o takich właściwościach nazywamy **higroskopijnymi**.



wodorotlenek sodu
nazwa zwyczajowa: soda żrąca

wodorotlenek potasu
nazwa zwyczajowa: potaż żrący

Wodorotlenki są substancjami stałymi, mogą mieć różne barwy. Wodorotlenki sodu i potasu oraz innych pierwiastków z 1. grupy układu okresowego są bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie. Rozpuszczalność wodorotlenków pierwiastków 2. grupy zwiększa się ze wzrostem liczby atomowej berylowca, a wodorotlenki pozostałych metali są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie.

Zgodnie z teorią rozpadu substancji na jony **zasadami** nazywamy związki chemiczne, które dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe:

$$\mathrm{M(OH))_n \xrightarrow{H_2O} M^{n+} + nOH^-}$$

Zasadami nazywamy zarówno wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie, jak i ich wodne roztwory.

wodorotlenek sodu, tzw. soda żrąca, NaOH

wykorzystywany do produkcji mydła i innych środków piorących, jedwabiu sztucznego, celulozy, papieru, szkła wodnego, barwników, regeneracji kauczuku. W postaci roztworu wodnego jest składnikiem płynów czyszczących, wybielaczy, a także preparatów do udrażniania rur i syfonów (również w postaci stałej)

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie składa się z pokazu slajdów opatrzonych podpisami i komentarzem, odczytywanym również przez lektora. Pierwszy slajd przedstawia opakowanie lekarstwa na nadkwaśność, niestrawność i zgagę. Drugi slajd przedstawia kostkę mydła. Trzeci slajd przedstawia białą plastikową butelkę środka do udrażniania rur i odpływów. Czwarty slajd przedstawia opakowanie zaprawy murarskiej. Piąty slajd przedstawia tubkę pasty do zębów.

---

2. Kwasy

Kwasy to związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z atomów wodoru i reszty kwasowej.
W cząsteczkach kwasów beztlenowych atomy wodoru łączą się bezpośrednio z atomem niemetalu.

Wzór ogólny kwasów ma postać:

$$H_nR$$

gdzie:
n – liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu,
R – reszta kwasowa (w przypadku kwasów beztlenowych są to atomy niemetalu).

Kwasy beztlenowe otrzymuje się m.in. przez rozpuszczenie w wodzie związku chemicznego powstałego podczas reakcji wodoru z niektórymi niemetalami, np.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} HCl_{(aq)}$$

$$\text{chlorowodór} \rightarrow \text{kwas chlorowodorowy}$$

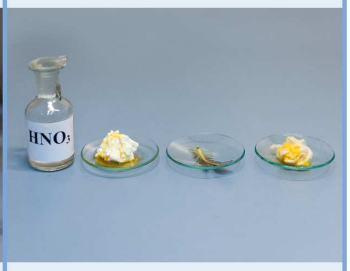
Kwasy tlenowe otrzymuje się m.in. w wyniku reakcji tlenku niemetalu z wodą, np.

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$\text{tlenek siarki(VI)} + \text{woda} \rightarrow \text{kwas siarkowy(VI)}$$

Rzymska cyfra podawana w nawiasie po nazwie kwasu tlenowego informuje o wartościowości niemetalu, od którego pochodzi nazwa kwasu, np. **kwas siarkowy(VI)**.

Wybrane właściwości kwasów

Pamiętaj chemiku młody,		
		
wlewaj zawsze kwas do wody!		
Stężone kwasy to substancje silnie żrące. Podczas ich rozcieńczania należy dolewać kwasu do wody.	Stężony kwas siarkowy(VI) ma właściwości silnie higroskopijne.	Stężony kwas azotowy(V) służy do wykrywania substancji zawierających białko – reakcja ksantoproteinowa.

Zgodnie z teorią rozpadu substancji na jony **kwasami** nazywamy związki chemiczne, które w roztworze wodnym dysocjują na kationy wodoru i aniony reszt kwasowych:

$$H_nR \xrightarrow{H_2O} nH^+ + R^{n-}$$

gdzie:
n – liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu (ładunek anionu reszty kwasowej),
R – reszta kwasowa.

Ładunek anionu reszty kwasowej jest równy liczbie kationów wodoru w cząsteczce kwasu.

Zastosowanie kwasów beztlenowych

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1EbcudZV

Zastosowanie kwasów tlenowych

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1EbcudZV

3. Wskaźniki

O tym, że badane związki chemiczne mają odmienne właściwości, można się przekonać, używając substancji zwanych wskaźnikami. Ich działanie pod wpływem różnych substancji polega na tym, że w łatwy do zaobserwowania sposób zmieniają barwę. Dzięki temu możemy stwierdzić, czy w badanej próbce jest interesująca nas substancja.

Uniwersalne papierki wskaźnikowe w środowisku kwasowym barwią się na czerwono, a w zasadowym – na zielono lub niebiesko.

Miarą kwasowości i zasadowości roztworu jest **skala pH**. Przyjmuje ona wartości od 0 do 14.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1EbcudZV

Zadania

Pamiętam i rozumiem

- Wyjaśnij, jakie substancje nazywamy kwasami, a jakie – zasadami. Przedstaw to zagadnienie w formie infografiki.

- Opisz właściwości wodorotlenków sodu i potasu oraz wyjaśnij, jakie piktogramy należy umieszczać na ich opakowaniach.
- Podaj dwie metody otrzymywania wodorotlenków.
- Wyjaśnij, czym różni się wodorotlenek od zasady.
- Podaj reguły pracy z substancjami o właściwościach żrących.
- Zapisz równania reakcji otrzymywania kwasów beztlenowych, np. $HCl_{(aq)}$ i $H_2S_{(aq)}$.

Czytam i interpretuję

- Z tablic chemicznych odczytaj, które wodorotlenki są rozpuszczalne, a które – nierozpuszczalne w wodzie. Przedstaw po 4 przykłady w postaci tabeli.
- W dowolnym źródle (podręczniki, książki, encyklopedie, Internet) znajdź informacje dotyczące przyczyn i skutków kwaśnych opadów. Napisz krótką notatkę.
- *Na podstawie dostępnych źródeł (podręczniki, książki, encyklopedie, Internet) odpowiedz, czy pH gleby wpływa na rodzaj uprawianych na niej roślin.

Rozwiązuję problemy

- Zaproponuj doświadczenie pozwalające sprawdzić, czy reakcja tworzenia wodorotlenku wapnia z tlenku wapnia i wody jest reakcją egzoenergetyczną.
- Wyjaśnij, dlaczego fenoloftaleina nie nadaje się do wykrywania kwasów.
- Sporządź roztwór mydła w wodzie, a następnie zaproponuj sposób, w jaki można sprawdzić odczyn tego roztworu.

Projekt badawczy

Projekt badawczy – badanie odczynu roztworów znajdujących się w najbliższym otoczeniu

	Tytuł projektu	Badanie odczynu roztworów znajdujących się w najbliższym otoczeniu
	Temat projektu	Badanie odczynu wybranych roztworów za pomocą wywaru z czerwonej kapusty
	Badana hipoteza	Roztwory różnych substancji różnią się odczynem.
		Wszystkie badane produkty mają odczyn kwasowy.
	Materiały źródłowe	
Uczeń	Co dokładnie mam zamiar zrobić, by	Przygotować wywar z czerwonej kapusty

	sprawdzić, czy hipoteza jest prawdziwa?	Zaplanować doświadczenie pozwalające zbadać odczyn roztworu: octu, mydła, płynu do mycia naczyń, sody oczyszczonej, wody z kranu, deszczówki, wody gazowanej.
	Co trzeba przygotować, by zweryfikować hipotezę?	Wywar z czerwonej kapusty
		Roztwory: octu, mydła, płynu do mycia naczyń, sody oczyszczonej, wody z kranu, deszczówki, wody gazowanej
	Co będę obserwować (mierzyć)?	Odczyn roztworu
	Czas trwania	–
	Wyniki	Przygotowanie opisu doświadczenia wraz z relacją fotograficzną z przebiegu
	Wniosek	
	Czego się nauczyłam/em podczas tego projektu?	

Test sprawdzający do działu Zasady i kwasy

Test sprawdzający

Klucz testu

Reakcja zobojętniania

Czy można w jakiś sposób sprawić, aby roztwór stał się mniej kwasowy, a ten o odczynie zasadowym zyskał niższe pH?

Już wiesz

- że istnieją wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie (np. $NaOH$, KOH) oraz słabo i trudno rozpuszczalne w wodzie (np. $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$);
- że zasady dysocjują w wodzie na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe;
- że roztwory wodorotlenków mają odczyn zasadowy,
- że kwasy dysocjują w wodzie na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej;
- że odczyn roztworów kwasów jest kwasowy.

Nauczysz się

- przedstawiać w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej) równanie reakcji między kwasem chlorowodorowym a wodorotlenkiem sodu, zachodzącej w roztworze wodnym;
- wyjaśniać, na czym polega reakcja zobojętniania;
- wskazywać substancje, które ulegają reakcji zobojętniania.

1. Czy wodorotlenki mogą reagować z kwasami?

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy wodorotlenek sodu reaguje w roztworze wodnym z kwasem solnym?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Wodorotlenek sodu reaguje w roztworze wodnym z kwasem solnym.
Wodorotlenek sodu nie reaguje w roztworze wodnym z kwasem solnym.

Co będzie potrzebne

- kolba stożkowa,
- pipety,
- rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu,
- rozcieńczony kwas solny,
- bagietka,
- wskaźnik kwasowo-zasadowy: fenoloftaleina.

Instrukcja

1. Do kolby stożkowej wlej kilkadziesiąt cm^3 roztworu wodorotlenku sodu.

2. Dodaj kilka kropli roztworu fenoloftaleiny.

3. Do roztworu wodorotlenku dodawaj kroplami, za pomocą pipety, kwas solny. Stale mieszaj zawartość kolby stożkowej.

4. Obserwuj zachodzące zmiany. Zakończ doświadczenie, gdy dostrzeżesz zmiany. Nie dodawaj zbyt dużo kropli kwasu solnego.

5. Przenieś roztwór do parownicy.

6. Ogrzewaj delikatnie parownicę i odparuj jej zawartość do sucha.

7. Porównaj pozostałość w parownicy ze stałym wodorotlenkiem sodu.

8. Dodaj wodę do osadu, a następnie zbadaj odczyn powstałego roztworu za pomocą fenoloftaleiny.

Podsumowanie

Fenoloftaleina w roztworze wodorotlenku sodu zabarwiła się na kolor malinowy. Podczas dodawania kwasu solnego po pewnym czasie nastąpiło odbarwienie roztworu. Po odparowaniu wody z roztworu powstała biała substancja stała, która wyglądem nie przypominała substancji użytych do reakcji. Fenoloftaleina nie zabarwiła się w roztworze tej substancji.
Wodorotlenek sodu przereagował z kwasem solnym. W wyniku tej reakcji powstała nowa substancja – chlorek sodu. Przemianę tę opisuje poniższe równanie:

$$\mathrm{NaOH} + \mathrm{HCl} \rightarrow \mathrm{NaCl} + \mathrm{H_2O}$$

$$\mathrm{wodorotlenek\ sodu} + \mathrm{kwas\ solny} \rightarrow \mathrm{chlorek\ sodu} + \mathrm{woda}$$

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie stołu laboratoryjnego z rozmieszczonymi na blacie elementami niezbędnymi do przeprowadzenia eksperymentu. Niektóre z elementów są podpisane: kolba stożkowa z roztworem wodorotlenku sodu, mała zlewka z kwasem solnym, oraz nieco

mniejsza zlewka z fenoloftaleiną. Ponadto znajdują się tam naczynie Petriego z papierkami wskaźnikowymi oraz dwie proste pipety. Zmiana ujęcia, eksperymentator nabiera pipetą nieco fenoloftaleiny i dodaje ją do kolby z wodorotlenkiem sodu, który to roztwór natychmiast przybiera barwę malinową. Na ekranie obok kolby pojawia się podpis Odczyn zasadowy. Zmiana ujęcia, stół pokazany z szerszej perspektywy, tak że widoczna jest cała kolba i stojąca obok zlewka z kwasem. Eksperymentator nabiera drugą pipetą kwas solny i dodaje go małymi porcjami do kolby z zabarwionym roztworem zasady sodowej. Następnie miesza zawartość kolby i dodaje ponownie. Zmiana ujęcia, podczas któregoś z kolei mieszania roztwór staje się bezbarwny. Na ekranie obok kolby pojawia się podpis Brak odczynu zasadowego. Zmiana ujęcia, eksperymentator przelewa zawartość kolby do porcelanowej parowniczki stojącej na siatce grzewczej ustawionej nad palnikiem gazowym. Zmiana ujęcia, pokazane zostaje wnętrze parowniczki po odparowaniu wody. Na dnie znajdują się bardzo drobne białe kryształki. Eksperymentator nalewa do parowniczki wodę i miesza zawartość bagietką. Osad znika, rozpuszczając się. Następnie za pomocą bagietki przenosi kilka kropel roztworu na papierek wskaźnikowy na leżącej obok parowniczki szalce Petriego. Papierek bardzo delikatnie zmienia kolor z żółtego na żółtozielony, co oznacza odczyn obojętny. Na tle sceny pojawia się w górnej części ekranu zapis reakcji NaOH plus HCl daje w efekcie NaCl plus H2O. Wzorom związków towarzyszą nazwy zapisane słownie.

Wodorotlenek sodu reaguje nie tylko z kwasem solnym, ale także i z innymi kwasami, np. siarkowym(VI), siarkowym(IV), azotowym(V) czy fosforowym(V). W podobny sposób zachowują się wszystkie rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki.

Czy wodorotlenki słabo rozpuszczalne w wodzie reagują z kwasami?

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy słabo rozpuszczalne wodorotlenki reagują z kwasami?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Słabo rozpuszczalne wodorotlenki reagują z kwasami.
Słabo rozpuszczalne wodorotlenki nie reagują z kwasami.

Co będzie potrzebne

- probówki,
- pipety,
- bagietki,
- przygotowane przez nauczyciela tuż przed wykonaniem doświadczenia wodorotlenki: miedzi(II), żelaza(III), magnezu(II), glinu (otrzymane np. w wyniku reakcji chlorków: miedzi(II), żelaza(III), magnezu, glinu z wodorotlenkiem sodu lub potasu),
- rozcieńczone roztwory kwasów: solnego, siarkowego(VI), azotowego(V).

Instrukcja

1. Zawiesinę (1–2 cm^3) każdego z badanych wodorotlenków umieść w 4 probówkach.

2. Do każdej z probówek dodaj inny kwas: do pierwszej – solny, do drugiej – siarkowy(VI), do trzeciej – azotowy(V).

3. Do czwartej probówki wlej podobną objętość wody (próbka kontrolna).

4. Obserwuj, co dzieje się z wodorotlenkami po dodaniu każdej z cieczy.

Podsumowanie

W miarę dodawania kwasów: solnego, siarkowego(VI), azotowego(V) do zawiesin wodorotlenków: miedzi(II), żelaza(III), magnezu, glinu następowało zanikanie osadów wodorotlenków. Powstałe roztwory były klarowne, natomiast zawartość probówki z wodorotlenkiem miedzi(II) miała barwę niebieską, zaś probówka z wodorotlenkiem żelaza(III) – żółtą. Po wlaniu wody do probówek osady wodorotlenków pozostały niezmienione. Wszystkie wodorotlenki przereagowały z kwasami. W próbie kontrolnej nie reagowały z wodą i się w niej nie rozpuściły.

Wodorotlenki słabo rozpuszczalne w wodzie także reagują z kwasami, takimi jak na przykład: siarkowy(VI), solny, azotowy(V).

2. Jak przebiega reakcja zobojętniania?

Przebieg reakcji pomiędzy wodorotlenkiem sodu i kwasem chlorowodorowym można przedstawić w postaci równania:

$$\mathrm{HCl} + \mathrm{NaOH} \rightarrow \mathrm{NaCl} + \mathrm{H_2O}$$

$$\text{kwas chlorowodorowy} + \text{wodorotlenek sodu} \rightarrow \text{chlorek sodu} + \text{woda}$$

Wiemy, że w roztworze wodnym rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki i kwasy ulegają procesowi dysocjacji:

$$\mathrm{HCl} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{H^+} + \mathrm{Cl^-}$$

$$\text{kwas chlorowodorowy}$$

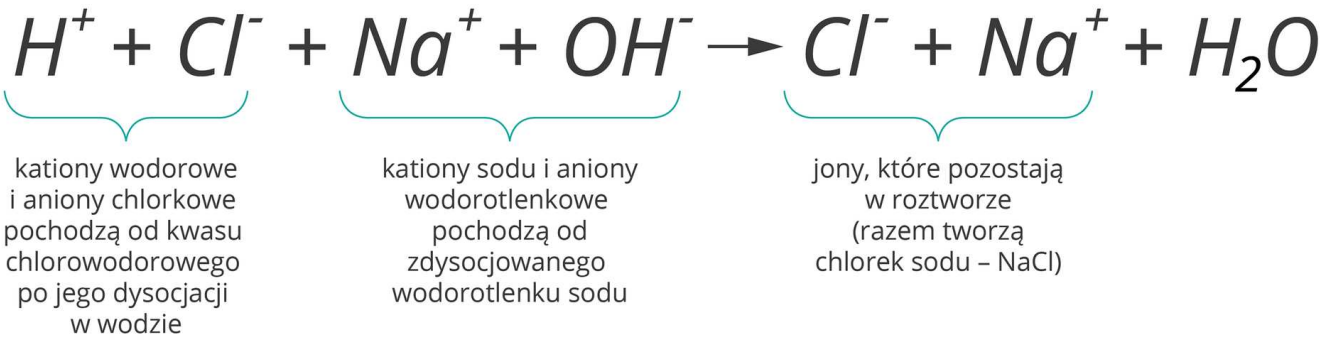
$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

wodorotlenek sodu

Z tego względu w reakcji między tymi substancjami biorą udział jony. Zapiszmy więc równanie reakcji z ich użyciem:

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Cl^- + Na^+ + H_2O$$

Taki zapis przebiegu reakcji nazywa się zapisem jonowym pełnym.



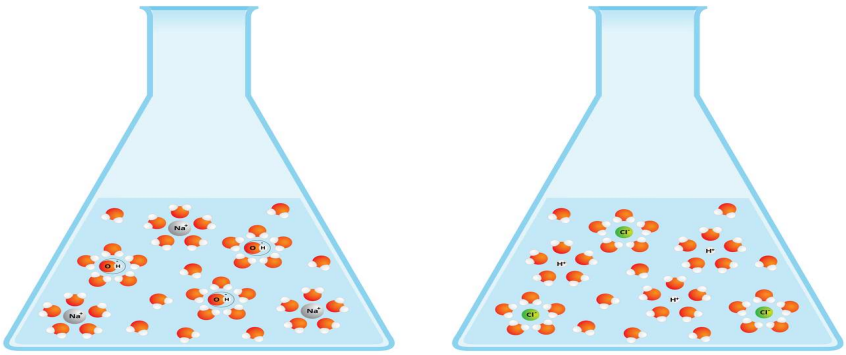
Zauważmy, że podczas reakcji wodorotlenku sodu z kwasem solnym reagują tylko dwa jony: kation wodoru i anion wodorotlenkowy, które razem tworzą cząsteczkę wody. Pomińmy w równaniu reakcji jony niebiorące udziału w reakcji:

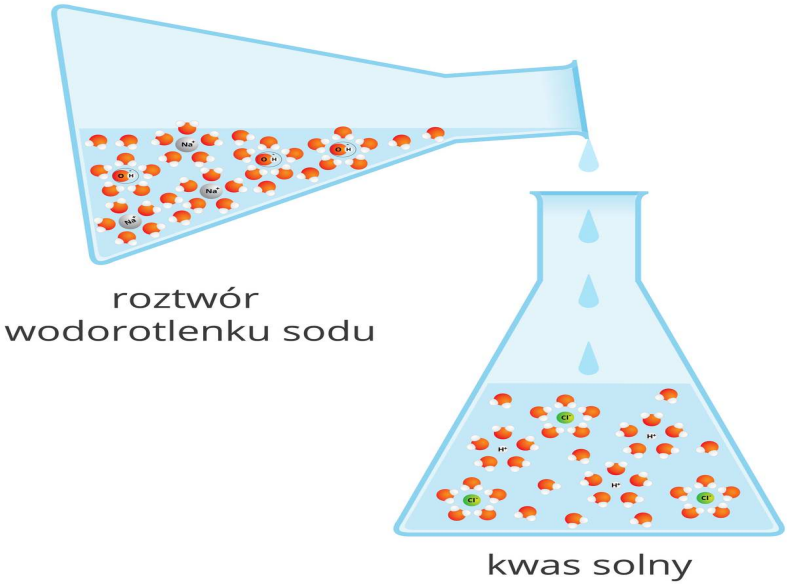
i zapiszmy równanie, które opisuje właściwe procesy zachodzące podczas reakcji chemicznej:

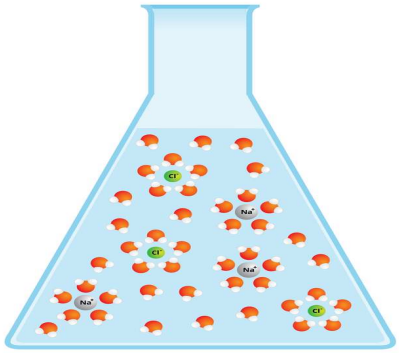
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

Ten sposób przedstawienia przebiegu reakcji chemicznej – z użyciem wyłącznie jonów biorących udział w reakcji – nazywa się zapisem jonowym skróconym.

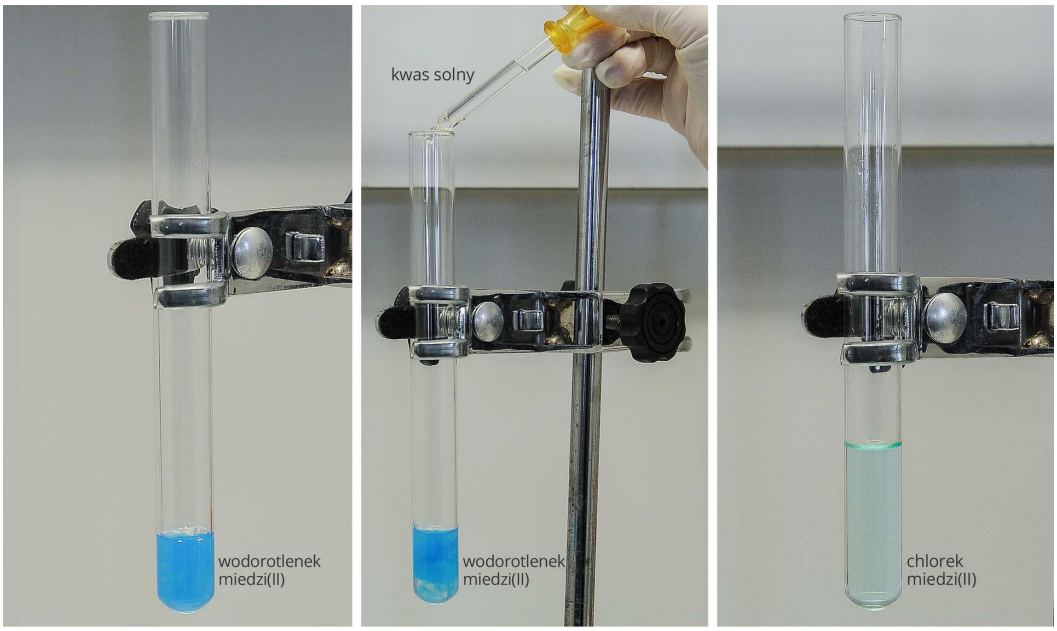
Jak pamiętamy, aniony wodorotlenkowe odpowiadają za odczyn zasadowy, natomiast kationy wodoru – za odczyn kwasowy. Odczyn roztworu, który powstał po reakcji wodorotlenku sodu z kwasem solnym, był obojętny. Dlatego właśnie reakcję między kwasem a wodorotlenkiem nazwano reakcją zobojętniania. Czasami określa się ją mianem reakcji neutralizacji. Jej istota polega na łączeniu się kationów wodoru z anionami wodorotlenkowymi i tworzeniu się cząsteczek wody.


roztwór
wodorotlenku sodu
kwas solny

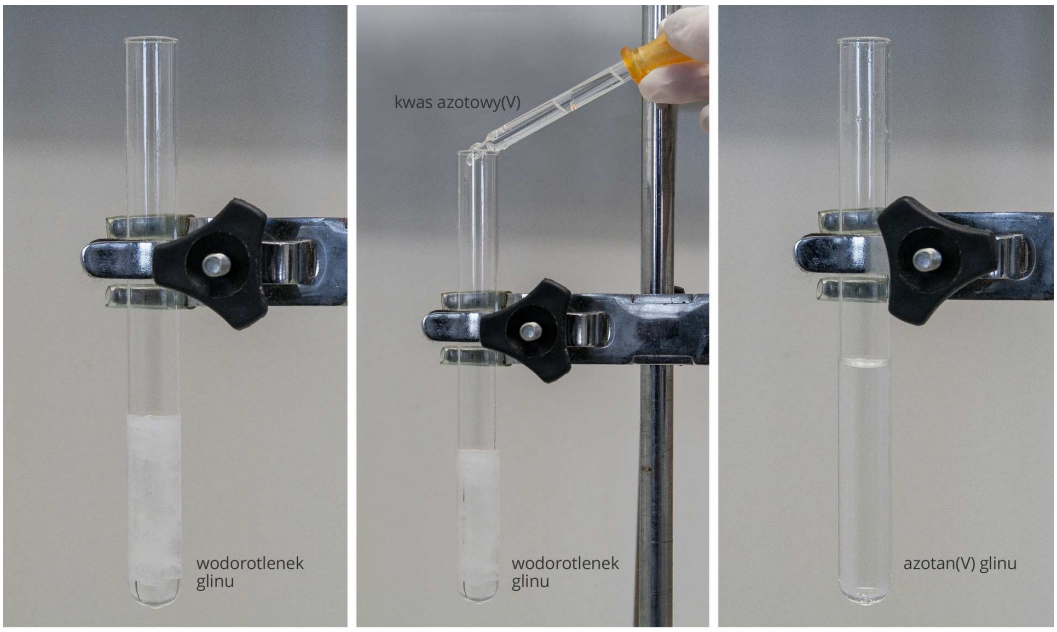

roztwór
wodorotlenku sodu
kwas solny



3. Przykłady reakcji między wodorotlenkami a kwasami



$$Cu(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$



$$Al(OH)_3 + 3HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3H_2O$$

Przykład 1

Zapisz równanie reakcji wodorotlenku wapnia z kwasem solnym.

Przykładowe reakcje wodorotlenków z kwasami

Substrat 1 wodorotlenek	**Substrat 2 kwas**	**Kierunek reakcji**	**Produkt 1**	**Produkt 2**
KOH wodorotlenek potasu	HCl kwas solny	$\rightarrow$	H_2O	KCl
$2\,KOH$ wodorotlenek potasu	H_2SO_4 kwas siarkowy(VI)	$\rightarrow$	$2H_2O$	K_2SO_4
$2\,NaOH$ wodorotlenek sodu	H_2SO_3 kwas siarkowy(IV)	$\rightarrow$	$2H_2O$	Na_2SO_3
$Cu(OH)_2$ wodorotlenek miedzi(II)	H_2SO_4 kwas siarkowy(VI)	$\rightarrow$	$2H_2O$	$Cu\,SO_4$
$Cu(OH)_2$ wodorotlenek miedzi(II)	$2HNO_3$ kwas azotowy(V)	$\rightarrow$	$2H_2O$	$Cu(NO_3)_2$
$Mg(OH)_2$ wodorotlenek magnezu	H_2SO_4 kwas siarkowy(VI)	$\rightarrow$	$2H_2O$	$Mg\,SO_4$
$Mg(OH)_2$ wodorotlenek magnezu	$2HNO_3$ kwas azotowy(V)	$\rightarrow$	$2H_2O$	$Mg(NO_3)_2$

Substrat 1 wodorotlenek	Substrat 2 kwas	Kierunek reakcji	Produkt 1	Produkt 2
$2\,Fe(OH)_3$ wodorotlenek żelaza(III)	$3H_2SO_4$kwas siarkowy(VI)	$\rightarrow$	$6H_2O$	$Fe_2(SO_4)_3$
$Fe(OH)_3$ wodorotlenek żelaza(III)	3HClkwas solny	$\rightarrow$	$3H_2O$	$FeCl_3$
$Fe(OH)_3$ wodorotlenek żelaza(III)	$3HNO_3$kwas azotowy(V)	$\rightarrow$	$3H_2O$	$Fe(NO_3)_3$

Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Na ekranie widać treść zadania, która będzie widoczna przez cały czas i na każdym ekranie: Zapisz równanie reakcji wodorotlenku wapnia z kwasem solnym. Pod spodem pojawia się początek równania: wodorotlenek wapnia + kwas solny ->. Uzupełnia się równanie: wodorotlenek wapnia + kwas solny -> woda + chlorek wapnia. Pod równaniem opisanym słownie pojawia się drugie: Ca(OH)2 + HCl -> CaCl2+ H2O. Pod równaniem pojawia się tabela. Wyróżnia się drugi wiersz z Ca w tabeli. Równanie uzupełnia się. Liczby w tabeli zmieniają się. Równanie uzupełnia się. Dane w tabeli się poprawiają. Równanie reakcji zostaje wyróżnione.

---

4. Wykorzystanie reakcji zobojętniania

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1GFj8cYa

Podsumowanie

- W roztworze wodnym wodorotlenki reagują z kwasami.
- W wyniku reakcji wodorotlenku sodu z kwasem solnym powstaje chlorek sodu.
- Przemiana polegająca na reakcji anionów wodorotlenkowych z kationami wodoru, w wyniku której powstają obojętne cząsteczki wody, nazywa się reakcją zobojętniania.

Praca domowa

Polecenie 1.1

Wyjaśnij, dlaczego w składzie leków zobojętniających kwas solny w żołądku nie ma wodorotlenku sodu. Podpowiedzi szukaj na przykład w karcie charakterystyki tej substancji.

Słowniczek

pełny zapis jonowy

zapis przedstawiający przebieg reakcji w roztworze wodnym; przedstawia rozpuszczalne w wodzie substraty i produkty jako jony (zgodnie z ich dysocjacją)
reakcja zobojętniania

reakcja między kwasem a wodorotlenkiem, która polega na reakcji kationów wodoru z anionami wodorotlenkowymi z utworzeniem cząsteczek wody
skrócony zapis jonowy

równanie reakcji przebiegającej w roztworze wodnym; przedstawia substancje i jony faktycznie biorące udział w reakcji

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

Kwas solny [ ] z wodorotlenkiem sodu. Chlorek sodu i [ ] są produktami reakcji [ ]. Reakcje wodorotlenków z kwasami są przykładem reakcji [ ]. Reakcja ta zachodzi między [ ] i [ ].

kationami wodoru | wodorotlenek sodu | anionami siarczanowymi(VI) | kationami sodu | tlenek sodu | sodu i wody | anionami wodorotlenkowymi | zobojętniania | sodu i chloru | nie reaguje | spalania | chlorowodór | reaguje | anionami chlorkowymi | anionami fosforanowymi(V) | kwasu solnego z wodorotlenkiem sodu | cząsteczkami wody | cząsteczkami wody | woda | utleniania | wodoru i chloru | kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem sodu

Ćwiczenie 2

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Wodorotlenek sodu reaguje z kwasem siarkowym(VI).	◯	◯
W reakcji zobojętniania powstają dwa produkty.	◯	◯
Wodorotlenek żelaza(III) nie reaguje z kwasem solnym.	◯	◯
Jednym z produktów reakcji wodorotlenku potasu z kwasem solnym jest woda.	◯	◯

Ćwiczenie 3

Wybierz substancje, które reagują z kwasem solnym.

reakcja zobojętniania z kwasem solnym

wodorotlenek potasu

wodorotlenek miedzi(II)

wodorotlenek glinu

wodorotlenek sodu

wodorotlenek żelaza(III)

wodorotlenek magnezu

Ćwiczenie 4

Wskaż równanie reakcji zobojętniania kwasu solnego z wodorotlenkiem sodu.

◯ $\mathrm{HCl} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{H^+ + Cl^-}$

◯ $\mathrm{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O}$

◯ $\mathrm{KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O}$

◯ $\mathrm{NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-}$

Ćwiczenie 5

Wskaż równanie reakcji zobojętniania zachodzącej między wodorotlenkiem potasu a kwasem solnym.

- $\mathrm{KOH} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{K^+ + OH^-}$
- $\mathrm{KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O}$
- $\mathrm{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O}$
- $\mathrm{HCl} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{H^+ + Cl^-}$

Ćwiczenie 6

Wskaż równanie, które przedstawia istotę reakcji zobojętniania.

- $\mathrm{H_2SO_4} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{2H^+ + SO_4^{2-}}$
- $\mathrm{2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O}$
- $\mathrm{OH^- + H^+ \rightarrow H_2O}$
- $\mathrm{KOH} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{Na^+ + OH^-}$
- $\mathrm{HCl} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} \mathrm{H^+ + Cl^-}$

Ćwiczenie 7

Dobierz współczynniki stechiometryczne reakcji wodorotlenku baru z kwasem siarkowym(VI), a następnie wskaż ich prawidłowy ciąg:

$$\mathrm{Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + H_2O}$$

- ◯ 2, 1, 2, 2
- ◯ 1, 1, 1, 1
- ◯ 2, 1, 2, 1
- ◯ 1, 1, 1, 2
- ◯ 1, 1, 1, 3

Ćwiczenie 8

Wskaż nazwę typu reakcji, do którego zalicza się reakcja zobojętniania.

- ◯ Reakcja analizy.
- ◯ Reakcja wymiany.
- ◯ Reakcja syntezy.

Ćwiczenie 9

Jak zmienia się odczyn roztworu, który powstaje w wyniku dodawania kwasu solnego do roztworu wodorotlenku sodu? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ pH roztworu rośnie
- ◯ pH roztworu nie zmienia się
- ◯ pH roztworu maleje

Budowa soli i ich nazewnictwo

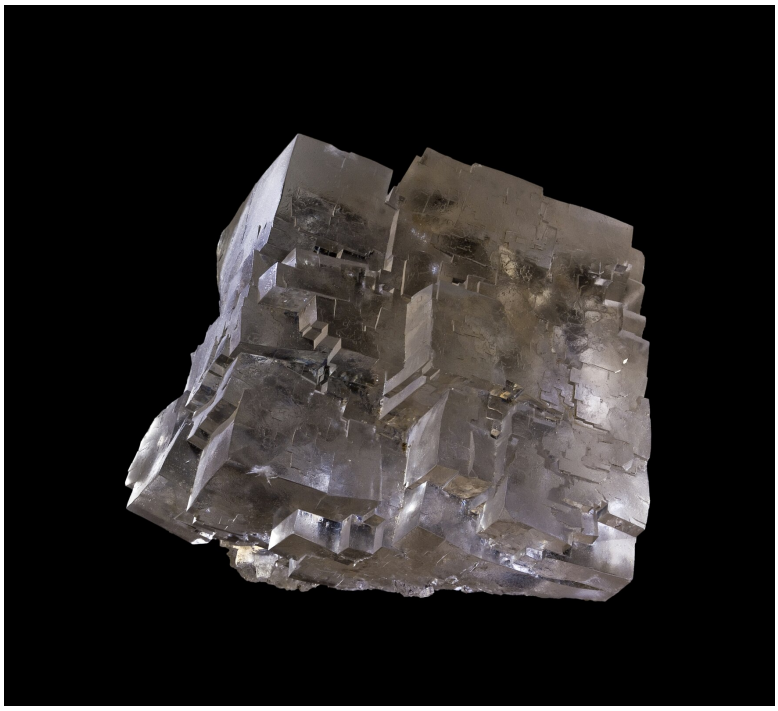
Słowo sól kojarzy nam się najczęściej z produktem spożywczym używanym w kuchni do przyprawiania potraw, tzw. solą kuchenną. Jednak nazwa ta obejmuje wiele związków, które mają pewne wspólne cechy. Na tej lekcji poznasz substancje, które chemicy zaliczają do grupy określanej jednym mianem: sole.

> **Już wiesz**
>
> - że wodorotlenki reagują z kwasami;
> - że w wyniku reakcji wodorotlenku sodu z kwasem solnym powstaje sól – chlorek sodu – oraz woda;
> - że reakcja zobojętniania to przemiana, w której wyniku aniony wodorotlenkowe łączą się z kationami wodoru, tworząc obojętne cząsteczki wody.

> **Nauczysz się**
>
> - opisywać budowę soli;
> - tworzyć nazwy soli;
> - zapisywać równania reakcji kwasów z wodorotlenkami, prowadzących do powstawania soli.

1. Co to są sole?

Sól to powszechna nazwa soli kuchennej, której głównym składnikiem jest chlorek sodu. Jednak nie jest to jedyny związek, który może być tak określany. Nazwa ta odnosi się także do innych substancji, np.: chlorku potasu, siarczku miedzi(II). Sole stanowią ogromną liczbę związków o pewnych charakterystycznych cechach.



> **Ciekawostka**
>
> Czy wszystkie sole są słone?
> Nie każda sól jest słona. Są sole pozbawione smaku (np. węglan wapnia). Są też takie, które w literaturze opisuje się jako ostre lub orzeźwiające (azotan(V) potasu). Siarczan(VI) magnezu z uwagi na swój smak zyskał nazwę: sól gorzka.

Sole to związki zbudowane z kationów metali (lub kationu amonu o wzorze $\mathrm{NH_4^+}$) i anionów reszty kwasowej. Ich wzór ogólny zapisujemy jako:

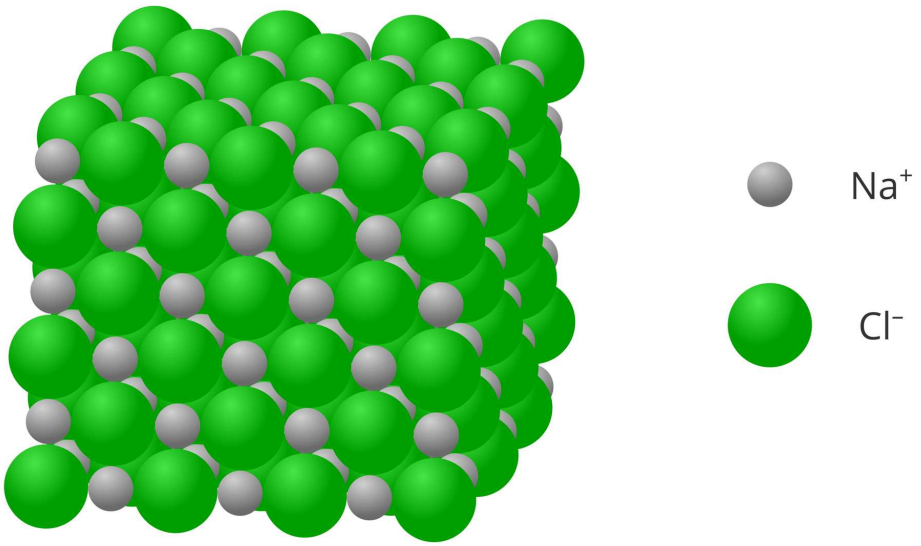
$$\mathrm{Me_mR_n}$$

gdzie:

Me – symbol metalu, którego kation wchodzi w skład soli,
R – symbol reszty kwasowej, której anion tworzy sól,
n, m – indeksy stechiometryczne ustalone na podstawie wartościowości metalu i reszty kwasowej.

Wartościowość reszty kwasowej jest równa wartości bezwzględnej ładunku jej jonu, np. wartościowość jonu siarczanowego(VI), SO_4^{2-}, wynosi dwa (zobacz więcej).

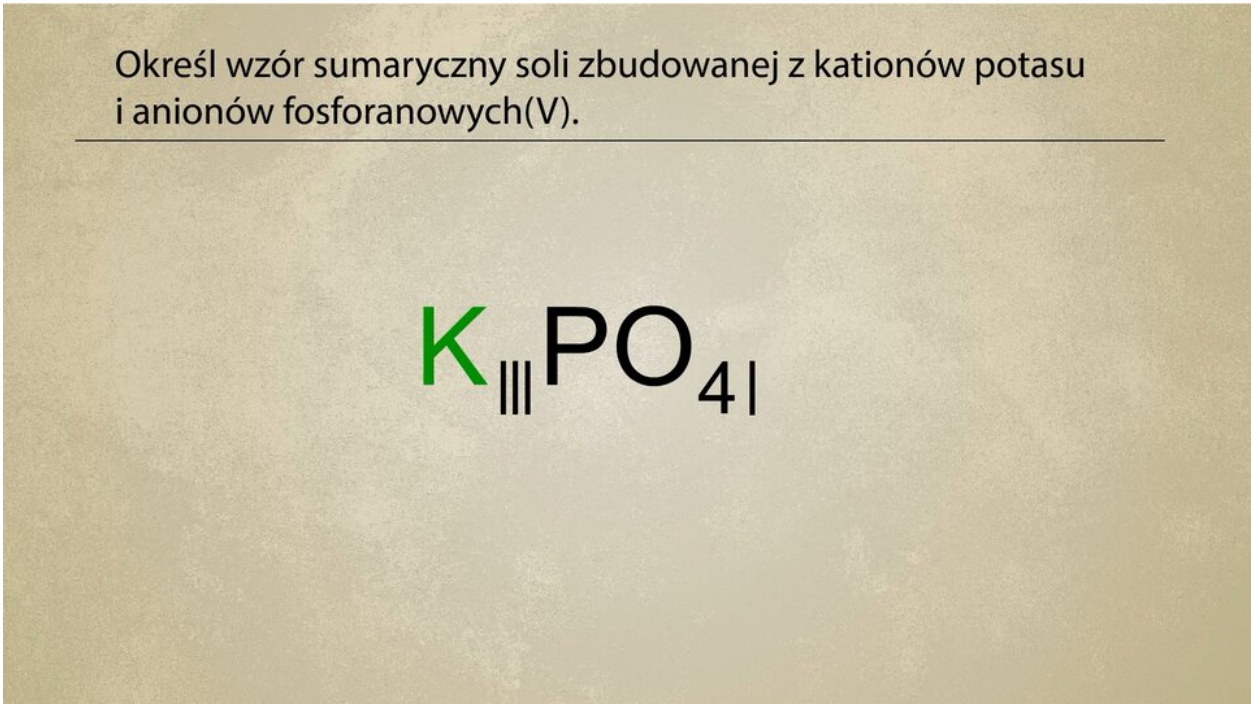
Sole zbudowane są z jonów, należą więc do grupy związków jonowych. W stanie stałym tworzą one kryształy o uporządkowanej strukturze. (zobacz więcej)



Najbardziej znaną solą jest chlorek sodu, o wzorze NaCl; jego kryształ zbudowany jest z kationów sodu i anionów chlorkowych

2. Jak tworzymy wzory sumaryczne soli?

> **Przykład 1**
>
> Zadanie – przykład
> Zapisz wzór sumaryczny soli zbudowanej z kationów potasu i jonów fosforanowych(V).



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie brązowej planszy na tle której pojawiają się napisy. Pierwszy napis, widoczny u góry ekranu brzmi Określ wzór sumaryczny soli zbudowanej z kationów potasu i anionów fosforanowych pięć. Poniżej pojawia się wzór ogólny Me indeks dolny n, R wielkie indeks dolny m. Me to symbol metalu, a R to symbol reszty kwasowej. Opis ogólny znika i na ekranie pojawia się najpierw litera K, a następnie reszta kwasowa PO4 z informacją o ładunku 3 minus. Ładunek jonu po chwili znika. Nad niekompletnym jeszcze wzorem pojawia się napis Wartościowość? Po lewej stronie pojawia się fragment układu okresowego pierwiastków, a konkretnie jego pierwsza grupa. Fragment znika, a nad literą K we wzorze pojawia się rzymska liczba jeden. Wzór chwilowo zanika, a poniżej pojawia się wzór kwasu H3PO4. Część H3 odsuwa się w lewo i znika, a przy reszcie kwasowej pojawia się informacja o ładunku jonowym 3 minus. Zapis trzy minus zamienia się w rzymską liczbę trzy. Zapis u dołu ekranu znika, a w centralnej części ponownie pojawia się projektowany wzór soli. Nad wzorem reszty kwasowej pojawia się rzymska liczba trzy. Liczby wartościowości przemieszczają się. Jedynka przesuwa się za resztę kwasową, a trójka za symbol potasu. Liczby rzymskie zmieniają się na arabskie, a jedynka za wzorem reszty kwasowej znika. Otrzymany wzór K3PO4 powiększa się zajmując cały środek ekranu.

Wzory sumaryczne przykładowych soli

Rodzaj anionu	**Rodzaj kationu**	**Wzór sumaryczny soli składającej się ze wskazanych jonów**
Cl^-	Na^+	NaCl

Rodzaj anionu	Rodzaj kationu	Wzór sumaryczny soli składającej się ze wskazanych jonów
	Ca^{2+}	$CaCl_2$
	Al^{3+}	$AlCl_3$
SO_4^{2-}	Na^+	Na_2SO_4
	Ca^{2+}	$CaSO_4$
	Al^{3+}	$Al_2(SO_4)_3$
PO_4^{3-}	Na^+	Na_3PO_4
	Ca^{2+}	$Ca_3(PO_4)_2$
	Al^{3+}	$AlPO_4$

3. Jak nazywamy sole?

Nazwy soli składają się z dwóch członów: pierwsza odnosi się do rodzaju reszty kwasowej, druga – do metalu. Człon pochodzący od nazwy reszty kwasowej przyjmuje końcówkę **-an** (w przypadku soli kwasów tlenowych) lub **-ek** (dla soli kwasów beztlenowych). I tak na przykład sole pochodzące od kwasu siarkowego(VI) będą miały w nazwie wyraz siarczan(VI), a pochodne kwasu siarkowodorowego – siarczek.
W nazwach soli uwzględnia się wartościowość niemetalu, wchodzącego w skład reszty kwasowej, oraz metalu.

Pierwsze człony nazwy soli pochodzących od różnych kwasów

Rodzaj kwasu	Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa kwasu	Jon reszty kwasowej	Pierwszy człon nazwy soli, pochodnej kwasu

Rodzaj kwasu	Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa kwasu	Jon reszty kwasowej	Pierwszy człon nazwy soli, pochodnej kwasu
kwas tlenowy	H_2SO_4	kwas siarkowy(VI)	SO_4^{2-}	siarczan(VI)
	H_2SO_3	kwas siarkowy(IV)	SO_3^{2-}	siarczan(IV)
	H_2CO_3	kwas węglowy	CO_3^{2-}	węglan
	HNO_3	kwas azotowy(V)	NO_3^-	azotan(V)
	H_3PO_4	kwas fosforowy(V)	PO_4^{3-}	fosforan(V)
kwas beztlenowy	HCl	kwas chlorowodorowy	Cl^-	chlorek
	H_2S	kwas siarkowodorowy	S^{2-}	siarczek

Drugi człon nazwy to nazwa metalu w odpowiednim przypadku gramatycznym – dopełniaczu. Jeśli metal może mieć różną wartościowość, to parametr ten należy podać w nawiasie. I tak, chlorek żelaza(III), $FeCl_3$, jest innym związkiem niż chlorek żelaza(II), $FeCl_2$.

Przykładowe wzory i nazwy soli

Kation / Anion	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	CO_3^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	
Na^+	Na_2SO_4 siarczan(VI) sodu	Na_2SO_3 siarczan(IV) sodu	Na_2CO_3 węglan sodu	$NaNO_3$ azotan(V) sodu	Na_3PO_4 fosforan(V) sodu	N c s
K^+	K_2SO_4 siarczan(VI) potasu	K_2SO_3 siarczan(IV) potasu	K_2CO_3 węglan potasu	KNO_3 azotan(V) potasu	K_3PO_4 fosforan(V) potasu	K c p
Ca^{2+}	$CaSO_4$ siarczan(VI) wapnia	$CaSO_3$ siarczan(IV) wapnia	$CaCO_3$ węglan wapnia	$Ca(NO_3)_2$ azotan(V) wapnia	$Ca_3(PO_4)_2$ fosforan(V) wapnia	C c w

Kation Anion	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	CO_3^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	
Mg^{2+}	$MgSO_4$ siarczan(VI) magnezu	$MgSO_3$ siarczan(IV) magnezu	$MgCO_3$ węglan magnezu	$Mg(NO_3)_2$ azotan(V) magnezu	$Mg_3(PO_4)_2$ fosforan(V) magnezu	M c m
Fe^{3+}	$Fe_2(SO_4)_3$ siarczan(VI) żelaza(III)	związek składający się z tych jonów nie istnieje	związek składający się z tych jonów nie istnieje	$Fe(NO_3)_3$ azotan(V) żelaza(III)	$FePO_4$ fosforan(V) żelaza(III)	F c ż
Al^{3+}	$Al_2(SO_4)_3$ siarczan(VI) glinu	związek składający się z tych jonów nie istnieje	związek składający się z tych jonów nie istnieje	$Al(NO_3)_3$ azotan(V) glinu	$AlPO_4$ fosforan(V) glinu	A c g

Podsumowanie

- Sole to grupa związków chemicznych o jonowej budowie, które składają się z kationów metali (lub kationu amonu o wzorze NH_4^+) i anionów reszty kwasowej.
- Nazwa soli składa się z dwóch członów: nazwy reszty kwasowej i nazwy metalu. Gdy sól pochodzi od kwasu tlenowego, to pierwszy człon zyskuje końcówkę **-an**, a gdy od beztlenowego – zakończenie **-ek**.
- W nazwie soli uwzględniamy wartościowość metalu, która może przyjmować różną wartość liczbową.

> **Praca domowa**
>
> > **Polecenie 1.1**
> >
> > Wypisz nazwy soli, jakie są wydobywane w Polsce, oraz określ na mapie miejsca ich występowania.

Słowniczek

sole

związki chemiczne o budowie jonowej składające się głównie z kationów metali i anionów reszty kwasowej

Zadania

Ćwiczenie 1

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Sole mają budowę jonową.	◯	◯
Sole można otrzymać w wyniku reakcji zobojętniania.	◯	◯
W wyniku reakcji wodorotlenków nierozpuszczalnych w wodzie z kwasem nie można otrzymać soli.	◯	◯
Sole można otrzymać tylko w wyniku reakcji wodorotlenków z kwasami tlenowymi.	◯	◯

Ćwiczenie 2

Przyporządkuj podane wzory substancji do odpowiednich kategorii.

sole

związki chemiczne, które nie są solami

Fe_2S_3 $Al(NO_3)_3$ KOH Na_2CO_3 H_2SO_4 $Fe_2(SO_4)_3$ KNO_3 CO_2 $Fe(OH)_3$ H_3PO_4 $CaCl_2$

Ćwiczenie 3

Który z podanych wzorów przedstawia azotan(V) glinu? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- $Al_2(SO_4)_3$
- $Al(NO_3)_3$
- Al_2O_3
- $Al_2(NO_2)_3$
- $Al(NO_3)_4$
- $AlCl_3$

Ćwiczenie 4

Który z podanych wzorów przedstawia siarczan(VI) litu? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ Li_2SO_3
- ◯ $LiSO_4$
- ◯ $LiOH$
- ◯ $LiCl$
- ◯ Li_2SO_4
- ◯ $Li_2(SO_4)_3$

Ćwiczenie 5

Który z podanych wzorów przedstawia siarczek sodu? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ Na_2SO_3
- ◯ SNa_2
- ◯ NaS
- ◯ Na_2SO_4
- ◯ Na_2S
- ◯ SNa

Ćwiczenie 6

Który z poniższych wzorów przedstawia fosforan(V) baru? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ BaO
- ◯ $BaPO_4$
- ◯ $Ba_3(PO_4)_2$
- ◯ $Ba(PO_4)_2$
- ◯ Ba_3PO_4

Ćwiczenie 7

Który ze wzorów przedstawia wzór siarczku ołowiu(II)? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- ◯ PbS_2
- ◯ PbS
- ◯ $PbSO_3$
- ◯ PbS_4
- ◯ SPb
- ◯ $PbSO_4$

Ćwiczenie 8

Wskaż prawidłową nazwę związku o wzorze $\mathrm{FePO_4}$.

- ◯ fosforan(V) żelaza
- ◯ żelaza(II) fosforan(V)
- ◯ żelaza(III) fosforan(V)
- ◯ fosforan(V) żelaza(III)
- ◯ fosforan żelaza(II)
- ◯ fosfor(V) żelaza

Ćwiczenie 9

Wskaż prawidłową nazwę związku o wzorze $\mathrm{Cu_3(PO_4)_2}$.

- ◯ fosforan miedzi(II)
- ◯ fosforan(V) miedzi
- ◯ fosforan(V) miedzi(II)
- ◯ fosforan miedzi

Ćwiczenie 10

Dobierz współczynniki stechiometryczne reakcji:

$$\text{wodorotlenek wapnia} + \text{kwas fosforowy(V)} \rightarrow \text{fosforan(V) wapnia} + \text{woda}$$

Wskaż prawidłowy ciąg współczynników stechiometrycznych.

- 1, 1, 1, 5
- 3, 2, 1, 6
- 2, 2, 2, 5
- 2, 3, 5, 13
- 2, 3, 2, 3

Dysocjacja elektrolityczna soli

Czy sole podobnie jak kwasy i wodorotlenki, od których pochodzą, ulegają w wodzie tym samym procesom?

> **Już wiesz**
>
> - że sole są związkami jonowymi, a ich sieć krystaliczna jest zbudowana z kationów metali i anionów reszt kwasowych;
> - że wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie ulegają dysocjacji elektrolitycznej (dysocjują) na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe;
> - że kwasy dysocjują na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej.

> **Nauczysz się**
>
> - zapisywać równania procesu dysocjacji elektrolitycznej soli.

1. Czy wszystkie sole rozpuszczają się w wodzie?

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy wszystkie sole rozpuszczają się w wodzie w jednakowym stopniu?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Wszystkie sole rozpuszczają w wodzie.
Są sole, które dobrze rozpuszczają się w wodzie, i takie, które są trudno rozpuszczalne.
Sole są nierozpuszczalne w wodzie.

Co będzie potrzebne

- zlewki,
- bagietki szklane,
- łyżeczki,
- woda,
- chlorek wapnia,
- chlorek sodu,
- siarczan(VI) magnezu,
- węglan magnezu,
- węglan wapnia,

- fosforan(V) wapnia,
- węglan sodu.

Instrukcja

1. Do siedmiu jednakowych zlewek wlej identyczną objętość wody (50 cm^3).
2. Do każdej z nich wsyp 3–5 g substancji:
    a. do zlewki 1. – chlorku wapnia,
    b. do zlewki 2. – chlorku sodu,
    c. do zlewki 3. – siarczanu(VI) magnezu,
    d. do zlewki 4. – węglanu magnezu,
    e. do zlewki 5. – węglanu wapnia,
    f. do zlewki 6. – fosforanu(V) wapnia,
    g. do zlewki 7. – węglanu sodu.
3. Zawartość wszystkich zlewek dokładnie wymieszaj za pomocą bagietki.
4. Obserwuj, czy wszystkie substancje stałe rozpuszczają się w wodzie.

Podsumowanie

Po pewnym czasie sole takie jak: chlorek wapnia, chlorek sodu, siarczan(VI) magnezu, węglan sodu uległy rozpuszczeniu. W zlewkach z pozostałymi solami pozostały nierozpuszczone osady. Badane substancje rozpuściły się w wodzie w różnym stopniu.

Sole nie rozpuszczają się w wodzie w jednakowym stopniu. Wśród nich można znaleźć sole bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie, jak na przykład azotan(V) potasu, oraz takie, które nie rozpuszczają się w niej prawie wcale – np. siarczan(VI) baru. Ten sam metal może tworzyć sole zarówno dobrze, jak i słabo rozpuszczalne w wodzie, np. chlorek wapnia i węglan wapnia. Podobnie, sole zawierające ten sam anion reszty kwasowej mogą różnić się rozpuszczalnością, np. węglan wapnia i węglan sodu.

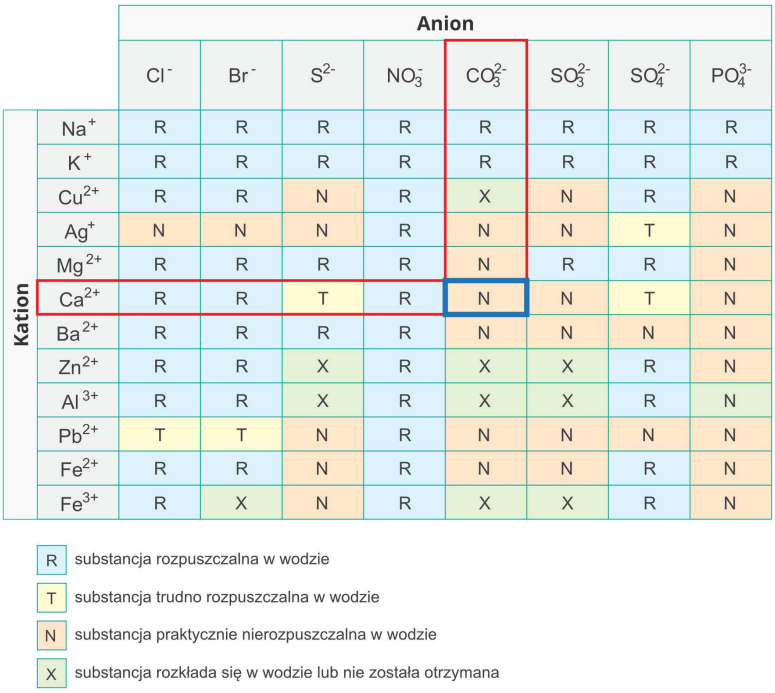
2. Gdzie zdobyć informacje o tym, które sole rozpuszczają się w wodzie?

Informacje o tym, czy dana sól będzie rozpuszczać się w wodzie, możemy znaleźć w tablicy rozpuszczalności. Zawarte w niej informacje pozwolą nam ocenić, czy dana sól jest dobrze, trudno czy praktycznie zupełnie nierozpuszczalna w wodzie. Aby określić tę właściwość dla wybranej soli, należy odczytać zapis umieszczony na przecięciu kolumny kationu z wierszem anionu (jonów tworzących interesującą nas sól).

Tablica rozpuszczalności soli w wodzie

Kation \ Anion	Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R
Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	R	N
Ag^+	N	N	N	R	N	N	T	N
Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	R	N
Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	T	N
Ba^{2+}	R	R	R	R	N	N	N	N
Zn^{2+}	R	R	X	R	X	X	R	N
Al^{3+}	R	R	X	R	X	X	R	N
Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N
Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe^{3+}	R	X	N	R	X	X	R	N

R substancja rozpuszczalna w wodzie
T substancja trudno rozpuszczalna w wodzie
N substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie
X substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana



Kation \ Anion	Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R
Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	R	N
Ag^+	N	N	N	R	N	N	T	N
Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	R	N
Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	T	N
Ba^{2+}	R	R	R	R	N	N	N	N
Zn^{2+}	R	R	X	R	X	X	R	N
Al^{3+}	R	R	X	R	X	X	R	N
Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N
Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe^{3+}	R	X	N	R	X	X	R	N

R substancja rozpuszczalna w wodzie
T substancja trudno rozpuszczalna w wodzie
N substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie
X substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana

Symbol N oznacza, że węglan wapnia jest substancją trudno rozpuszczalną w wodzie

Wszystkie znane sole sodu, potasu, amonu oraz wszystkie znane azotany(V) są bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie.

3. Czy wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny?

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny.
Wodne roztwory soli nie przewodzą prądu elektrycznego.

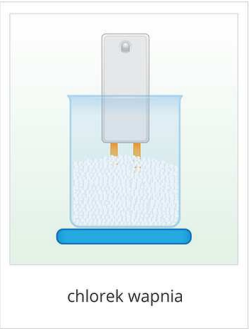
Co będzie potrzebne

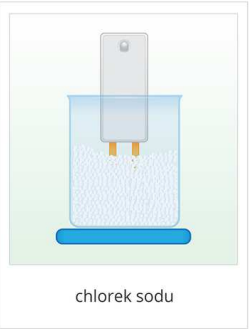
- zlewki,
- bagietki szklane,
- łyżeczki,
- woda,
- urządzenie z żarówką do badania przewodnictwa elektrycznego roztworów,
- chlorek wapnia,
- chlorek sodu (sól kamienna),
- siarczan(VI) magnezu,
- węglan sodu,

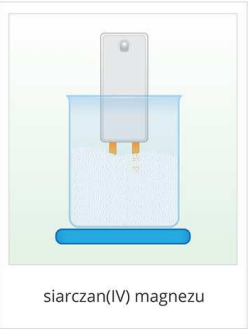
- azotan(V) potasu.

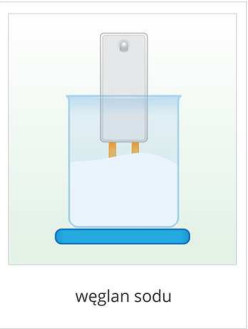
Instrukcja

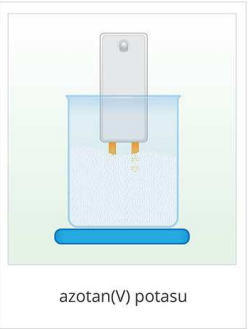
1. Przygotuj w zlewkach pięć roztworów rozpuszczalnych w wodzie dowolnych soli, np.:
    a. chlorku wapnia,
    b. chlorku sodu,
    c. siarczanu(VI) magnezu,
    d. węglanu sodu,
    e. azotanu(V) potasu.
2. Przygotuj zlewkę z wodą destylowaną.
3. Zbadaj za pomocą przyrządu do badania przewodnictwa elektrycznego, czy przygotowane roztwory przewodzą prąd elektryczny.


chlorek wapnia


chlorek sodu


siarczan(IV) magnezu

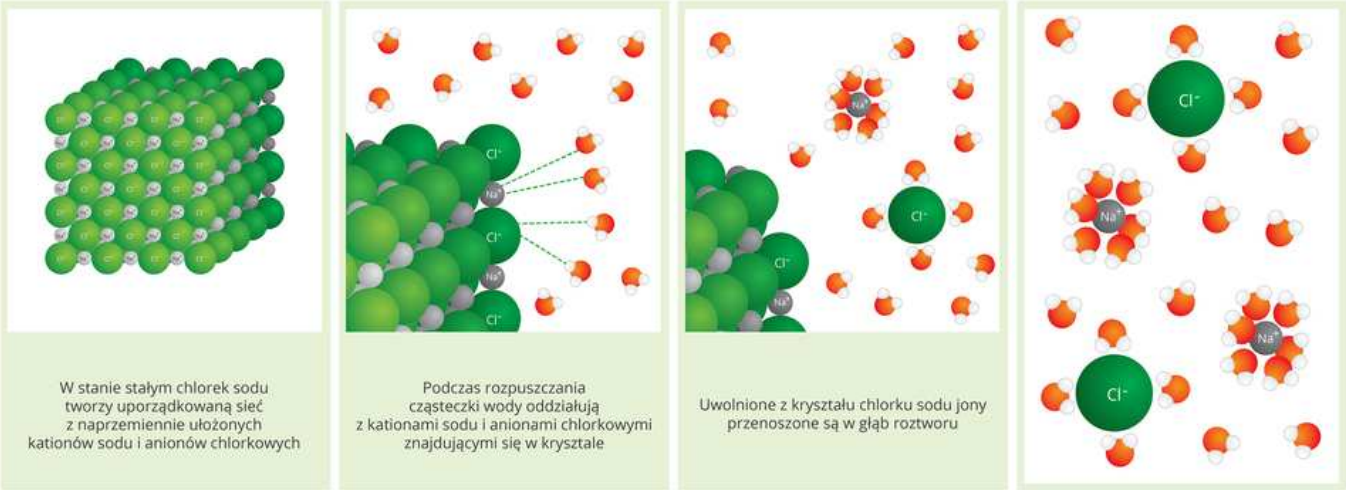

węglan sodu


azotan(V) potasu

Sole w stanie stałym nie przewodzą prądu elektrycznego. Dopiero pod wpływem wody ulegają procesom, które umożliwiają im przenoszenie ładunków elektrycznych.

4. Co dzieje się z solami podczas rozpuszczania w wodzie?

Rozpuszczalne w wodzie sole są elektrolitami, ich wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny. Pod wpływem wody rozpadają się na jony, z których są zbudowane, czyli na kationy metali i aniony reszty kwasowej. Proces ten, jak pamiętamy, nazywa się dysocjacją elektrolityczną.



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Podczas rozpuszczania chlorku sodu polarne cząsteczki wody pod wpływem działania sił elektrostatycznych uwalniają z kryształu soli jony: kationy sodu i aniony chlorkowe, które mogą przenosić ładunek elektryczny (elektrony); dzięki temu roztwór wodny chlorku sodu przewodzi prąd elektryczny

Rozpuszczanie chlodku sodu

Zapis opisujący proces dysocjacji przykładowych soli

Nazwa soli	Wzór sumaryczny soli	Dysocjacja soli
chlorek sodu	$NaCl$	$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$
azotan(V) potasu	KNO_3	$KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$
siarczan(VI) miedzi(II)	$CuSO_4$	$CuSO_4 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + SO_4^{2-}$
fosforan(V) potasu	K_3PO_4	$K_3PO_4 \xrightarrow{H_2O} 3K^+ + PO_4^{3-}$

Nazwa soli	Wzór sumaryczny soli	Dysocjacja soli
azotan(V) ołowiu(II)	$Pb(NO_3)_2$	$Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{H_2O} Pb^{2+} + 2NO_3^-$
siarczan(VI) żelaza(III)	$Fe_2(SO_4)_3$	$Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{H_2O} 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

Podsumowanie

- Istnieją sole, które rozpuszczają się w wodzie, i sole trudno lub praktycznie nierozpuszczalne w wodzie.
- Wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny – sole są elektrolitami.
- Sole w wodzie ulegają dysocjacji elektrolitycznej, czyli rozpadają się (dysocjują) na kationy metali i aniony reszty kwasowej.

> **Praca domowa**
>
> > **Polecenie 1.1**
> >
> > Na podstawie informacji zawartych w tablicy rozpuszczalności, ustal, które z kationów tworzą najmniej rozpuszczalnych w wodzie soli. W podobny sposób oceń aniony reszt kwasowych.

Zadania

Ćwiczenie 1

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Sole w stanie stałym przewodzą prąd elektryczny.	◯	◯
Sole należą do elektrolitów.	◯	◯
Wszystkie sole są rozpuszczalne w wodzie.	◯	◯
W procesie dysocjacji soli powstają kationy metali i aniony wodorotlenkowe.	◯	◯

Ćwiczenie 2

Na podstawie informacji zawartych w tablicy rozpuszczalności podziel sole na rozpuszczalne i trudno rozpuszczalne w wodzie.

sole rozpuszczalne w wodzie

sole praktycznie nierozpuszczalne w wodzie

KNO_3 $Fe_2(SO_4)_3$ $MgCO_3$ $AgNO_3$ Fe_2S_3 PbS Ag_2CO_3 $Al(NO_3)_3$ $BaCO_3$ K_2S Na_2CO_3 ZnS $CaCl_2$ $Al_2(SO_4)_3$

Ćwiczenie 3

Wskaż zapis, który prawidłowo przedstawia proces dysocjacji azotanu(V) żelaza(III).

- $\mathrm{Fe(NO_3)_2} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Fe^{2+} + 2NO_3^-}$
- $\mathrm{FeNO_3} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Fe^{3+} + NO_3^{3-}}$
- $\mathrm{Fe(NO_3)_3} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Fe^{3+} + 3NO_3^-}$
- $\mathrm{Fe(NO_3)_3} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Fe^{3+} + NO_3^-}$
- $\mathrm{Fe(NO_3)_2} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Fe^{2+} + NO_3^-}$

Ćwiczenie 4

Wskaż równanie, które prawidłowo przedstawia proces dysocjacji fosforanu(V) sodu.

- $\mathrm{Na_3PO_4} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Na^+ + PO_4^{3-}}$
- $\mathrm{Na(PO_4)_3} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Na^{3+} + PO_4^-}$
- $\mathrm{NaPO_4} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{3Na^+ + PO_4^{3-}}$
- $\mathrm{NaPO_4} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{Na^{3+} + PO_4^{3-}}$
- $\mathrm{Na_3PO_4} \overset{\mathrm{H_2O}}{\⟶} \mathrm{3Na^+ + PO_4^{3-}}$

Ćwiczenie 5

Która grupa podanych substancji zawiera związki będące elektrolitami w roztworze wodnym?

- ◯ Na_2SO_4, CO_2, $Ba(PO_4)_2$, HCl
- ◯ $Fe_2(SO_4)_3$, Fe, $FeCl_3$, KNO_3
- ◯ Na_2S, $Al_2(SO_4)_3$, H_2SO_4, $NaOH$
- ◯ Na_2SO_3, KOH, NO, $CaSO_4$

Ćwiczenie 6

Uporządkuj roztwory soli według wzrastającej liczby powstającej liczby jonów powstających podczas dysocjacji najmniejszego zbioru powtarzających się jonów w kryształach tych soli.

- roztwór siarczku sodu ⇕
- roztwór siarczanu(VI) żelaza(III) ⇕
- roztwór fosforanu(V) potasu ⇕
- roztwór siarczku baru ⇕

Reakcja tlenków z kwasami i zasadami

Tlenki to połączenia różnych pierwiastków z tlenem. Związki te mają różną budowę i właściwości chemiczne. Wiemy już, że niektóre z nich reagują z wodą. W zależności od rodzaju tlenku, w wyniku tej reakcji mogą powstawać kwasy lub zasady. Jak myślisz, czy tlenki mogą reagować także z kwasami lub zasadami? Czy każdy tlenek wykazuje taką zdolność? Co jest produktem takiej reakcji?

> **Już wiesz**
>
> - że sole to grupa związków chemicznych o jonowej budowie, które są zbudowane z kationów metali (lub kationu amonu o wzorze NH_4^+) i anionów reszty kwasowej;
> - że nazwę soli tworzy się z dwóch członów: nazwy reszty kwasowej i nazwy metalu;
> - że niektóre tlenki metali, takie jak np. tlenek sodu lub wapnia, reagują z wodą, a w wyniku tej reakcji powstają wodorotlenki;
> - że niektóre tlenki niemetali w reakcji z wodą tworzą kwasy, np. tlenek siarki(IV);
> - że wywar z kapusty przyjmuje barwę czerwoną w roztworach kwasów, fioletową – w roztworze obojętnym, a zieloną – w roztworach zasad;
> - że oranż metylowy barwi się w kwasach na czerwono.

> **Nauczysz się**
>
> - opisywać za pomocą równań otrzymywanie soli w reakcji niektórych tlenków metali z kwasami oraz niektórych tlenków niemetali z zasadami.

1. Reakcje tlenków metali z kwasami

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy tlenek wapnia reaguje z kwasem solnym?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Tlenek wapnia reaguje z kwasem solnym.
Tlenek wapnia nie reaguje z kwasem solnym.

Co będzie potrzebne

- probówki,
- mała łyżka do odczynników,
- kwas solny,
- tlenek wapnia,
- wskaźnik kwasowo-zasadowy: oranż metylowy lub wywar z czerwonej kapusty.

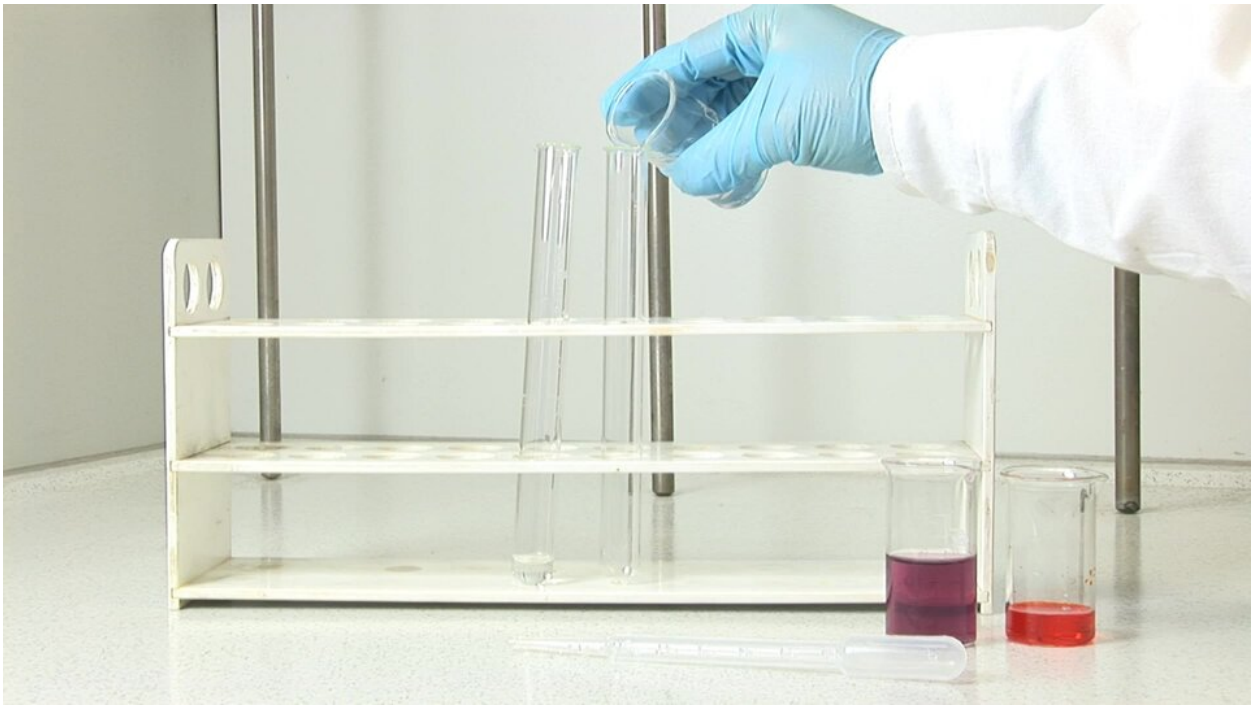
Instrukcja

1. Do probówki wlej 2–3 cm^3 kwasu solnego.
2. Dodaj kilka kropel roztworu oranżu metylowego lub wywaru z czerwonej kapusty.

3. Za pomocą małej łyżki do odczynników dodawaj małymi porcjami tlenek wapnia.

4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie stołu laboratoryjnego z rozmieszczonymi na blacie elementami niezbędnymi do przeprowadzenia eksperymentu. Niektóre z elementów są podpisane: szkiełko zegarkowe z porcją tlenku wapnia, zlewka z roztworem kwasu solnego, zlewka z wywarem z kapusty oraz zlewka z niewielką ilością oranżu metylowego. Ponadto znajdują się tam stojak z dwiema probówkami oraz łopatka dentystyczna. Zmiana ujęcia na zbliżenie małych zlewek ze wskaźnikami. Zmiana ujęcia. Demonstrator nalewa do dwóch probówek niewielkie ilości roztworu kwasu solnego, a następnie do każdej dodaje inny wskaźnik. Oba roztwory przybierają intensywnie czerwoną barwę. Demonstrator stopniowo zaczyna dodawać do obu probówek tlenek wapnia i mieszać zawartość. Oba roztwory stopniowo zmieniają barwę. Początkowo wywar z czerwonej kapusty staje się fioletowy, a następnie niebieski, a oranż metylowy wraca do barwy pomarańczowej. W miarę dalszego dodawania tlenku wapnia i mieszania roztwór z wywarem kapusty stopniowo przyjmuje barwę zieloną, a z oranżem metylowym żółtą. Zmiana ujęcia, ponowne pokazanie obu probówek i stojaka w momencie, gdy wskaźniki w nich przybrały neutralne barwy. Obok probówek pojawia się zapis równania CaO, czyli tlenek wapnia plus dwa atomy HCl, czyli kwasu solnego reagują tworząc CaCl2, czyli chlorek wapnia plus H2O, czyli wodę. Zmiana ujęcia, ponowne przeprowadzenie

sekwencji mieszania w probówce z wywarem z czerwonej kapusty, aż do momentu, gdy zawartość przybiera kolor zielony. Obok probówek pojawia się zapis równania CaO, czyli tlenek wapnia plus dwa atomy H2O, czyli wody reagują tworząc Ca OH dwa razy wzięte, czyli wodorotlenek wapnia.

W kwasie solnym użyte wskaźniki przyjęły barwę czerwoną. Podczas dodawania tlenku wapnia wskaźniki zmieniły barwę. Oranż metylowy – z czerwonej na żółtopomarańczową (lub gdy dodano większą ilość tlenku wapnia – na żółtą), a wywar z czerwonej kapusty – z czerwonej, poprzez fioletową, na zieloną (przy nadmiarze tlenku wapnia).
Tlenek wapnia przereagował z kwasem solnym. Przemianę opisuje poniższe równanie:

$$\mathrm{CaO} + 2\mathrm{HCl} \rightarrow \mathrm{CaCl_2} + \mathrm{H_2O}$$

$$\mathrm{tlenek\ wapnia} + \mathrm{kwas\ solny} \rightarrow \mathrm{chlorek\ wapnia} + \mathrm{woda}$$

W wyniku tej reakcji powstały sól i woda.
Dodanie nadmiaru tlenku wapnia skutkuje zmianą odczynu roztworu na zasadowy (barwa wywaru z czerwonej kapusty – zielona) , gdyż produktem reakcji jest wodorotlenek wapnia:

$$\mathrm{CaO} + \mathrm{H_2O} \rightarrow \mathrm{Ca(OH)_2}$$

$$\mathrm{tlenek\ wapnia} + \mathrm{woda} \rightarrow \mathrm{wodorotlenek\ wapnia}$$

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy tlenek magnezu reaguje z kwasem azotowym(V)?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Tlenek magnezu reaguje z kwasem azotowym(V).
Tlenek magnezu nie reaguje z kwasem azotowym(V).

Co będzie potrzebne

- probówki,
- mała łyżka do odczynników,
- roztwór kwasu azotowego(V),
- tlenek magnezu,
- wskaźnik kwasowo-zasadowy: oranż metylowy lub wywar z czerwonej kapusty.

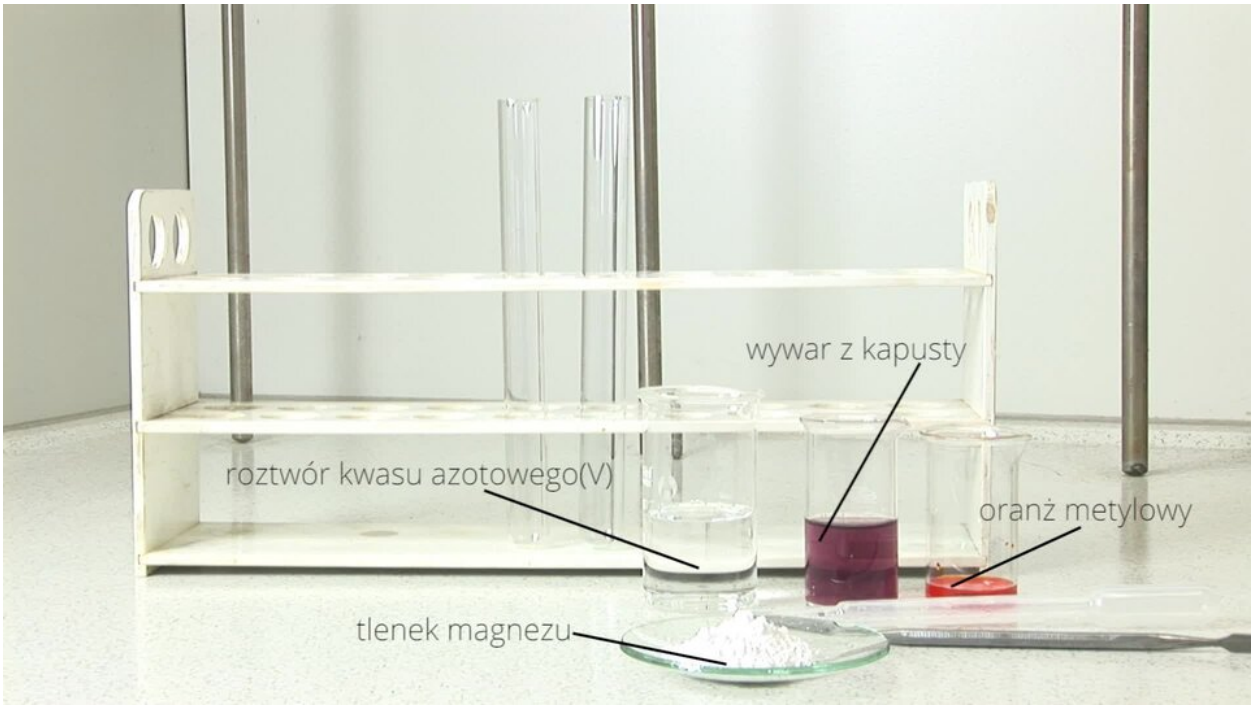
Instrukcja

1. Do probówki wlej 2–3 cm^3 roztworu kwasu azotowego(V).
2. Dodaj kilka kropel roztworu oranżu metylowego lub wywaru z czerwonej kapusty.

3. Za pomocą małej łyżki do odczynników dodawaj porcjami tlenek magnezu.

4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie stołu laboratoryjnego z rozmieszczonymi na blacie elementami niezbędnymi do przeprowadzenia eksperymentu. Niektóre z elementów są podpisane: szkiełko zegarkowe z porcją tlenku magnezu, zlewka z roztworem kwasu azotowego pięć, zlewka z wywarem z kapusty oraz zlewka z niewielką ilością oranżu metylowego. Ponadto znajdują się tam stojak z dwiema probówkami, pipeta oraz łopatka dentystyczna. Zmiana ujęcia na zbliżenie małych zlewek ze wskaźnikami. Zmiana ujęcia. Demonstrator nalewa do dwóch probówek niewielkie ilości roztworu kwasu azotowego, a następnie do każdej dodaje inny wskaźnik. Oba roztwory przybierają intensywnie czerwoną barwę. Demonstrator stopniowo zaczyna dodawać do obu probówek tlenek magnezu i mieszać zawartość. Oba roztwory stopniowo zmieniają barwę. Wywar z czerwonej kapusty staje się fioletowy, a oranż metylowy wraca do barwy pomarańczowej. Obok probówek pojawia się zapis równania MgO, czyli tlenek magnezu plus dwa atomy HNO3, czyli kwasu azotowego pięć reagują tworząc MgNO3 dwa razy wzięte, czyli azotan pięć magnezu plus H2O, czyli wodę.

W roztworze kwasu azotowego(V) wskaźnik przyjął barwę czerwoną. Podczas dodawania tlenku magnezu wskaźnik zmienił barwę (oranż metylowy – z czerwonej na pomarańczową, a wywar z czerwonej kapusty – z czerwonej na fioletową).
Tlenek magnezu przereagował z kwasem azotowym(V). Przemianę tę opisuje poniższe równanie:

$$\mathrm{MgO} + 2\mathrm{HNO_3} \rightarrow \mathrm{Mg(NO_3)_2} + \mathrm{H_2O}$$

tlenek magnezu + kwas azotowy(V) → azotan(V) magnezu + woda

W wyniku tej reakcji powstały sól i woda.

Doświadczenie 3

Problem badawczy

Czy tlenek miedzi(II) reaguje z kwasem siarkowym(VI)?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Tlenek miedzi(II) reaguje z kwasem siarkowym(VI).
Tlenek miedzi(II) nie reaguje z kwasem siarkowym(VI).

Co będzie potrzebne

- probówki,
- mała łyżka do odczynników,
- palnik,
- roztwór kwasu siarkowego(VI),
- tlenek miedzi(II).

Instrukcja

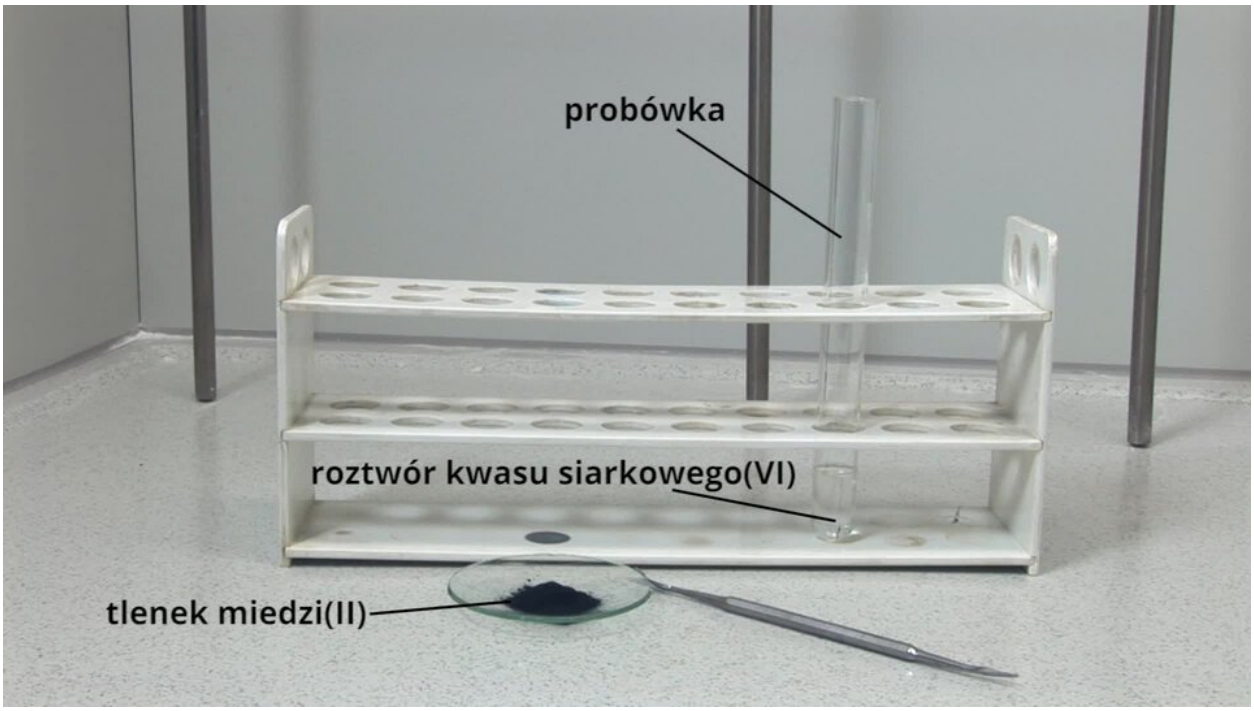
1. Do probówki wlej 2–3 cm^3 roztworu kwasu siarkowego(VI).
2. Za pomocą małej łyżki do odczynników dodaj niewielką porcję tlenku miedzi(II).

3. Wymieszaj zawartość probówki, obserwuj, co dzieje się z osadem.

4. Ogrzewaj mieszaninę delikatnie w płomieniu palnika przez kilka minut.

5. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie stołu laboratoryjnego z rozmieszczonymi na blacie elementami niezbędnymi do przeprowadzenia eksperymentu. Niektóre z elementów są podpisane: szkiełko zegarkowe z porcją czarnego tlenku miedzi dwa i stojąca na stojaku probówka z roztworem kwasu azotowego pięć. Ponadto znajdują się tam łopatka dentystyczna. Zmiana ujęcia na zbliżenie szkiełka z tlenkiem miedzi. Demonstrator nabiera porcję czarnego proszku i wrzuca ją do probówki. Tlenek nie reaguje, obok probówki pojawia się napis Osad tlenku na dnie. Zmiana ujęcia, probówka jest przytrzymywana nad płomieniem palnika gazowego i powoli poruszana. Zawartość wrze, nabiera klarowności i zmienia barwę na niebieską. Pojawia się napis Reakcja chemiczna. Na krótką chwilę pojawia się ujęcie probówki trzymanej w drewnianych szczypcach, które rozmywa się i na jego tle pojawia się zapis równania: CuO, czyli tlenek miedzi dwa plus H2SO4, czyli kwas siarkowy reagują tworząc CuSO4, czyli siarczan sześć miedzi dwa plus H2O, czyli wodę. Powrót do ujęcia probówki. Po prawej stronie niebieskiego roztworu pojawia się napis Sól.

Po dodaniu tlenku miedzi(II) do roztworu kwasu siarkowego(VI) nie obserwujemy objawów reakcji. Po ogrzaniu mieszaniny po pewnym czasie roztwór zmienia barwę na bladoniebieską, a osad tlenku miedzi(II) powoli zanika.
Tlenek miedzi(II) reaguje z kwasem siarkowym(VI) zgodnie z poniższym równaniem:

$$\mathrm{CuO} + \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \mathrm{CuSO_4} + \mathrm{H_2O}$$

tlenek miedzi(II) + kwas siarkowy(VI) → siarczan(VI) miedzi(II) + woda

Ogrzanie substratów przyspiesza tę przemianę.
W wyniku tej reakcji powstają sól i woda.

Tlenki metali reagują z kwasami. W wyniku tej reakcji powstają sól i woda. Poniższe równania reakcji są przykładami tych przemian:

$$\mathrm{Fe_2O_3} + 3\mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \mathrm{Fe_2(SO_4)_3} + 3\mathrm{H_2O}$$

tlenek żelaza(III) + kwas siarkowy(VI) → siarczan(VI) żelaza(III) + woda

$$\mathrm{CaO} + 2\mathrm{HNO_3} \rightarrow \mathrm{Ca(NO_3)_2} + \mathrm{H_2O}$$

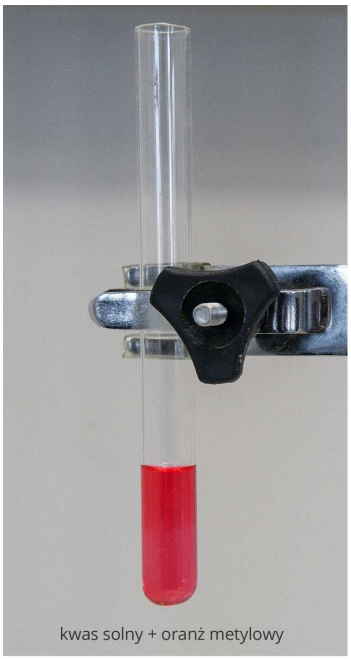
tlenek wapnia + kwas azotowy(V) → azotan<(V) wapnia + woda

$$\mathrm{Li_2O} + 2\mathrm{HCl} \rightarrow 2\mathrm{LiCl} + \mathrm{H_2O}$$

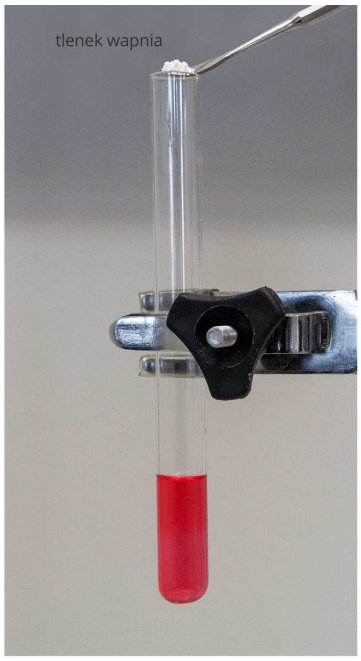
tlenek litu + kwas solny → chlorek litu + woda

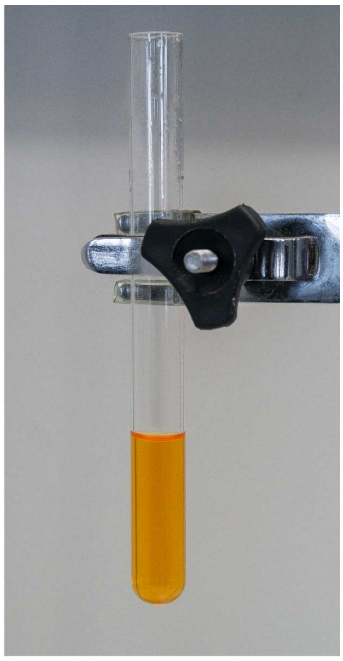
Ważne!

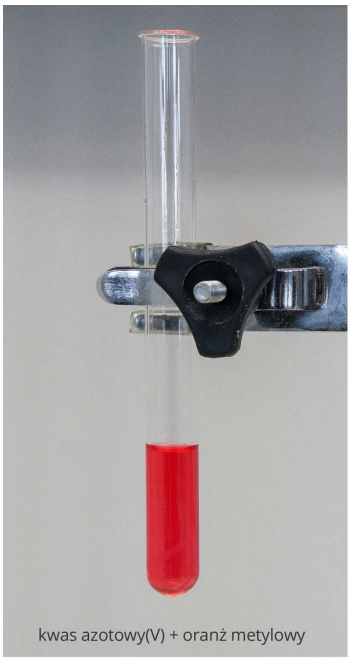
Podczas dodawania tlenków metali do kwasów obserwujemy zanikanie tych tlenków w roztworach kwasów. Zachodzi reakcja chemiczna prowadząca do utworzenia soli. Nie jest to więc proces rozpuszczania. Taki proces nazywa się roztwarzaniem. Tlenki metali roztwarzają się w kwasach.



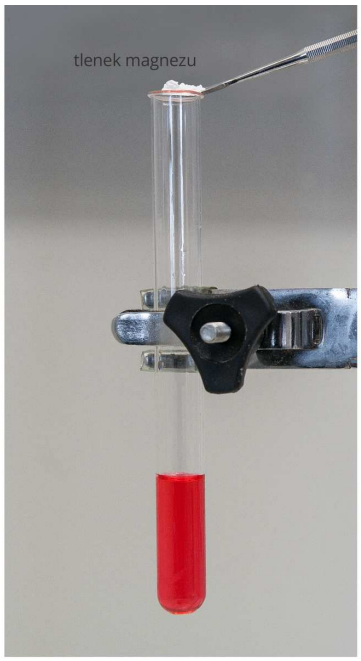
kwas solny + oranż metylowy

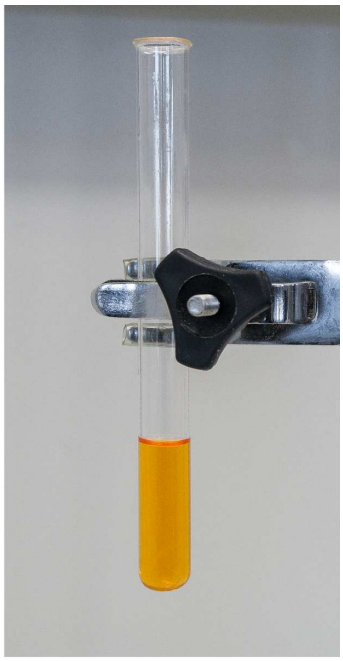


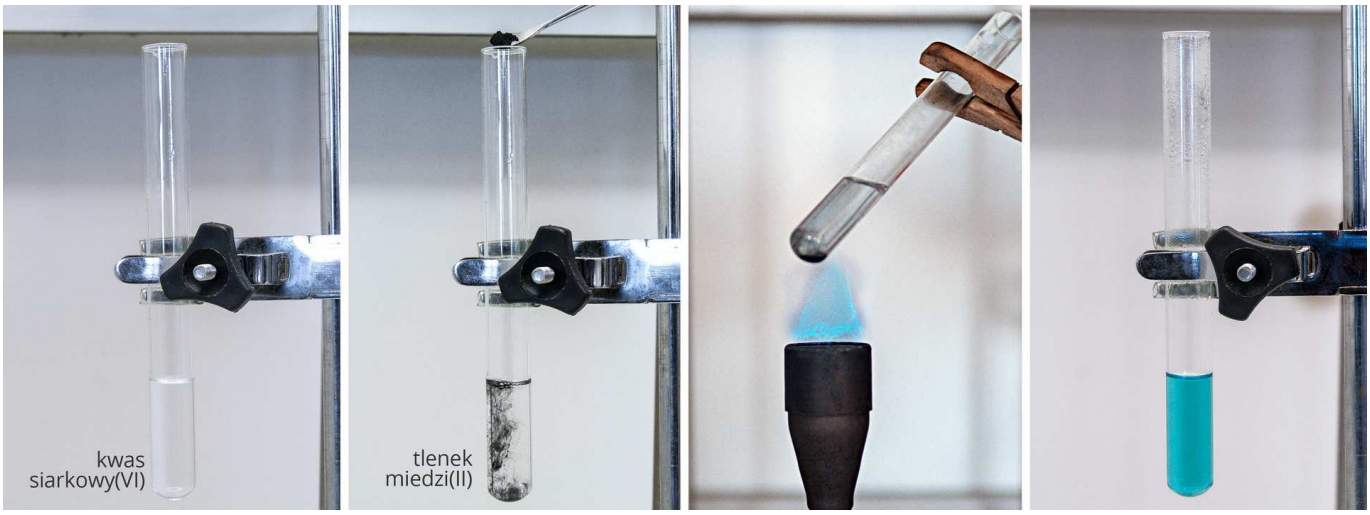




kwas azotowy(V) + oranż metylowy







2. Reakcje tlenków niemetali z wodorotlenkami

Doświadczenie 4

Problem badawczy

Czy tlenek węgla(IV) reaguje z wodorotlenkiem wapnia?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Tlenek węgla(IV) reaguje z wodorotlenkiem wapnia.
Tlenek węgla(IV) nie reaguje z wodorotlenkiem wapnia.

Co będzie potrzebne

- zlewka,
- słomka do napojów lub rurka szklana,
- nasycony roztwór wodorotlenku wapnia (woda wapienna).

Instrukcja

1. Do zlewki wlej wodę wapienną.
2. Powietrze wydychane z płuc wprowadzaj do wody wapiennej przez słomkę (lub rurkę szklaną) aż do momentu pojawienia się w wodzie zmian.

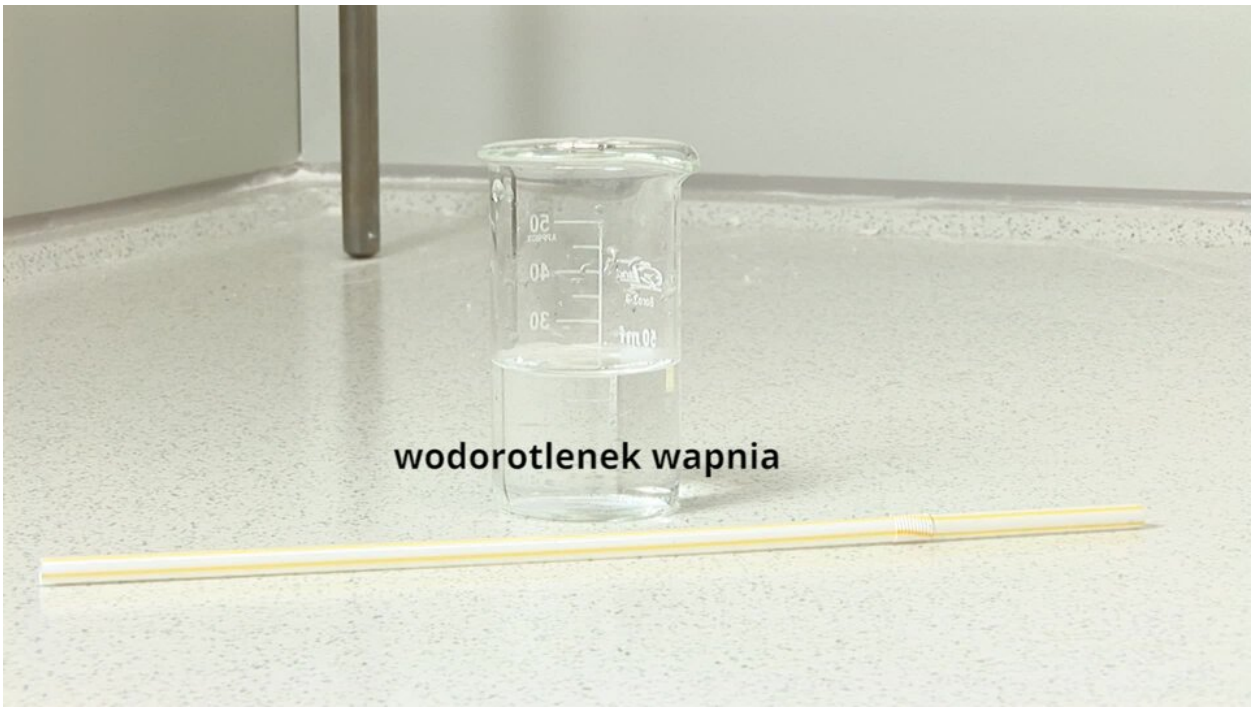
Podsumowanie

Po pewnym czasie woda wapienna ulega zmętnieniu pod wpływem wydychanego powietrza zawierającego tlenek węgla(IV).
Tlenek węgla(IV) reaguje z wodorotlenkiem wapnia w myśl równania reakcji:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

tlenek magnezu + kwas azotowy(V) → azotan(V) magnezu + woda

W wyniku tej reakcji powstały sól i woda.



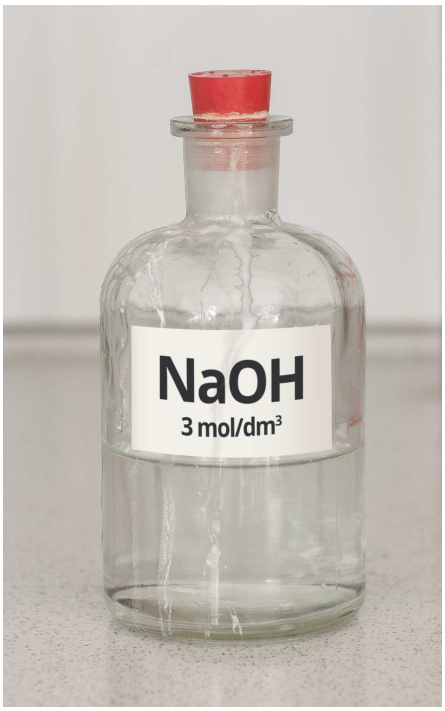
Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna ujęcie blatu laboratoryjnego ze stojącą na nim małą zlewką z przezroczystą cieczą oraz leżącą obok plastikową słomką. Na tle zlewki pojawia się napis Wodorotlenek wapnia. Zmiana ujęcia. Ze słomki umieszczonej w zlewce wydobywają się pęcherzyki powietrza wydmuchiwanego przez demonstratora. Woda w zlewce stopniowo mętnieje. U dołu ekranu pojawia się zapis reakcji z opisem słownym: CO2, czyli tlenek węgla cztery plus Ca OH dwa razy wzięte, czyli wodorotlenek wapnia reagują ze sobą dając CaCO3, czyli węglan wapnia w postaci osadu plus H2O, czyli wodę. Zapis reakcji znika, a pod zlewką pojawia się słowo Sól.

Suchy lód to dwutlenek węgla – tlenek węgla(IV) – w stanie stałym.

Po wrzuceniu suchego lodu do roztworu wodorotlenku wapnia część dwutlenku węgla ulega sublimacji, część przechodzi do roztworu, reagując z jego składnikami.

Po pewnym czasie w wyniku reakcji wodorotlenku wapnia z dwutlenkiem węgla powstaje trudno rozpuszczalny w wodzie węglan wapnia.



Pozostawione po przelewaniu odczynników na ściankach naczynia resztki roztworu wodorotlenku sodu po pewnym czasie przekształcają się w białe smugi. Pochodzą one od węglanu sodu, który powstaje w reakcji wodorotlenku sodu z dwutlenkiem węgla zawartym w powietrzu. Po odparowaniu wody sól pozostaje na ściankach naczynia

Tlenki niemetali, które reagują z wodą, tworząc kwasy, wchodzą także w reakcje z zasadami. W ich wyniku powstają odpowiednio sól i woda. Przykłady tych reakcji ilustrują poniższe równania:

$$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

tlenek węgla(IV) + wodorotlenek sodu → węglan sodu + woda

$$SO_2 + 2KOH \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$$

tlenek siarki(IV) + wodorotlenek potasu → siarczan(IV) potasu + woda

$$SO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O$$

tlenek siarki(VI) + wodorotlenek baru → siarczan(VI) baru + woda

$$P_4O_{10} + 12KOH \rightarrow 4K_3PO_4 + 6H_2O$$

tlenek fosforu(V) + wodorotlenek potasu → fosforan(V) potasu + woda

Podsumowanie

- Tlenki niemetali, które reagują z wodą, tworząc kwasy, reagują także z zasadami. W wyniku tej reakcji powstają sól i woda.
- Tlenki metali reagują z kwasami. W wyniku tych reakcji powstają sól i woda.

> **Praca domowa**
>
> > **Polecenie 1.1**
> >
> > Zapisz równania reakcji opisane na schemacie jako A i B. Nazwij substraty i produkty każdej z reakcji.
> >
> > $$S \xrightarrow{A} SO_2 \xrightarrow{B} K_2SO_3$$

Słowniczek

> **roztwarzanie**
>
> przechodzenie substancji do roztworu, proces któremu towarzyszy reakcja chemiczna pomiędzy substancją a rozpuszczalnikiem lub innym składnikiem roztworu

Zadania

Ćwiczenie 1

Które z podanych tlenków reagują z zasadą sodową, tworząc sól i wodę.

tlenki reagujące z zasadą sodową

tlenki, które nie reagują z zasadą sodową

CaO CO_2 SO_3 CO Na_2O SO_2 MgO P_4O_{10}

Ćwiczenie 2

Które z podanych tlenków reagują z kwasem solnym, tworząc sól i wodę.

tlenki, które reagują z kwasem solnym

tlenki, które nie reagują z kwasem solnym

Al_2O_3 CaO BaO P_4O_{10} SO_2 K_2O SO_3 CO_2

Ćwiczenie 3

Który ze wzorów przedstawia sól – produkt reakcji tlenku glinu z kwasem solnym? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- $Al_2(SO_4)_3$
- $AlCl_3$
- Al_2O_3
- HCl
- $Al(OH)_3$

Ćwiczenie 4

Który ze wzorów przedstawia sól – produkt reakcji tlenku siarki(VI) z wodorotlenkiem potasu? Wskaż prawidłową odpowiedź.

- KOH
- K_2SO_4
- K_2S
- KNO_3
- K_2SO_3

Ćwiczenie 5

Wskaż równania przedstawiające reakcje tlenków niemetali z roztworami wodorotlenków, prowadzące do powstania soli i wody.

- [ ] $P_4O_{10} + 12NaOH \rightarrow 4Na_3PO_4 + 6H_2O$
- [ ] $CO_2 + 2LiOH \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$
- [ ] $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$
- [ ] $P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$
- [ ] $SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$
- [ ] $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

zadanie 5

Ćwiczenie 6

Wskaż równania, które przedstawiają reakcje tlenków metali z kwasami, prowadzące do powstania soli i wody.

- [ ] $P_4O_{10} + 12NaOH \rightarrow 4Na_3PO_4 + 6H_2O$
- [ ] $Fe_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$
- [ ] $SO_2 + 2KOH \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$
- [ ] $CO_2 + 2LiOH \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$
- [ ] $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$
- [ ] $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
- [ ] $BaO + 2HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$

Ćwiczenie 7

Wskaż prawidłowy ciąg współczynników stechiometrycznych reakcji tlenku baru z kwasem siarkowym(VI):

$$\mathrm{BaO} + \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \mathrm{BaSO_4} + \mathrm{H_2O}$$

- ◯ 1, 1, 1, 2
- ◯ 2, 1, 1, 2
- ◯ 2, 1, 2, 2
- ◯ 2, 2, 2, 4
- ◯ 1, 1, 1, 1

Ćwiczenie 8

Wskaż prawidłowy ciąg współczynników stechiometrycznych reakcji:

$$\mathrm{tlenek\ wapnia} + \mathrm{kwas\ fosforowy(V)} \rightarrow \mathrm{fosforan(V)\ wapnia} + \mathrm{woda}$$

- ◯ 2, 3, 2, 1
- ◯ 1, 1, 1, 2
- ◯ 3, 1, 1, 2
- ◯ 3, 2, 1, 3
- ◯ 1, 1, 1, 1

Otrzymywanie soli w reakcji kwasów z metalami

Niektóre metale po zanurzeniu ich w kwasie solnym roztwarzają się w nim, inne zaś nie ulegają takim przemianom. Czy można w jakiś sposób przewidzieć, które metale będą reagować z kwasem solnym? Jakie substancje są produktami tych reakcji chemicznych?

> **Już wiesz**
>
> - że sole to związki jonowe zbudowane z kationów metali i anionów reszty kwasowej.

> **Nauczysz się**
>
> - zapisywać równania reakcji niektórych metali z kwasami prowadzące do powstania soli;
> - przewidywać na podstawie szeregu aktywności metali, które z nich wypierają wodór z kwasów, oraz wskazać te, które nie mają takich właściwości.

1. Reakcje metali z kwasem solnym

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy wszystkie metale reagują z kwasem solnym?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Wszystkie metale reagują z kwasem solnym.
Są metale, które reagują z kwasem solnym, i takie, które z tym kwasem nie reagują.

Co będzie potrzebne

- probówki,
- roztwór kwasu solnego,
- metale: magnez, żelazo, glin, miedź, cynk,
- papier ścierny,
- łuczywo,
- zapałki.

Instrukcja

1. Do pięciu probówek wlej po 2–3 cm^3 kwasu solnego.

2. Do każdej z nich wprowadź inny kawałek metalu, oczyszczony wcześniej papierem ściernym:

    a. wstążkę magnezową,

    b. drut żelazny,

    c. drut aluminiowy,

    d. drut miedziany,

    e. blaszkę z cynku.

3. Obserwuj zachodzące zmiany.

4. Do wylotu każdej z probówek zbliż zapalone łuczywo.

Podsumowanie

W probówkach z magnezem, cynkiem, glinem i żelazem wydziela się bezbarwny gaz. Najintensywniejsze wydzielanie pęcherzyków gazu zachodzi w probówce z magnezem, a najmniej intensywne – w probówce z żelazem. Po przyłożeniu zapalonego łuczywka do wylotu tych probówek słychać charakterystyczny trzask. W probówce z miedzią nie zachodzą żadne zmiany.
Magnez, cynk, glin i żelazo reagują z kwasem solnym. W czasie reakcji metale te wypierają wodór z kwasu i zajmują jego miejsce:

$$\mathrm{Mg} + 2\mathrm{HCl} \rightarrow \mathrm{MgCl_2} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\text{magnez} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek magnezu} + \text{wodór}$$

$$\mathrm{Zn} + 2\mathrm{HCl} \rightarrow \mathrm{ZnCl_2} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\text{cynk} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek cynku} + \text{wodór}$$

$$2\mathrm{Al} + 6\mathrm{HCl} \rightarrow 2\mathrm{AlCl_3} + 3\mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\text{glin} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek glinu} + \text{wodór}$$

$$\mathrm{Fe} + 2\mathrm{HCl} \rightarrow \mathrm{FeCl_2} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\text{żelazo} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek żelaza(II)} + \text{wodór}$$

Wodór w obecności zapalonego łuczywka reaguje gwałtownie z tlenem, czemu towarzyszy charakterystyczny odgłos:

$$2\mathrm{H_2} + \mathrm{O_2} \rightarrow 2\mathrm{H_2O}$$

$$\text{wodór} + \text{tlen} \rightarrow \text{woda}$$

Miedź nie reaguje z kwasem solnym:

$$\mathrm{Cu} + \mathrm{HCl} \rightarrow \text{brak reakcji}$$

$$\text{miedź} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{brak reakcji}$$

Niektóre metale, takie jak cynk, magnez, glin, żelazo, reagują z kwasem solnym. Podczas tych reakcji powstają odpowiednie sole oraz wydziela się wodór. Mówimy, że metale te wypierają wodór z kwasu. Są metale, takie jak miedź, które nie ulegają reakcji z kwasem solnym.

2. Reakcje metali z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI)

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy wybrane metale reagują z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI)?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Tylko niektóre metale reagują z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI).
Wszystkie metale reagują z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI).

Co będzie potrzebne

- probówki,
- rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI),
- metale: magnez, żelazo, miedź, cynk,
- papier ścierny,
- łuczywo,
- zapałki.

Instrukcja

1. Do czterech probówek wlej po 2–3 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI).

2. Do każdej z nich dodaj inny kawałek metalu oczyszczonego wcześniej papierem ściernym:

   a. wstążkę magnezową,

   b. drut żelazny,

   c. blaszkę z cynku

   d. drut miedziany.

3. Obserwuj zachodzące zmiany.

4. Do wylotu każdej z probówek zbliż zapalone łuczywko.

Podsumowanie

Zawartość probówki z magnezem i cynkiem intensywnie się pieni. Wydziela się bezbarwny gaz, który w obecności zapalonego łuczywa spala się z charakterystycznym trzaskiem. Na powierzchni żelaza pojawiają się pojedyncze pęcherzyki gazu, a zapalone łuczywo, umieszczone nad probówką, nie wywołuje żadnych efektów. W probówce z miedzią nie pojawiają się zmiany.
Magnez, cynk i żelazo reagują z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI). W wyniku tych reakcji powstają sól i wodór:

$$\mathrm{Mg} + \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \mathrm{MgSO_4} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\mathrm{magnez} + \mathrm{kwas\ siarkowy(VI)} \rightarrow \mathrm{siarczan(VI)\ magnezu} + \mathrm{wodór}$$

$$\mathrm{Zn} + \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \mathrm{ZnSO_4} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\mathrm{cynk} + \mathrm{kwas\ siarkowy(VI)} \rightarrow \mathrm{siarczan(VI)\ cynku} + \mathrm{wodór}$$

$$\mathrm{Fe} + \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \mathrm{FeSO_4} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\mathrm{żelazo} + \mathrm{kwas\ siarkowy(VI)} \rightarrow \mathrm{siarczan(VI)\ żelaza(II)} + \mathrm{wodór}$$

Miedź nie reaguje z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI):

$$\mathrm{Cu} + \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \text{brak reakcji}$$

$$\text{miedź} + \text{kwas siarkowy(VI)} \rightarrow \text{brak reakcji}$$

Wodór w obecności zapalonego łuczywka reaguje gwałtownie z tlenem, czemu towarzyszy charakterystyczny odgłos:

$$2\mathrm{H_2} + \mathrm{O_2} \rightarrow 2\mathrm{H_2O}$$

$$\text{wodór} + \text{tlen} \rightarrow \text{woda}$$

3. Szereg aktywności metali

Chemicy uporządkowali metale według zmieniającej się aktywności chemicznej. Szereg ten nosi nazwę **szeregu aktywności metali**. Zwykle stosuje się dwa sposoby prezentacji metali w tym zbiorze: według malejącej lub wzrastającej ich aktywności chemicznej. Umieszczony w tym szeregu wodór rozdziela metale na te, które wypierają go z kwasów, i te, które nie mają takich właściwości.

Poniższy przykład przedstawia metale uporządkowane według ich malejącej aktywności chemicznej.

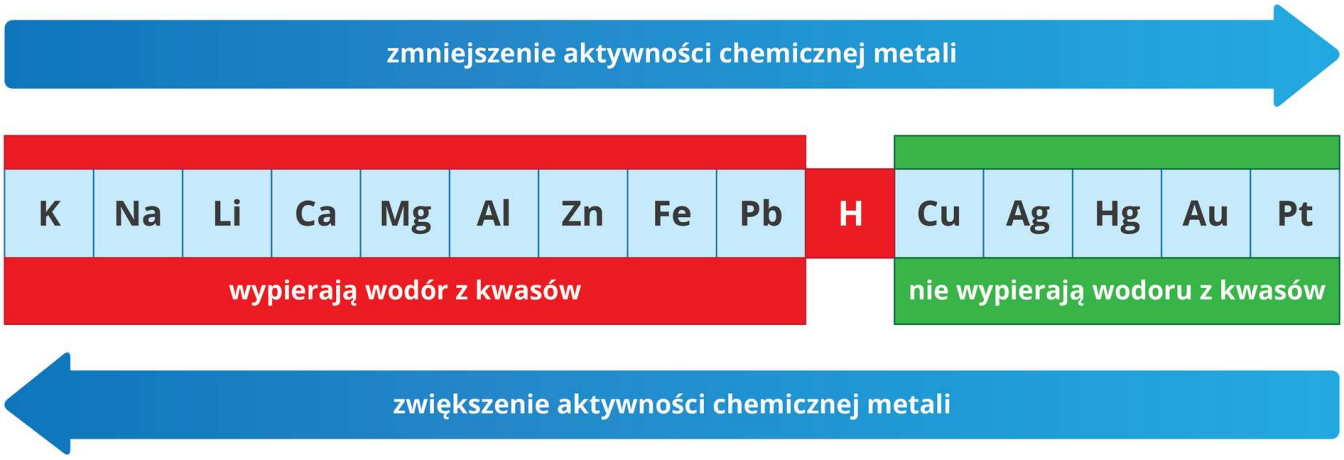
K	Na	Li	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Pb	H	Cu	Ag	Hg	Au	Pt

Na podstawie szeregu aktywności metali możemy stwierdzić, że np. sód wypiera wodór z kwasu (powstają wtedy sól i wodór). Reakcję tego metalu z kwasem solnym opisuje równanie:

$$2\mathrm{Na} + 2\mathrm{HCl} \rightarrow 2\mathrm{NaCl} + \mathrm{H_2}\uparrow$$

$$\text{sód} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek sodu} + \text{wodór}$$

Na podstawie szeregu aktywności możemy przewidzieć, że miedź, rtęć, srebro, złoto i platyna nie będą wypierały wodoru z kwasów. Nie możemy jednak ocenić, czy nie będą one reagowały z kwasem azotowym(V) albo siarkowym(VI), tworząc produkty inne niż wodór.



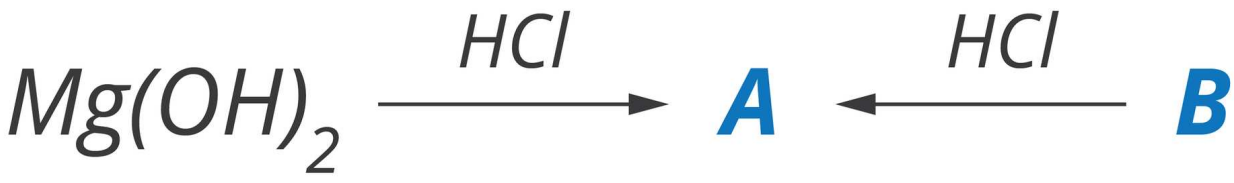
Podsumowanie

- Większość metali reaguje zarówno z kwasami beztlenowymi, jak i tlenowymi; w wyniku tych reakcji powstają odpowiednio sól i wodór.
- Miedź nie wypiera wodoru z kwasów.
- Na podstawie szeregu aktywności metali można ocenić, czy dany metal wypiera wodór z kwasów.

Praca domowa

Polecenie 1.1

Ustal, jakie substancje kryją się pod symbolami A i B. Zapisz równania reakcji prowadzące do ich otrzymania. Nazwij substraty i produkty każdej z reakcji.



Słowniczek

szereg aktywności metali

metale ułożone według zmieniającej się stopniowo (malejącej lub rosnącej) aktywności chemicznej

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

[ ] metale reagują z kwasami. Kiedy metal jest zdolny do wypierania wodoru z kwasu, to podczas reakcji tego metalu z kwasem oprócz wodoru powstaje/ą [ ]. Zbiór metali uporządkowanych według malejącej aktywności chemicznej to [ ].

sól i tlenek niemetalu | Wszystkie | Szlachetne | woda | zbiór metali aktywnych | szereg aktywności metali | sól | zbiór metali nieaktywnych | tlenek metalu | Niektóre | sól i woda

Ćwiczenie 2

Wskaż metale, które reagują z kwasem solnym, tworząc sól i wodór.

metale, które reagują z kwasem solnym

Al | Zn | Cu | Mg | Fe

metale, które nie reagują z kwasem solnym

Ćwiczenie 3

Na podstawie szeregu aktywności metali wskaż zbiór metali, które wypierają wodór z kwasów.

- ◯ Cu, Hg, Ag, Au, Pt
- ◯ Fe, Zn, Li, Ca, Hg, Al
- ◯ Mg, Li, Fe, Pb, Zn
- ◯ K, Na, Li, Ca, Hg, Al

K	Na	Li	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Pb	H	Cu	Ag	Hg	Au	Pt

Ćwiczenie 4

Co może powstać w wyniku reakcji żelaza z kwasem solnym?

- ◯ chlorek żelaza(II) i chlorowodór
- ◯ wodór i woda
- ◯ chlorek żelaza(II) i wodór
- ◯ chlorek żelaza(II)
- ◯ chlorek żelaza(II) i woda

Ćwiczenie 5

Wskaż wzór soli będącej produktem reakcji litu z kwasem siarkowym(VI).

- ◯ $\mathrm{Li_2SO_3}$
- ◯ $\mathrm{K_2SO_4}$
- ◯ LiCl
- ◯ $\mathrm{LiNO_3}$
- ◯ $\mathrm{Li_2SO_4}$

Ćwiczenie 6

Miedź reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) według równania reakcji:
$\mathrm{Cu + 4HNO_{3\ stężony} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O}$
Oceń prawdziwość wniosków wyciągniętych na podstawie tej informacji.

	Prawda	Fałsz
W wyniku reakcji miedzi z kwasem azotowym(V) powstaje między innymi azotan(V) miedzi(II).	◯	◯
Produktami reakcji miedzi z kwasem są tylko sól i woda.	◯	◯
Miedź nie wypiera wodoru z kwasu azotowego(V).	◯	◯
Miedź reaguje z kwasem w stosunku masowym równym 63,5 : 63.	◯	◯

Wytrącanie osadów

Ciekawe, czy sole mogą reagować ze sobą? Jeśli tak, to czy muszą być spełnione szczególne warunki, aby mogła zajść taka reakcja? Czy można w jakiś sposób przewidzieć jej przebieg? Podczas tej lekcji spróbujemy znaleźć odpowiedzi na te pytania.

> **Już wiesz**
>
> - że sole to grupa związków chemicznych o jonowej budowie, zbudowanych z kationów metali i anionów reszty kwasowej;
> - że są sole, które rozpuszczają się w wodzie, i takie, które są w niej trudno lub praktycznie zupełnie nierozpuszczalne;
> - że na podstawie tablicy rozpuszczalności można określić, czy obecne w roztworze jony będą reagowały ze sobą, trudno rozpuszczalny w wodzie związk chemiczny.

> **Nauczysz się**
>
> - przewidywać, czy w wyniku zmieszania roztworów substancji ulegających dysocjacji powstanie, czy też nie utworzy się związek trudno rozpuszczalny;
> - wyjaśniać, na czym polega reakcja strącania (strąceniowa);
> - przedstawiać równania reakcji strącania za pomocą zapisów cząsteczkowych, jonowych pełnych i jonowych skróconych.

1. Na czym polega reakcja strącania?

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Porównanie przebiegu reakcji chlorku sodu z azotanem(V) potasu i azotanem(V) srebra(I).

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Chlorek sodu reaguje z obiema solami.
Chlorek sodu nie reaguje z żadną z podanych soli.
Chlorek sodu reaguje tylko z azotanem(V) potasu.
Chlorek sodu reaguje tylko z azotanem(V) srebra(I).

Co będzie potrzebne

- probówki,
- roztwory soli: chlorku sodu, azotanu(V) potasu i azotanu(V) srebra(I).

Instrukcja

1. Do dwóch probówek wlej takie same objętości (po ok. 2–3 cm^3) roztworów soli: do pierwszej – azotanu(V) srebra(I), a do drugiej – azotanu(V) potasu.
2. Do każdej z nich dodawaj kroplami jednakową objętość (0,5 cm^3) roztworu chlorku sodu.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

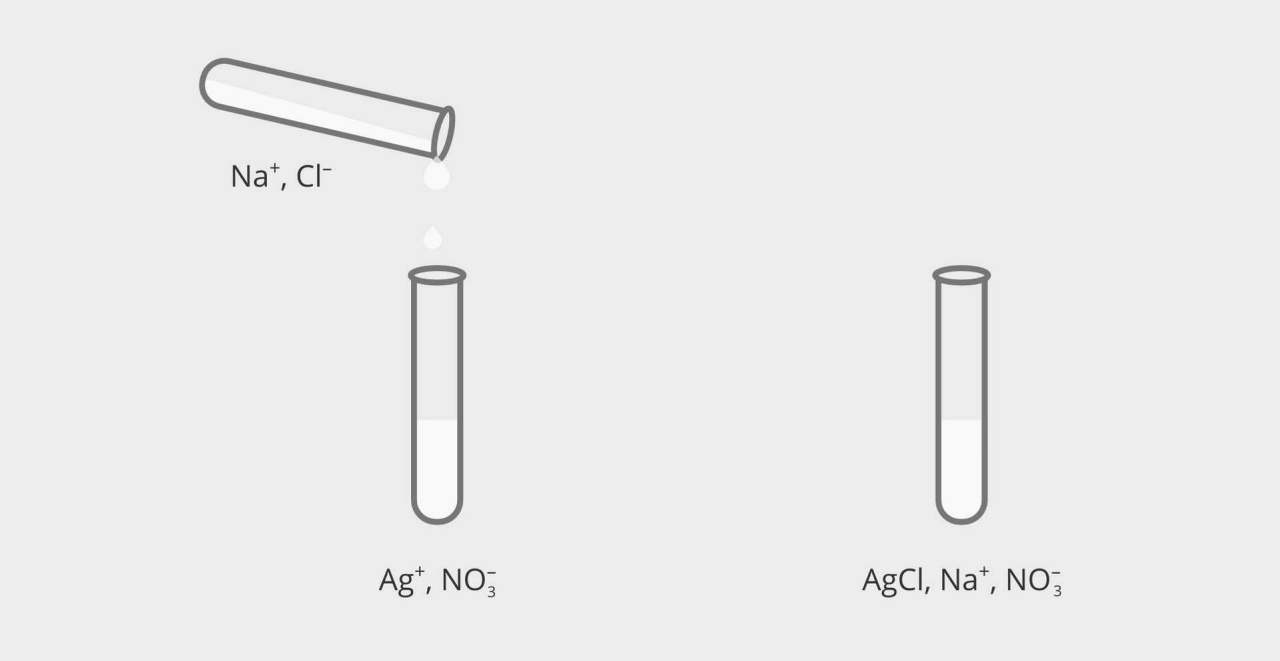
W probówce z azotanem(V) srebra(I) po wkropleniu roztworu chlorku sodu pojawia się biały osad. Po dodaniu tej soli do roztworu azotanu(V) potasu nie widać żadnych zmian.
Rozpuszczalne w wodzie sole rozpadają się na jony w wyniku procesu dysocjacji elektrolitycznej. Gdy zmieszamy roztwory dwóch soli, takich jak azotan(V) srebra(I) i chlorek sodu, w roztworze znajdą się obok siebie jony: $\mathrm{Ag^+}$, $\mathrm{NO_3^-}$, $\mathrm{Na^+}$, $\mathrm{Cl^-}$. Dwa z nich, $\mathrm{Ag^+}$ i $\mathrm{Cl^-}$, utworzą ze sobą praktycznie nierozpuszczalną w wodzie sól – chlorek srebra(I). Sól ta wytrąca się z roztworu w postaci osadu. W równaniu reakcji fakt ten zaznaczamy za pomocą strzałki skierowanej w dół i umieszczonej za wzorem soli:

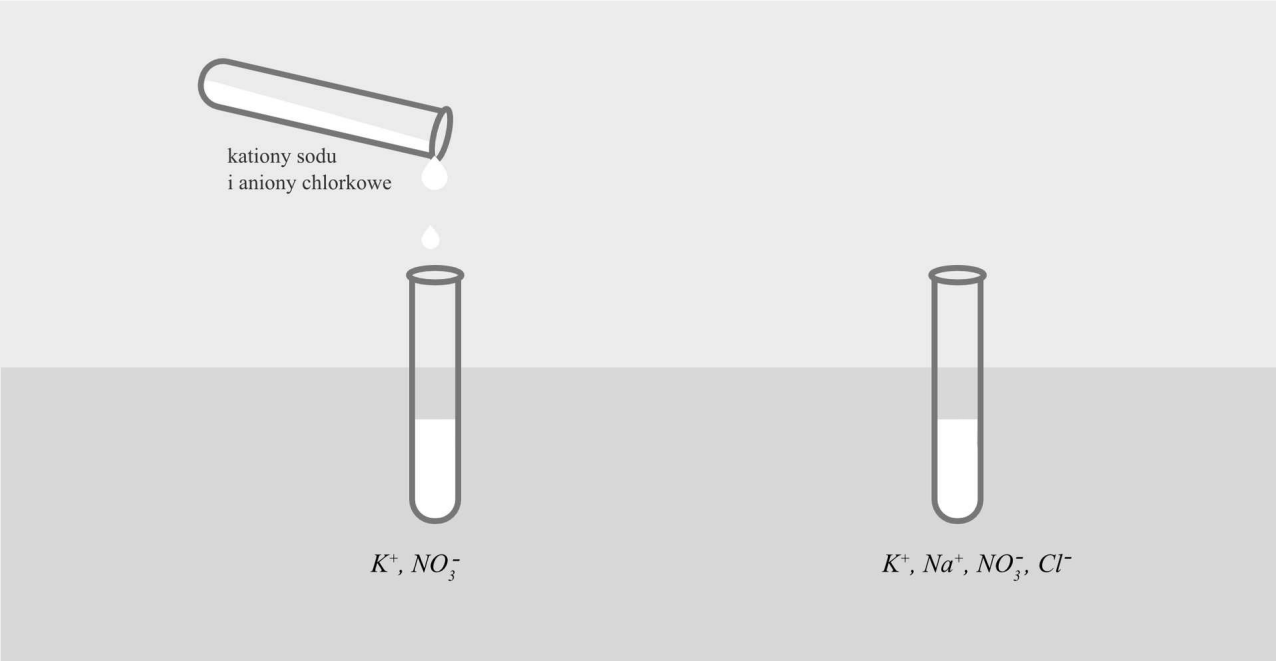
$$\mathrm{AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3}$$

$$\mathrm{azotan(V)\ srebra + chlorek\ sodu \rightarrow chlorek\ srebra + azotan(V)\ sodu}$$

Gdy zmieszamy ze sobą azotan(V) potasu i chlorek sodu, w powstałym roztworze będą znajdować się jony: $\mathrm{K^+}$, $\mathrm{NO_3^-}$, $\mathrm{Na^+}$, $\mathrm{Cl^-}$. Żadne z nich nie tworzą razem nierozpuszczalnych związków, dlatego też roztwór po zmieszaniu stanowi mieszaninę jednorodną.

Reakcja, w trakcie której po zmieszaniu ze sobą roztworów dwóch rozpuszczalnych substancji powstaje trudno rozpuszczalny związek, nazywa się reakcją strącania (strąceniową). Jej istotą jest reakcja pomiędzy niektórymi jonami powstałymi z dysocjacji mieszanych ze sobą substancji.





2. Jak opisujemy reakcję strącania?

Reakcję strącania możemy przedstawić w różne sposoby. Zostanie ona omówiona na przykładzie reakcji zachodzącej podczas doświadczenia 1. Jak pamiętamy, w wyniku reakcji azotanu(V) srebra z chlorkiem sodu nastąpiło wytrącenie się chlorku srebra(I) w postaci osadu. Przemianę tę można opisać za pomocą równania reakcji w formie cząsteczkowej, tj. zawierającego wzory cząsteczkowe związków:

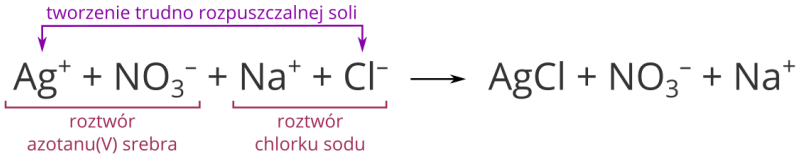
$$\mathrm{AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3}$$

$$\mathrm{azotan(V)\ srebra + chlorek\ sodu \rightarrow chlorek\ srebra(I) + azotan(V)\ sodu}$$

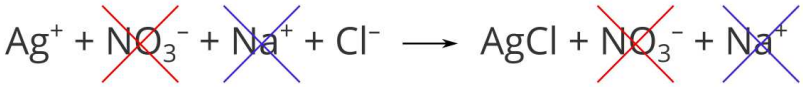
Pamiętamy, że powyższa reakcja zachodzi w roztworze wodnym, a użyte do przeprowadzenia doświadczenia substraty są rozpuszczalne w wodzie i występują w niej w postaci jonów. Dwa z nich połączyły się ze sobą, tworząc trudno rozpuszczalny w wodzie związek chemiczny. W równaniu możemy uwzględnić postać, w jakiej występują substancje podczas reakcji:

$$\mathrm{Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- \rightarrow AgCl + NO_3^- + Na^+}$$

Wiecie już, że taki sposób opisu równania reakcji, w którym uwzględniono wzory wszystkich jonów obecnych w mieszaninie reakcyjnej, nazywa się zapisem jonowym pełnym. W tak przedstawionym równaniu reakcji nie używamy strzałek symbolizujących powstawanie osadu, gdyż sposób zapisu (sumaryczny wzór soli) informuje już o powstaniu trudno rozpuszczalnego produktu (brak wolnych jonów).



Zauważmy, że zarówno po stronie substratów, jak i produktów występują identyczne jony, a przedstawiona reakcja zachodzi tylko między dwoma rodzajami jonów: kationem srebra i anionem chlorkowym. W pełnym równaniu jonowym możemy skreślić po obu jego stronach powtarzające się jony:



Możemy więc zapisać równanie, które zawiera tylko symbole reagujących ze sobą jony:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$$

Jest to zapis jonowy skrócony.

3. Czy w reakcjach strącania mogą brać udział inne substancje niż sole?

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy roztwory wodorotlenku sodu i siarczanu(VI) miedzi(II) reagują ze sobą? Jeśli tak, to co jest efektem tej reakcji?

Hipoteza

Wybierz jedną z przedstawionych hipotez, a następnie zweryfikuj ją.

Roztwory wodorotlenku sodu i siarczanu(VI) miedzi(II) nie reagują ze sobą.
W wyniku zmieszania dwóch roztworów: wodorotlenku sodu i siarczanu(VI) miedzi(II) powstanie związek trudno rozpuszczalny (wydzieli się osad).

Co będzie potrzebne

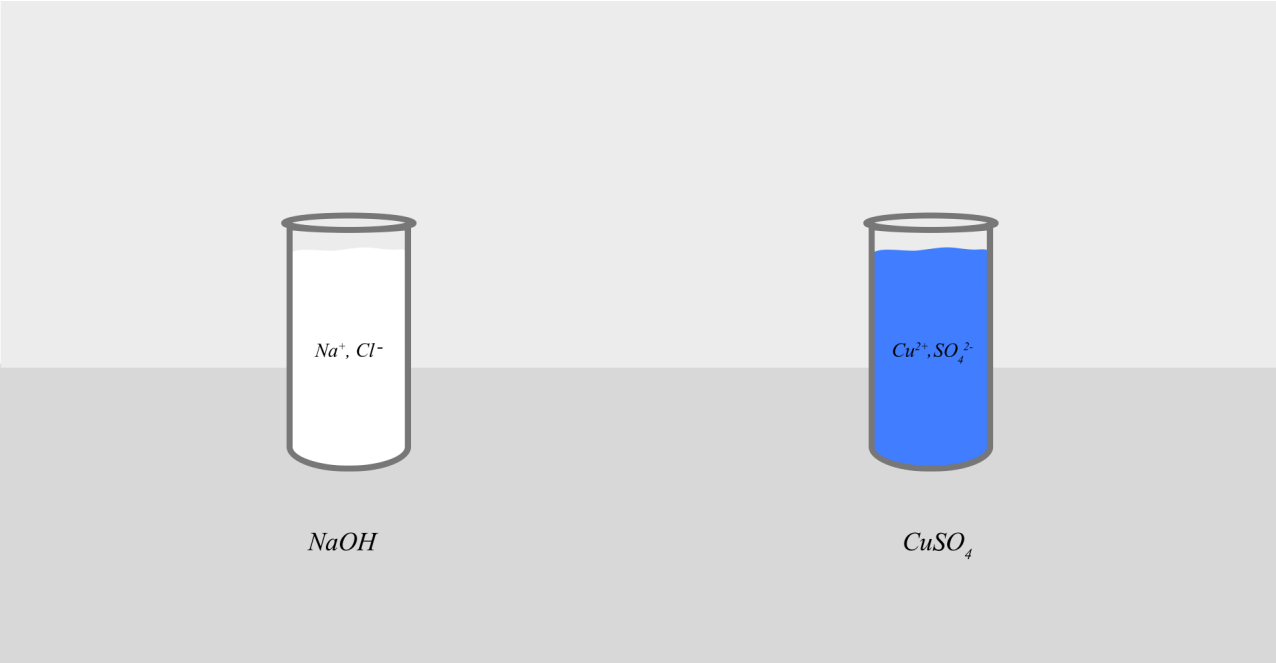
- probówki,
- roztwory substancji: wodorotlenku sodu, siarczanu(VI) miedzi(II).

Instrukcja

1. Do probówki wlej 2–3 cm^3 roztworu soli – siarczanu(VI) miedzi(II).
2. Dodaj do niej roztwór wodorotlenku sodu.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

W probówce z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) po dodaniu roztworu wodorotlenku sodu powstał galaretowaty niebieski osad.
W roztworach substancji użytych w doświadczeniu znajdowały się jony powstałe w wyniku dysocjacji. W roztworze soli: kationy miedzi(II) $\mathrm{Cu^{2+}}$ i aniony siarczanowe(VI) $\mathrm{SO_4^{2-}}$. W roztworze wodorotlenku były to jony: kationy sodu $\mathrm{Na^{+}}$ i aniony wodorotlenkowe $\mathrm{OH^{-}}$.



Po zmieszaniu obu roztworów kationy miedzi(II) i aniony wodorotlenkowe utworzyły trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek miedzi(II):

$$\mathrm{CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4}$$

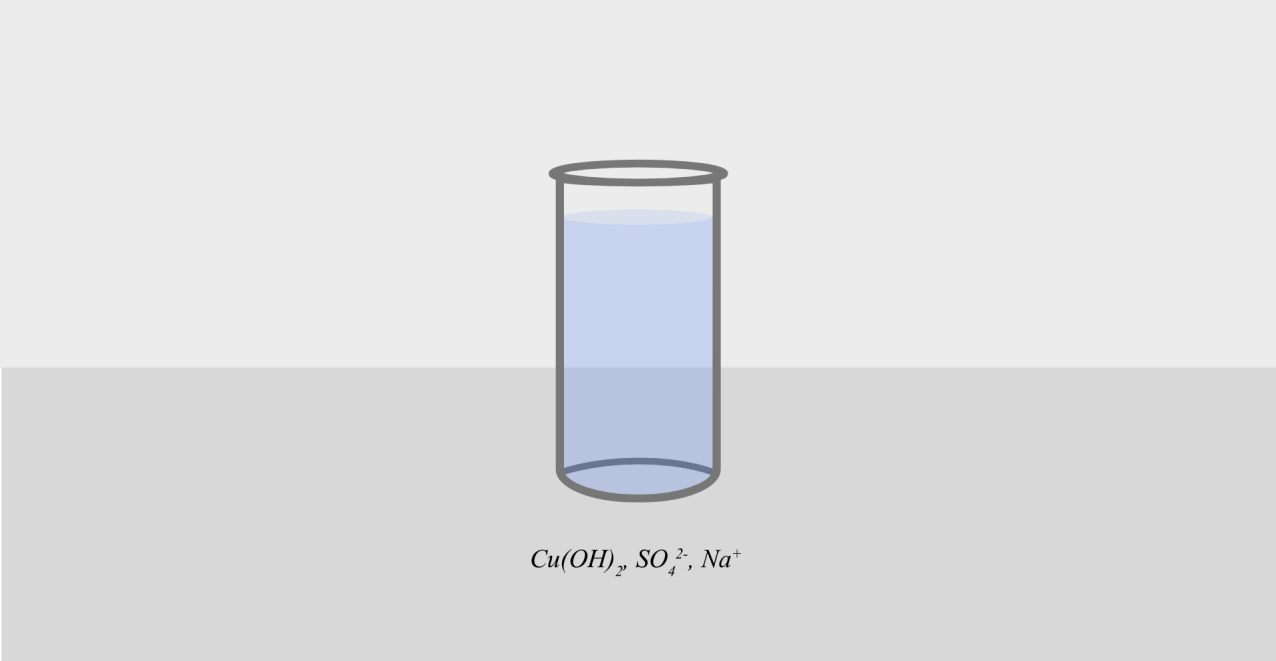
$$\mathrm{siarczan(VI)\ miedzi(II) + wodorotlenek\ sodu \rightarrow wodorotlenek\ miedzi(II) + siarczan(VI)\ sodu}$$

Powyższa reakcja zachodzi pomiędzy jonami, można więc opisać ją następującym pełnym równaniem jonowym:

$$\mathrm{Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^{+} + 2OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_2 + SO_4^{2-} + 2Na^{+}}$$

Skrócony zapis jonowy tej reakcji jest następujący:

$$\mathrm{Cu^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_2}$$



Składniki roztworu powstałego po zmieszaniu siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu

4. Przewidywanie przebiegu reakcji strąceniowej

Kiedy zmieszamy ze sobą roztwory substancji, które występują w postaci jonów, to może się tak zdarzyć, że kation jednej substancji stworzy trudno rozpuszczalny związek z anionem drugiej substancji. Obserwujemy wówczas strącanie się osadu.

Aby przewidzieć, czy po zmieszaniu dwóch roztworów substancji jonowych wytrąci się osad, można wykorzystać tablicę rozpuszczalności. Na jej podstawie możemy ocenić, czy obecne w powstałej mieszaninie jony utworzą trudno rozpuszczalny związek.

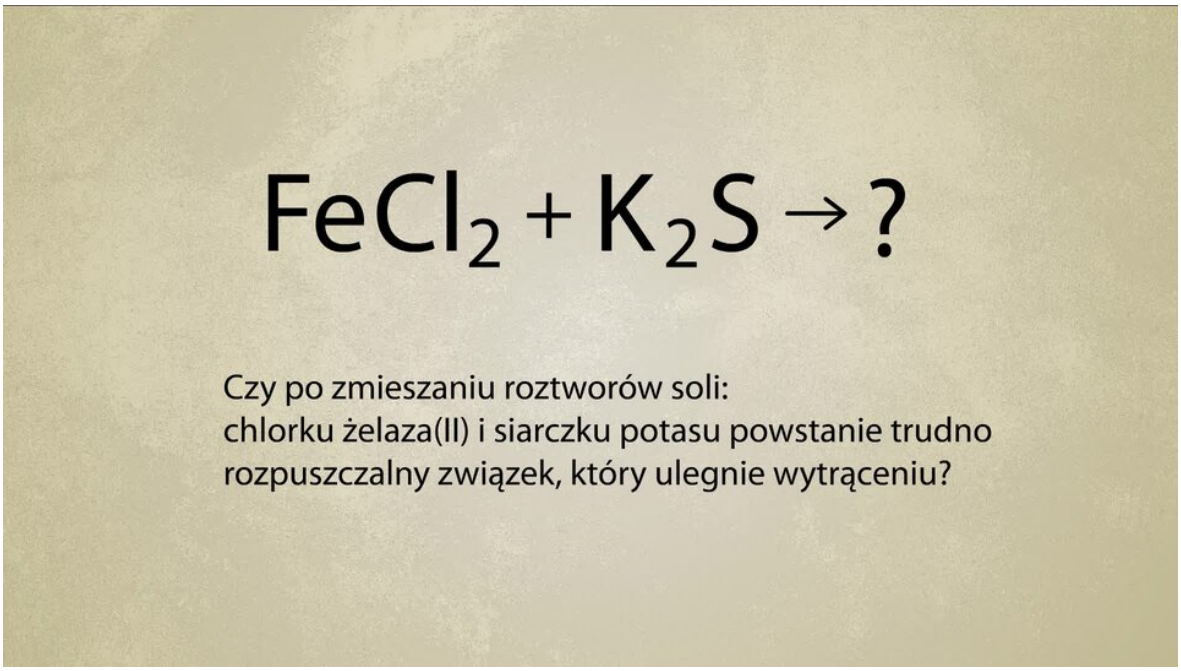
Kation \ Anion	Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	OH^-
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	R	N	N
Ag^+	N	N	N	R	N	N	T	N	N
Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	R	N	N
Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	T	N	T
Ba^{2+}	R	R	R	R	N	N	N	N	R
Zn^{2+}	R	R	N	R	N	T	R	N	N
Al^{3+}	R	R	X	R	X	X	R	N	N
Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N	N
Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N	N
Fe^{3+}	R	X	N	R	X	X	R	N	N

R – substancja rozpuszczalna w wodzie

T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie

N – substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie

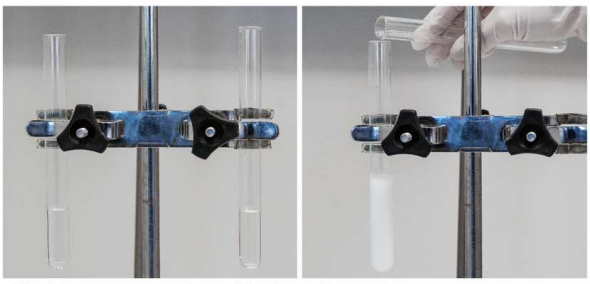
X – substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana



Film dostępny na portalu epodreczniki.pl

Nagranie rozpoczyna brązowa plansza, na której pojawia się zapis planowanego przebiegu reakcji FeCl2 plus K2S. Prawa strona równania za strzałką zastąpiona jest znakiem zapytania. Poniżej pojawia się napis: Czy po zmieszaniu roztworów soli chlorku żelaza dwa i siarczku potasu powstanie trudno rozpuszczalny związek, który ulegnie wytrąceniu? Zmiana planszy, na ekranie pojawiają się dwie probówki z fioletową cieczą w środku. Probówka z lewej strony opisana jest jako FeCl2, a jony w środku to Fe dwa plus oraz Cl minus. Probówka z prawej strony opisana jest jako K2S, a jony w środku to K plus oraz S dwa minus. Probówka z prawej strony unosi się i przechyla nad probówką lewą. Zawartość probówki przelewa się do drugiej, a na ekranie pojawia się lupa, która najeżdża na miejsce zetknięcia obu cieczy, po czym powiększa się na cały ekran. Ekran wypełnia fioletowo różowe tło, na którym pojawiają się stopniowo symbole jonów: Fe dwa plus, Cl minus, S dwa minus oraz K plus. Poniżej pojawia się napis Czy któreś z nich tworzą jakiś nierozpuszczalny związek? Zmiana planszy, pojawia się tablica rozpuszczalności soli

i wodorotlenków. Zaznaczone zostają wiersz dla kationu żelaza Fe dwa plus oraz kolumna anionu siarczkowego S dwa minus. Na ich przecięciu pole zostaje wyróżnione kolorem zielonym. Zawiera ono literę N, nad którą pojawia się napis Nie rozpuszcza się w wodzie. Tablica rozjaśnia się, na jej tle pojawia się żółty prostokąt z napisem FeS, siarczek żelaza dwa wytrąci się z roztworu. Powrót do tablicy rozpuszczalności, tym razem zaznaczone zostają wiersz dla kationu potasu K plus oraz kolumna anionu chlorkowego Cl minus. Na ich przecięciu pole zostaje wyróżnione kolorem zielonym. Zawiera ono literę R, nad którą pojawia się napis Sól rozpuszczalna w wodzie. Powrót do animacji przelewania jednej zawartości probówki do drugiej. Na dno probówki opadają ciemne skrawki tworząc osad. Ponownie pojawia się lupa powiększająca zawartość probówki. Na fioletowo różowym tle pojawia się zapis reakcji wraz z opisem słownym: FeCl2, czyli chlorek żelaza dwa oraz K2S, czyli siarczek potasu reagują ze sobą, tworząc FeS, czyli siarczek żelaza dwa w postaci osadu oraz dwa atomy KCl, czyli chlorku potasu. Poniżej pojawiają się dodatkowe zapisy tej reakcji: jonowy pełny i jonowy skrócony. Wynika z nich, że w reakcji biorą udział jony Fe dwa plus oraz S dwa minus, które reagują ze sobą tworząc sól o wzorze FeS.



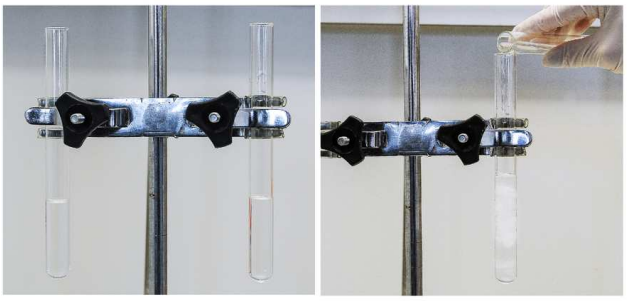
chlorek baru $BaCl_2$ siarczan(VI) sodu Na_2SO_4

zapis cząsteczkowy: $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$

zapis jonowy pełny: $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 + 2Cl^- + 2Na^+$

zapis jonowy skrócony: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$

Kation \ Anion	Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	R	R	R	R	R	R	**R**	R
K^+	R	R	R	R	R	R	**R**	R
Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	**R**	N
Ag^+	N	N	N	R	N	N	**T**	N
Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	**R**	N
Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	**T**	N
Ba^{2+}	**R**	**R**	**R**	**R**	**N**	**N**	**N**	N
Zn^{2+}	R	R	N	R	N	T	R	N
Al^{3+}	R	R	X	R	X	X	R	N
Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N
Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N



azotan(V) glinu $Al(NO_3)_3$ wodorotlenek potasu KOH

zapis cząsteczkowy: $Al(NO_3)_3 + 3KOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3KNO_3$

zapis jonowy pełny: $Al^{3+} + 3NO_3^- + 3K^+ + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3 + 3NO_3^- + 3K^+$

zapis jonowy skrócony: $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3$

Kation \ Anion	Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	OH^-
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	**R**
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	**R**
Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	R	N	**N**
Ag^+	N	N	N	R	N	N	T	N	**N**
Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	R	N	**N**
Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	T	N	**T**
Ba^{2+}	**R**	**R**	**R**	**R**	**N**	**N**	**N**	N	**R**
Zn^{2+}	R	R	N	R	N	T	R	N	**N**
Al^{3+}	**R**	**R**	**X**	**R**	**X**	**X**	**R**	**N**	**N**
Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N	N
Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N	N
Fe^{3+}	R	X	N	R	X	X	R	N	N

5. Czy wytrącenie trudno rozpuszczalnego związku można zaplanować?

Jeśli chcemy przeprowadzić reakcję strącania, musimy zmieszać ze sobą dwa roztwory rozpuszczalnych substancji, których jony będą tworzyć trudno rozpuszczalny związek.

Aby otrzymać na przykład trudno rozpuszczalny w wodzie fosforan(V) wapnia, należy zmieszać ze sobą dwa roztwory, z których jeden powinien zawierać kationy wapnia, a drugi – aniony fosforanowe(V). Wtedy możliwe będzie wytrącenie z roztworu żądanej soli.

		Anion								
		Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	OH^-
Kation	Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
	K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
	Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	R	N	N
	Ag^+	N	N	N	R	N	N	T	N	N
	Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	R	N	N
	Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	T	N	T
	Ba^{2+}	R	R	R	R	N	N	N	N	R
	Zn^{2+}	R	R	N	R	N	T	R	N	N
	Al^{3+}	R	R	X	R	X	X	R	N	N
	Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N	N
	Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N	N
	Fe^{3+}	R	X	N	R	X	X	R	N	N

Legenda:

R – substancja rozpuszczalna w wodzie

T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie

N – substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie

X – substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana

		Anion								
		Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	OH^-
Anion	Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
	K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
	Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	R	N	N
	Ag^+	N	N	N	R	N	N	T	N	N
	Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	R	N	N
	Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	T	N	T
	Ba^{2+}	R	R	R	R	N	N	N	N	R
	Zn^{2+}	R	R	N	R	N	T	R	N	N
	Al^{3+}	R	R	X	R	X	X	R	N	N
	Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N	N
	Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N	N
	Fe^{3+}	R	X	N	R	X	X	R	N	N

Legenda:

R – substancja rozpuszczalna w wodzie

T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie

N – substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie

X – substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana

Fosforan(V) wapnia może powstać w wyniku zmieszania ze sobą roztworów odpowiednich soli. Poniżej przedstawiono przykłady dwóch możliwych reakcji otrzymywania fosforanu(V) wapnia:

I. Reakcja fosforanu(V) potasu z chlorkiem wapnia
   a. zapis cząsteczkowy: $2K_3PO_4 + 3CaCl_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6KCl$
   b. zapis jonowy pełny: $6K^+ + 2PO_4^{3-} + 3Ca^{2+} + 6Cl^- \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6K^+ + 6Cl^-$
   c. zapis jonowy skrócony: $2PO_4^{3-} + 3Ca^{2+} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

II. Reakcja fosforanu(V) sodu z azotanem(V) wapnia
   a. zapis cząsteczkowy: $2Na_3PO_4 + 3Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6NaNO_3$
   b. zapis jonowy pełny:
   $6Na^+ + 2PO_4^{3-} + 3Ca^{2+} + 6NO_3^- \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6Na^+ + 6NO_3^-$
   c. zapis jonowy skrócony: $2PO_4^{3-} + 3Ca^{2+} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

Reakcje strącania zachodzące w wodzie między solami oraz solami i wodorotlenkami są przykładami reakcji wymiany:

$$\text{sól 1} + \text{sól 2} \rightarrow \text{sól 3}\downarrow + \text{sól 4}$$

$$\text{sól 1} + \text{wodorotlenek 2} \rightarrow \text{wodorotlenek 1}\downarrow + \text{sól 2}$$

Podsumowanie

- Sole mogą w roztworze wodnym reagować z innymi solami i wodorotlenkami, pod warunkiem że w reakcji tej powstają trudno rozpuszczalne produkty.
- Jeśli zachodzi reakcja między dwiema solami, to produktem trudno rozpuszczalnym jest również sól.
- Reakcje zachodzące w roztworze wodnym pomiędzy jonami pochodzącymi od dwóch różnych substancji, które razem tworzą trudno rozpuszczalny związek, nazywa się reakcjami strącania (strąceniowymi).
- Reakcje strącania można przewidzieć na podstawie tablicy rozpuszczalności, sprawdzając, czy jony, które znajdą się w roztworze po zmieszaniu dwóch rozpuszczalnych substancji, połączą się ze sobą w związek trudno rozpuszczalny w wodzie.
- Reakcja między solami oraz między solami i wodorotlenkami są przykładami reakcji wymiany.

Praca domowa

Polecenie 1.1

W jaki sposób można w reakcji strącania uzyskać sól, która jest głównym składnikiem wapieni? Napisz równania trzech możliwych reakcji, stosując zapis: cząsteczkowy, jonowy pełny i jonowy skrócony.

Słowniczek

reakcja strąceniowa

reakcja chemiczna zachodząca w roztworze wodnym między jonami pochodzącymi od zmieszanych ze sobą substancji, prowadząca do powstania trudno rozpuszczalnego związku, który wytrąca się z roztworu w postaci osadu

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

Reakcje strącania [ ] w roztworze wodnym między [ ]. Substraty w tej reakcji muszą być [ ]. Jeden z produktów zawsze jest substancją [ ] w wodzie.

nierozpuszczalne w wodzie | trudno rozpuszczalną | zachodzą | nie zachodzą | rozpuszczalne w wodzie | substancjami, które w wodzie rozpadają się na jony | bardzo dobrze rozpuszczającą się | substancjami występującymi w wodzie w postaci cząsteczek

Ćwiczenie 2

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

	Prawda	Fałsz
Wszystkie sole rozpuszczalne w wodzie reagują ze sobą.	◯	◯
Sole mogą reagować z niektórymi wodorotlenkami.	◯	◯
Na podstawie tablicy rozpuszczalności można przewidzieć, które jony w roztworze będą reagowały ze sobą, tworząc trudno rozpuszczalny produkt.	◯	◯
Reakcja strąceniowa może zachodzić między cząsteczkami.	◯	◯
W reakcji strąceniowej mogą powstawać trudno rozpuszczalne wodorotlenki metali.	◯	◯

Ćwiczenie 3

Na podstawie tablicy rozpuszczalności wskaż praktycznie nierozpuszczalny w wodzie produkt, jaki powstanie w wyniku zmieszania roztworów dwóch soli: azotanu(V) srebra(I) i siarczku potasu.

- ◯ KCl
- ◯ $\mathrm{K_2S}$
- ◯ $\mathrm{KNO_3}$
- ◯ $\mathrm{Ag_2S}$
- ◯ $\mathrm{AgNO_3}$

Ćwiczenie 4

Na podstawie tablicy rozpuszczalności wskaż trudno rozpuszczalny w wodzie produkt reakcji przebiegającej w roztworze wodnym pomiędzy chlorkiem cynku a wodorotlenkiem potasu.

- ◯ KCl
- ◯ KOH
- ◯ $Zn(OH)_2$
- ◯ $ZnCl_2$

Ćwiczenie 5

Wskaż sole, które utworzą z azotanem(V) ołowiu(II) trudno rozpuszczalną w wodzie sól, i te, które nie będą z nią reagować.

sole, które będą reagować z azotanem(V) ołowiu(II)

sole, które nie będą reagować z azotanem(V) ołowiu(II)

$Mg(NO_3)_2$ $NaCl$ $ZnSO_4$ KBr $Ca(NO_3)_2$ Na_2CO_3

Ćwiczenie 6

Wskaż skrócony zapis jonowy reakcji chlorku baru z siarczanem(IV) magnezu.

- ◯ $Mg^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow MgSO_4$
- ◯ $Ba^{2+} + SO_3^{2-} \rightarrow BaSO_3$
- ◯ $Mg^{2+} + 2Cl^- \rightarrow MgCl_2$
- ◯ $Ba^{2+} + S^{2-} \rightarrow BaS$
- ◯ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$

Ćwiczenie 7

W dwóch probówkach znajdowały się roztwory soli. Uczeń wykonał doświadczenie: do każdej z tych probówek dodał roztwór bromku potasu. Zauważył, że w pierwszej probówce powstał osad, w drugiej zaś nie. Wybierz pary substancji, które mogłyby dawać takie objawy reakcji.

- [ ] probówka I – $Al(NO_3)_3$ → probówka II – $AgNO_3$
- [ ] probówka I – $NaNO_2$ → probówka II – $Al_2(SO_4)_3$
- [ ] probówka I – $Pb(NO_3)_2$→ probówka II – $NaNO_2$
- [ ] probówka I – $AgNO_3$ → probówka II – $Al(NO_3)_3$
- [ ] probówka I – $AgNO_3$ → probówka II – $AlCl_3$

Inne metody otrzymywania soli

Czy sole można otrzymać w wyniku reakcji między dwoma pierwiastkami chemicznymi? Czy w ten sposób można otrzymywać każdą sól?

> **Już wiesz**
>
> - że sole to związki jonowe zbudowane z kationów metali (lub kationu amonu o wzorze NH_4^+) i anionów reszty kwasowej;
> - że sole można otrzymać w wyniku reakcji kwasu z zasadą, kwasu z tlenkiem metalu, kwasu z metalem, zasady z tlenkiem niemetalu;
> - że niektóre sole można otrzymać w wyniku reakcji strąceniowych.

> **Nauczysz się**
>
> - przedstawiać równania reakcji otrzymywania soli bezpośrednio z pierwiastków chemicznych oraz w wyniku reakcji węglanów z niektórymi kwasami.

1. Czy można otrzymać sole w wyniku syntezy z pierwiastków chemicznych?

Doświadczenie 1

Problem badawczy

Czy metal może reagować z niemetalem?

Hipoteza

Możliwa jest reakcja metalu z niemetalem (sód będzie reagował z chlorem).

Co będzie potrzebne

- łyżka do spalań,
- palnik gazowy,
- kolba płaskodenna z chlorem,
- sód.

Instrukcja

1. Mały kawałek sodu (wielkości dwóch ziarenek ryżu) osuszony z ciekłej parafiny umieść na łyżce do spalań w płomieniu palnika.
2. Płonący sód natychmiast przenieś do kolby zawierającej chlor.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

Sód w chlorze pali się jasnym płomieniem. Po zakończeniu reakcji znika zielonożółta barwa chloru w kolbie, a na jej ściankach widać biały nalot.

Zaszła reakcja chloru z sodem, w wyniku której powstał chlorek sodu:

$$2\mathrm{Na} + \mathrm{Cl_2} \rightarrow 2\mathrm{NaCl}$$

$$\text{sód} + \text{chlor} \rightarrow \text{chlorek sodu}$$

W reakcji glinu z chlorem powstaje chlorek glinu

W reakcji miedzi z chlorem tworzy się chlorek miedzi(II)

Niektóre metale reagują z chlorem, a w wyniku tych reakcji powstają chlorki metali, należące do soli.

2. Czy siarka może reagować z metalami?

Doświadczenie 2

Problem badawczy

Czy siarka i cynk reagują ze sobą, dając sól?

Hipoteza

Siarka reaguje z cynkiem, dając sól.

Co będzie potrzebne

- płytka metalowa,
- moździerz,
- palnik gazowy,
- cynk w postaci proszku,
- siarka.

Instrukcja

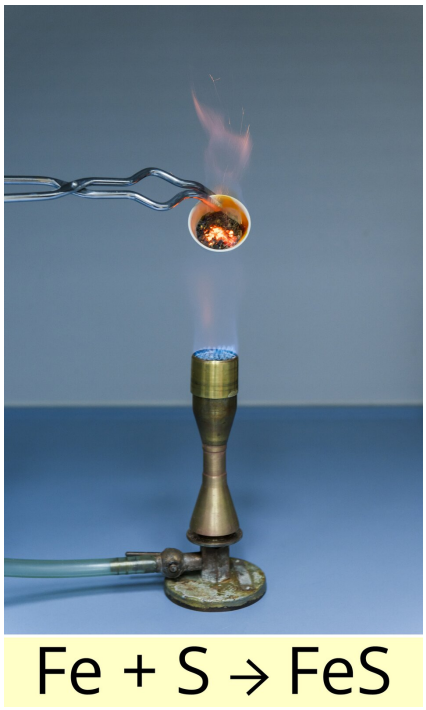
1. Wymieszaj w moździerzu siarkę z cynkiem.
2. Przenieś mieszaninę na metalową płytkę.
3. Podgrzewaj mieszaninę od dołu palnikiem do momentu rozpoczęcia się reakcji chemicznej.
4. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

Cynk z siarką tworzą mieszaninę niejednorodną. Po jej ogrzaniu do wysokiej temperatury mieszanina zapala się gwałtownie.
Zaszła reakcja cynku z siarką, w wyniku której powstał siarczek cynku:

$$\mathrm{Zn} + \mathrm{S} \rightarrow \mathrm{ZnS}$$

$$\mathrm{cynk} + \mathrm{siarka} \rightarrow \mathrm{siarczek\ cynku}$$



Siarka reaguje z niektórymi metalami. W tej reakcji powstają sole – siarczki metali. Siarczki to sole kwasu siarkowodorowego o wzorze $\mathrm{H_2S}$. Innych soli zawierających w swym składzie siarkę (siarczanów(VI) czy (IV)) nie można otrzymać w bezpośredniej reakcji syntezy z pierwiastków. W ten sposób można otrzymać tylko niektóre sole kwasów beztlenowych.

3. Czy są sole, które reagują z kwasem solnym?

Doświadczenie 3

Problem badawczy

Czy węglan sodu reaguje z kwasem solnym?

Hipoteza

Węglan sodu reaguje z kwasem solnym.

Co będzie potrzebne

- szkiełko zegarkowe,
- rozcieńczony roztwór kwasu solnego,
- węglan sodu.

Instrukcja

1. Niewielką ilość węglanu sodu nanieś na szkiełko zegarkowe.
2. Na sól wkraplaj kwas solny.
3. Obserwuj zachodzące zmiany.

Podsumowanie

Po dodaniu kwasu solnego do węglanu sodu następuje pienienie się mieszaniny i gwałtowne wydzielanie się gazu.

Gazem powodującym pienienie się mieszaniny jest dwutlenek węgla, który powstaje zgodnie z równaniem reakcji chemicznej:

$$\mathrm{Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O}$$

$$\mathrm{węglan\ sodu + kwas\ solny \rightarrow chlorek\ sodu + dwutlenek\ węgla + woda}$$

$K_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + CO_2\uparrow + H_2O$
węglan potasu + kwas solny → chlorek potasu + dwutlenek węgla + woda

$K_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$
węglan potasu + kwas siarkowy(VI) → siarczan(VI) potasu + dwutlenek węgla + woda

$K_2CO_3 + 2HNO_3 \rightarrow 2KNO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$
węglan potasu + kwas azotowy(V) → azotan(V) potasu + dwutlenek węgla + woda

Podsumowanie

- W wyniku reakcji metali z niektórymi niemetalami powstają sole kwasów beztlenowych, np. chlorki lub siarczki: $\mathrm{metal + niemetal \rightarrow sól\ kwasu\ beztlenowego}$
  Soli kwasów tlenowych nie można otrzymać w ten sposób.
- Z węglanów można otrzymać (oprócz dwutlenku węgla i wody) sole innych kwasów, np.:
  - chlorki, w wyniku reakcji z kwasem solnym,
  - azotany(V), po zadziałaniu na nie kwasem azotowym(V),
  - siarczany(VI), w reakcji węglanów z kwasem siarkowym(VI).

Praca domowa

Polecenie 1.1

Wiadomo, że kwaśne opady przyczyniają się do niszczenia skał wapiennych, niektórych budynków i różnych konstrukcji znajdujących się na powietrzu. Składnikiem wymienionych materiałów jest pewna sól. Za pomocą równania reakcji chemicznej opisz proces, jaki zachodzi w tych materiałach pod wpływem kwasu siarkowego(IV). Nazwij sól, która jest produktem tej reakcji.

Zadania

Ćwiczenie 1

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

W wyniku reakcji metali z niemetalami [ ] sole. Produktami reakcji siarki z metalami są [ ]. Węglany [ ] z niektórymi kwasami. [ ] jest produktem reakcji [ ] soli kwasu węglowego z kwasem solnym.

Węglan | Azotan(V) | Dwutlenek węgla | każdej | nie reagują | nie każdej | Siarczan(VI) | reagują | mogą powstawać | nie powstaną | siarczany(VI) | siarczany(IV) | siarczki

Ćwiczenie 2

Uzupełnij luki w tekście. Wybierz właściwe określenia spośród podanych.

W wyniku reakcji metali z niemetalami [ ] sole. Produktami reakcji siarki z metalami są [ ]. Węglany [ ] z niektórymi kwasami. [ ] jest produktem reakcji [ ] soli kwasu węglowego z kwasem solnym.

siarczany(IV) | każdej | siarczki | nie każdej | Siarczan(VI) | mogą powstawać | Węglan | nie reagują | nie powstaną | Azotan(V) | Dwutlenek węgla | reagują | siarczany(VI)

Ćwiczenie 3

Wskaż produkt, który powstaJe w wyniku reakcji chloru z potasem.

- KNO_3
- K_2CO_3
- K_2S
- KCl

Ćwiczenie 4

Wskaż typ reakcji chemicznej, której przykładem jest otrzymywanie soli z pierwiastków chemicznych.

- spalanie
- wymiana
- synteza
- analiza

Ćwiczenie 5

W dwóch probówkach znajdowały się roztwory soli. Uczeń wykonał doświadczenie: do każdej z tych probówek dodał roztwór kwasu solnego. Zauważył, że w pierwszej probówce wydzielał się bezwonny gaz, w drugiej zaś nie zaszły żadne zmiany. Wybierz pary substancji, które mogły znajdować się w probówkach.

- ◯ probówka I – KCl/> probówka II – $Al_2(SO_4)_3$
- ◯ probówka I – $CaCO_3$
  probówka II – $NaNO_3$
- ◯ probówka I – K_2CO_3 /> probówka II – KCl
- ◯ probówka I – $AgNO_3$ /> probówka II – KCl
- ◯ probówka I – Na_2CO_3/> probówka II – $NaNO_3$

Zastosowanie soli i ich wpływ na środowisko przyrodnicze

Sole tworzą grupę związków chemicznych powszechnie występujących w przyrodzie. Znalazły zastosowanie w wielu gałęziach przemysłu i w życiu codziennym człowieka.

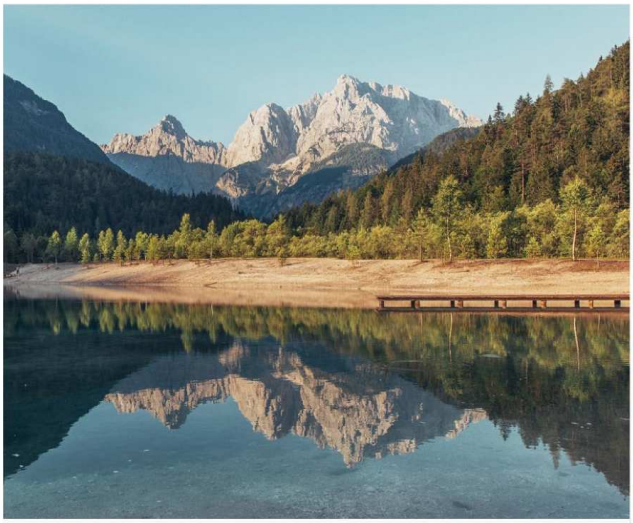
Już wiesz

- że sole to związki jonowe zbudowane z kationów metali (lub kationu amonu o wzorze NH_4^+) i anionów reszty kwasowej;
- że w wodzie sole ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

Nauczysz się

- rozpoznawać sole znajdujące się w powszechnym użytku i oceniać ich wpływ na środowisko przyrodnicze.

1. Występowanie soli w przyrodzie



Sole rozpuszczalne w wodzie, takie jak chlorki, siarczany(VI), występują we wszystkich rodzajach wód naturalnych.

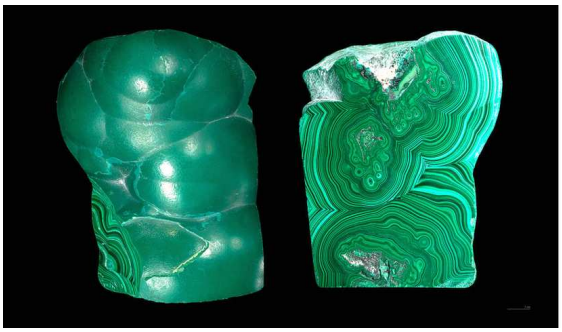
Trudno rozpuszczalne sole tworzą minerały, z których część wchodzi w skład skał.

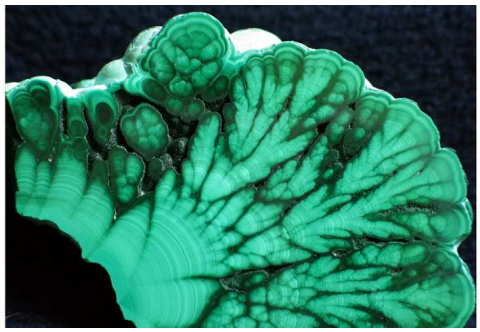
1. **Halit** to minerał, którego głównym składnikiem jest chlorek sodu. Minerał ten powstał podczas krystalizacji wód morskich i słonych jezior. Zawarte w nim domieszki nadają mu różne barwy.

2. **Fluoryt** to minerał, którego głównym składnikiem jest fluorek wapnia, ale barwę nadają mu inne składniki.

Większość soli niemetali z 17. grupy układu okresowego, takich jak: chlorki bromki, jodki, jest dobrze rozpuszczalna w wodzie, dlatego część z nich występuje w wodach morskich. W wyniku przeobrażeń zachodzących w przyrodzie niektóre z nich występują także w postaci ciał stałych

Węglany są liczną grupą minerałów. Anion węglanowy może tworzyć w nich połączenia z kationami metali, takich jak magnez, żelazo, wapń, cynk, mangan, ołów, miedź. Często towarzyszą złożom lub same stanowią źródło ważnych metali





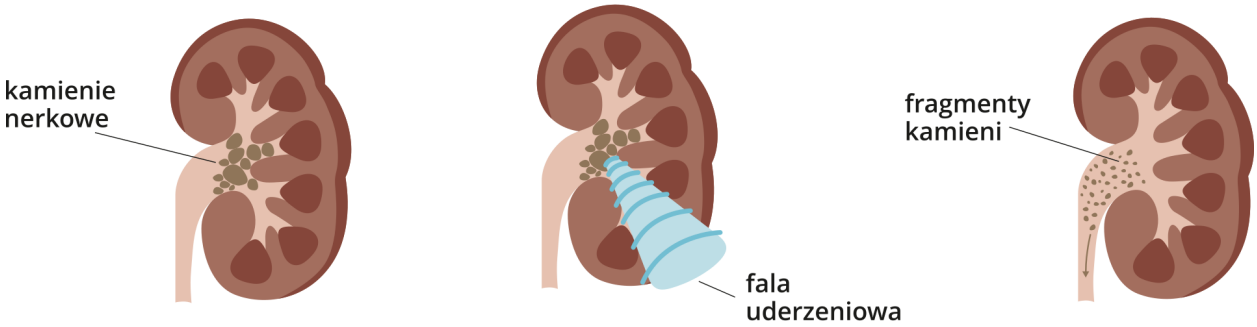
Anhydryt jest pozbawionym wody minerałem, który zawiera siarczan(VI) wapnia. Tworzy on także skałę o tej samej nazwie.

Gips składa się z siarczanu(VI) wapnia, którego kryształy częściowo zawierają cząsteczki wody. Na obszarach pustynnych, gdzie jest sucho i gorąco, tworzy z piaskiem skupiska przypominające wyglądem płatki róży; nazywany jest wtedy różą pustyni.

Ciekawostka

Kamienie nerkowe

Niektóre sole mogą wytrącać się w drogach moczowych organizmu ludzkiego. Złogi te potocznie nazywa się kamieniami nerkowymi. Tworzą je głównie fosforany(V), szczawiany (pochodne kwasu szczawiowego) i moczany (pochodne kwasu moczowego). Podczas leczenia stosuje się odpowiednią dietę i leki rozpuszczające kamienie. Podejmuje się też próbę rozbijania ich za pomocą ultradźwięków.



2. Zastosowanie węglanów

węglany

Na_2CO_3 jest składnikiem proszków do prania jako substancja zmiękczająca wodę.

Węglan magnezu, $MgCO_3$, jest wykorzystywany w medycynie jako jeden z suplementów diety uzupełniających poziom magnezu w organizmie, składnik leków zobojętniających kwas solny w soku żołądkowym. Wchodzi także w skład tzw. magnezji białej używanej przez wspinaczy do pochłaniania potu i zwiększenia tarcia podczas wspinania się na skałę.

Wodorowęglan sodu, $NaHCO_3$, jest głównym składnikiem sody oczyszczonej. Znajduje się także w proszku do pieczenia. Używa się go również do produkcji proszków do prania, w których stanowi środek zmiękczający wodę. W przemyśle spożywczym jest wykorzystywany jako substancja regulująca pH produktów spożywczych. Wraz z kwasem cytrynowym odpowiada za pienienie się tabletek musujących.

Węglan wapnia, $CaCO_3$ ma zastosowanie w budownictwie, przemyśle spożywczym, medycynie.

węglan wapnia $CaCO_3$

Jest surowcem do wyrobu materiałów budowlanych. Otrzymuje się z niego tzw. wapno palone, z którego potem uzyskuje się zaprawy do tworzenia tynków, wiązania cegieł i kamieni oraz spoiw do cementu i betonu.

Składnik suplementów diety uzupełniających poziom wapnia w organizmie.
Wraz z węglanem magnezu stosowany jest w preparatach zobojętniających kwas solny w żołądku.

W przemyśle spożywczym używany jest jako dodatek do żywności (E170) nadający produktom białą barwę. Jest też jednym ze składników niektórych pudrów do twarzy. Jako biały barwnik jest dodawany do farb.

Główny składnik marmuru, wykorzystywanego jako cenny materiał budowlany, rzeźbiarski oraz architektoniczny.

3. Zastosowanie azotanów(V)

azotany(V)

KNO_3, $NaNO_3$, NH_4NO_3 są wykorzystywane do produkcji nawozów sztucznych jako źródło azotu, niezbędnego do prawidłowego rozwoju roślin.

$AgNO_3$ jest substancją czynną w lekach wspomagających gojenie się uszkodzeń skóry i leczenie niektórych wirusowych zmian skórnych. Ponadto wykorzystuje się go do produkcji luster.

Moczenie mięsa w roztworze **KNO_3** jest sposobem na tzw. utrwalanie mięsa (zapobiega psuciu i pozwala utrzymać jego naturalną barwę). Proces ten nazywa się peklowaniem.

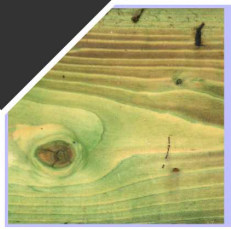
KNO_3, $NaNO_3$ są stosowane do produkcji materiałów wybuchowych.

4. Zastosowanie siarczanów(VI)

siarczany(VI)

Uwodniony **siarczan(VI) wapnia** o wzorze **$2CaSO_4 \cdot H_2O$** (gips palony) jest stosowany do tworzenia zaprawy gipsowej, wykorzystywanej m.in. do przygotowywania opatrunków usztywniających złamane kości oraz do produkcji ceramiki.

$MgSO_4$ jest głównym składnikiem tzw. soli gorzkiej, stosowanej w medycynie jako środek przeczyszczający.



$CuSO_4$ używany jest jako środek grzybobójczy do impregnacji drewna.

5. Zastosowanie fosforanów(V)

fosforany(V)

Na_3PO_4 jest wykorzystywany do produkcji środków zmiękczających wodę. Jest także składnikiem nawozów sztucznych.

$Ca_3(PO_4)_2$ i inne fosforany(V) są surowcami do produkcji nawozów sztucznych (stanowią źródło fosforu niezbędnego do wzrostu korzeni i pędów).

6. Zastosowanie chlorków

Ciekawostka

Naturalne wody zawierają rozpuszczone w nich sole pochodzące ze skał, które spotykają po drodze. Niektóre z nich mają dużo rozpuszczonych soli (w ilości co najmniej 1 g w 1 dm^3), które w odpowiednich proporcjach wywierają korzystne działanie na organizm ludzki. Te wody nazwano **mineralnymi**. Jonami najczęściej występującymi w wodach mineralnych są: Mg^{2+}, Ca^{2+}, Na^{+}, K^{+},Cl^{-}, SO_4^{2-}, CO_3^{2-}.

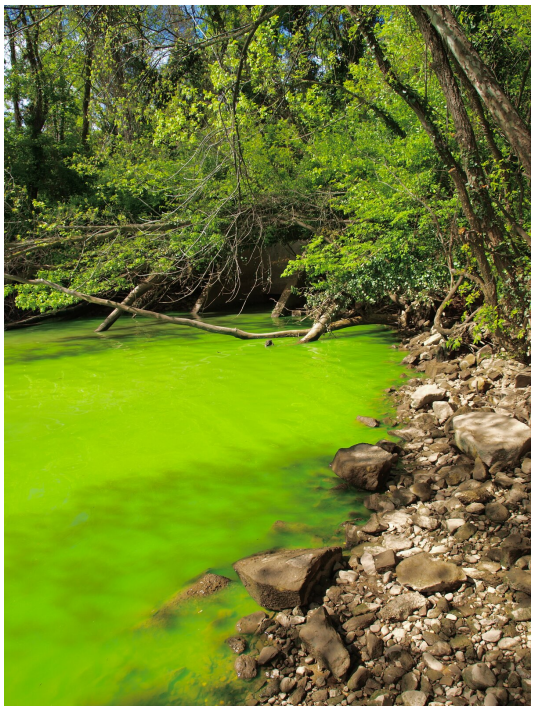
7. Wpływ soli na środowisko

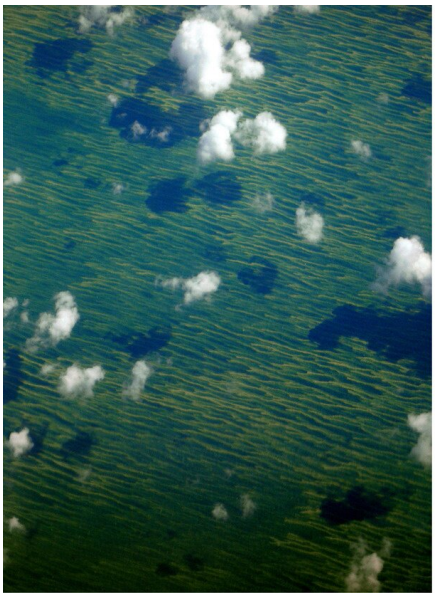
Niektóre sole w wyniku działalności człowieka zostają wprowadzone do środowiska, wywołując zachwianie istniejącej równowagi. Na przykład substancje wykorzystywane do produkcji nawozów sztucznych i środków czystości dostają się do wód, powodując ich degradację. Chlorek sodu, którym w czasie zimy posypuje się drogi, oddziałuje negatywnie na rośliny i gleby znajdujące się w pobliżu szos.

Sole takie, jak azotany(V) amonu i potasu, fosforan(V) wapnia, są wykorzystywane do produkcji nawozów sztucznych, które zwiększają plony. Wraz z opadami deszczu część z nich spływa z wodami powierzchniowymi i podziemnymi do zbiorników wodnych i wód płynących

Wody spływające z nawożonych pól oraz ścieki przenoszą do zbiorników wodnych substancje, które zawierają azot i fosfor, czyli pierwiastki chemiczne pobudzające rozwój roślin wodnych. Wzrost składników odżywczych w jeziorach wywołuje znaczny rozwój glonów (tzw. kwitnienie wody), które sprawiają, że woda staje się mętna, ma niedobry smak i nieprzyjemny zapach. Glony ograniczają także dostęp światła do głębszych warstw jeziora, powodując zanikanie fotosyntezy u roślin (przez co nie następuje produkcja tlenu) i ich obumieranie.

Po pewnym czasie także glony obumierają i opadają na dno zbiornika. Tam następuje rozkład materii pod wpływem bakterii, a w procesie tym zużywany jest tlen. W krótkim czasie pojawia się deficyt tlenu i rozpoczynają się procesy gnilne. Nowe warunki nie sprzyjają rozwojowi zwierząt wodnych dotychczas żyjących w jeziorze i ich liczebność gwałtownie spada. Warstwa materii organicznej zalegającej na dnie zbiornika staje się coraz większa, powodując podnoszenie się poziomu dna, a jezioro stopniowo zanika.





Do Morza Bałtyckiego wpływają rzeki, które niosą ze sobą zanieczyszczenia stanowiące substancje odżywcze dla glonów; także statki i promy spuszczające ścieki bezpośrednio do wody mają udział w nasilaniu się tzw. kwitnienia wody

> **Ciekawostka**
>
> Eutrofizacja
> Zjawisko polegające na zwiększeniu żyzności wód w zbiorniku wodnym i jego skutki nazywane są eutrofizacją. Proces ten jest naturalny i zachodzi bardzo powoli od początku istnienia jeziora. Jednak nienaturalny wzrost składników odżywczych w jeziorze znacznie nasila to zjawisko i powoduje degradację akwenu.

Podsumowanie

- Sole występują w przyrodzie w formie rozpuszczonej w wodach naturalnych lub tworzą minerały.
- Azotany(V) i fosforany(V) są wykorzystywane m.in. do produkcji nawozów sztucznych.
- Węglan wapnia jest np. surowcem do produkcji materiałów budowlanych.
- Chlorek sodu jest używany m.in. do celów spożywczych, w przemyśle farmaceutycznym oraz do posypywania zaśnieżonych ulic zimą.

Praca domowa

Polecenie 1.1

Wykonaj własną tabletkę musującą. W tym celu dokładnie zmieszaj ze sobą niewielką ilość (po pół łyżeczki) kwasku cytrynowego i sody oczyszczonej. Następnie dodaj do tej mieszaniny niewielką ilość wody. Czy twoja mieszanina zachowuje się pod wpływem wody podobnie jak tabletka kupiona w sklepie? Pomyśl, a następnie zanotujw zeszycie, jakie warunki należy zachować, aby trwałość tabletki była jak najdłuższa (żeby wymieszane substancje nie przereagowały ze sobą, zanim tabletka zostanie użyta).

Polecenie 1.2

W Internecie można znaleźć strony sklepów, które sprzedają tzw. środki na odkwaszanie organizmu. Są suplementy diety, zawierające witaminy czy wyciągi roślinne, ale są i takie, które mają bardzo ubogi skład – zawierają jedną ze znanych ci soli. Dowiedz się, co to za sól. W jakich znanych ci środkach spożywczych występuje? Odpowiedź zapisz w zeszycie.

Słowniczek

eutrofizacja

zjawisko polegające na zwiększeniu żyzności wód w zbiorniku wodnym

Zadania

Ćwiczenie 1

Ćwiczenie 2

Uporządkuj zastosowania poszczególnych soli.

NaCl

$\mathrm{CaCO_3}$

budulec marmuru

jeden ze składników dolomitu

wraz z piaskiem i żwirem sypana jest na oblodzone drogi

służy do produkcji materiałów budowlanych

składnik leku obniżającego ilość kwasu solnego w żołądku

przyprawa do potraw

występuje w minerale o nazwie halit

Ćwiczenie 3

Wskaż substancje, które mogą przyczyniać się do zarastania zbiorników wodnych.

- ◯ NaCl, $\mathrm{H_3PO_4}$
- ◯ $\mathrm{H_2SO_4}$, KCl
- ◯ $\mathrm{KNO_3}$, $\mathrm{Ca_3(PO_4)_2}$
- ◯ $\mathrm{Al(NO_3)_3}$, NaCl

Ćwiczenie 4

Ustaw zdarzenia w kolejności, w jakiej następują one podczas procesu eutrofizacji jeziora.

- spływanie nawozów do jeziora
- obumieranie roślin wodnych
- nawożenie gleb
- rozwój glonów
- zmniejszenie ilości tlenu przy dnie zbiornika
- spłycanie jeziora
- ograniczenie w dostępie światła do niższych warstw
- gnicie materii

Sole – podsumowanie

Sole są substancjami jonowymi, których kryształy zawierają naprzemiennie ułożone kationy metalu i aniony reszty kwasowej. Podczas rozpuszczania jony te są uwalnianie do roztworu i dzięki ich obecności wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny. Sole zawierają fragmenty pochodzące zarówno od wodorotlenków, jak i od kwasów. Do otrzymania soli nie są jednak konieczne kwas i wodorotlenek, bowiem sole można uzyskać w przemianach, w których biorą udział np. metal lub tlenek metalu i kwas albo tlenek niemetalu i wodorotlenek.

1. Budowa soli

Sole są związkami jonowymi zbudowanymi z kationów metali (lub kationu amonu o wzorze NH_4^+) i anionów reszt kwasowych. Ich wzór ogólny to:

$$Me_mR_n$$

gdzie:
Me – symbol metalu, którego kation wchodzi w skład soli,
R – symbol reszty kwasowej, której anion współuczestniczy w tworzeniu soli,
n, m – indeksy stechiometryczne ustalone na podstawie wartościowości metalu i reszty kwasowej.

Wzory sumaryczne przykładowych soli

Wzór sumaryczny soli składającej się z wskazanych jonów	**Rodzaj kationu**	**Rodzaj anionu**
$NaCl$	Na^+	Cl^-
$CaCl_2$	Ca^{2+}	Cl^-
$AlCl_3$	Al^{3+}	Cl^-
Na_2SO_4	Na^+	SO_4^{2-}
$CaSO_4$	Ca^{2+}	SO_4^{2-}
$Al_2(SO_4)_3$	Al^{3+}	SO_4^{2-}
Na_3PO_4	Na^+	PO_4^{3-}
$Ca_3(PO_4)_2$	Ca^{2+}	PO_4^{3-}

Wzór sumaryczny soli składającej się z wskazanych jonów	Rodzaj kationu	Rodzaj anionu
$AlPO_4$	Al^{3+}	PO_4^{3-}

2. Nazewnictwo soli

Nazwy soli składają się z dwóch członów: pierwszy odnosi się do rodzaju reszty kwasowej, a drugi do metalu. Człon pochodzący od reszty kwasowej przyjmuje końcówkę **-an** (w przypadku soli kwasów tlenowych) lub **-ek** (dla soli kwasów beztlenowych).

Pierwsze człony nazwy soli pochodzących od różnych kwasów

Rodzaj kwasu	Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa kwasu	Jon reszty kwasowej	Pierwszy człon nazwy soli, pochodnej kwasu
kwas tlenowy	H_2SO_4	kwas siarkowy(VI)	SO_4^{2-}	siarczan(VI)
	H_2SO_3	kwas siarkowy(IV)	SO_3^{2-}	siarczan(IV)
	H_2CO_3	kwas węglowy	CO_3^{2-}	węglan
	HNO_3	kwas azotowy(V)	NO_3^-	azotan(V)
	H_3PO_4	kwas fosforowy(V)	PO_4^{3-}	fosforan(V)
kwas beztlenowy	HCl	kwas chlorowodorowy	Cl^-	chlorek
	H_2S	kwas siarkowodorowy	S^{2-}	siarczek

3. Dysocjacja elektrolityczna soli

Rozpuszczalne w wodzie sole są elektrolitami, ich wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny. Pod wpływem wody rozpadają się na jony, z których są zbudowane, czyli na kationy metali i aniony reszt kwasowych.

Równania reakcji opisujących proces dysocjacji przykładowych soli

Nazwa soli	**Wzór sumaryczny soli**	**Dysocjacja soli**
chlorek sodu	$NaCl$	$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$
azotan(V) potasu	KNO_3	$KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$
siarczan(VI) miedzi(II)	$CuSO_4$	$CuSO_4 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + SO_4^{2-}$
fosforan(V) potasu	K_3PO_4	$K_3PO_4 \xrightarrow{H_2O} 3K^+ + PO_4^{3-}$
azotan(V) ołowiu(II)	$Pb(NO_3)_2$	$Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{H_2O} Pb^{2+} + 2NO_3^-$
siarczan(VI) żelaza(III)	$Fe_2(SO_4)_3$	$Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{H_2O} 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

4. Otrzymywanie soli – reakcja zobojętniania

Pomiędzy kwasem a zasadą zachodzi reakcja zobojętniania. Jej istotą jest reakcja anionów wodorotlenkowych z kationami wodoru, w wyniku której powstają obojętne cząsteczki wody. Skrócony zapis jonowy tej przemiany jest następujący:

$$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$$

Poniższe przykłady ilustrują reakcję zobojętniania:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$\text{wodorotlenek sodu} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek sodu} + \text{woda}$$

$$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$$

$$\text{wodorotlenek potasu} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek potasu} + \text{woda}$$

$$Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

$$\text{wodorotlenek wapnia} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek wapnia} + \text{woda}$$

$$2NaOH + H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3 + 2H_2O$$

$$\text{wodorotlenek sodu} + \text{kwas siarkowy(IV)} \rightarrow \text{siarczan(IV) sodu} + \text{woda}$$

$$\mathrm{Mg(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2H_2O}$$

$$\text{wodorotlenek magnezu} + \text{kwas azotowy(V)} \rightarrow \text{azotan(V)magnezu} + \text{woda}$$

W wyniku reakcji zobojętniania powstają sól i woda.

5. Otrzymywanie soli – reakcje tlenków z kwasami i zasadami

Tlenki metali reagują z kwasami, a niektóre tlenki niemetali reagują z zasadami. W wyniku tej reakcji powstają sól i woda.

Przykłady reakcji tlenków metali z kwasami:

$$\mathrm{CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O}$$

$$\text{tlenek wapnia} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek wapnia} + \text{woda}$$

$$\mathrm{CaO + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O}$$

$$\text{tlenek wapnia} + \text{kwas azotowy(V)} \rightarrow \text{azotan(V) wapnia} + \text{woda}$$

$$\mathrm{MgO + 2HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O}$$

$$\text{tlenek magnezu} + \text{kwas azotowy(V)} \rightarrow \text{azotan(V) magnezu} + \text{woda}$$

$$\mathrm{CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O}$$

$$\text{tlenek miedzi(II)} + \text{kwas siarkowy(VI)} \rightarrow \text{siarczan(VI) miedzi(II)} + \text{woda}$$

$$\mathrm{Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O}$$

$$\text{tlenek żelaza(III)} + \text{kwas siarkowy(VI)} \rightarrow \text{siarczan(VI) żelaza(III)} + \text{woda}$$

$$\mathrm{Li_2O + 2HCl \rightarrow 2LiCl + H_2O}$$

$$\text{tlenek litu} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek litu} + \text{woda}$$

Przykłady reakcji tlenków niemetali z zasadami:

$$\mathrm{CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O}$$

$$\text{tlenek węgla(IV)} + \text{wodorotlenek wapnia} \rightarrow \text{węglan wapnia} + \text{woda}$$

$$SO_2 + 2KOH \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$$

$$\text{tlenek siarki(IV)} + \text{wodorotlenek potasu} \rightarrow \text{siarczan(IV)potasu} + \text{woda}$$

$$SO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O$$

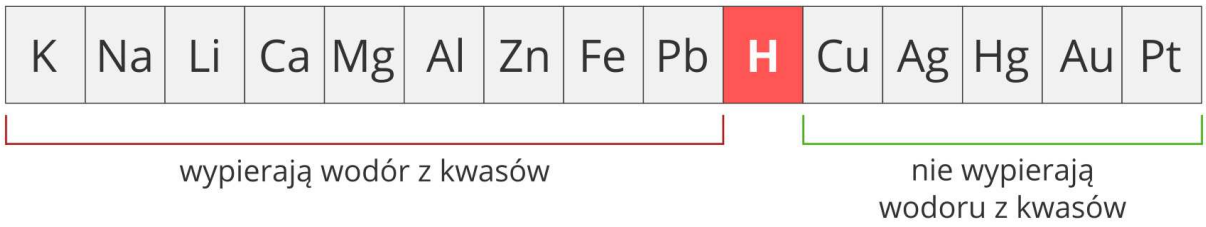
$$\text{tlenek siarki(VI)} + \text{wodorotlenek baru} \rightarrow \text{siarczan(VI) baru} + \text{woda}$$

$$P_4O_{10} + 12KOH \rightarrow 4K_3PO_4 + 6H_2O$$

$$\text{tlenek fosforu(V)} + \text{wodorotlenek potasu} \rightarrow \text{fosforan(V)potasu} + \text{woda}$$

6. Otrzymywanie soli – reakcja kwasów z metalami

Niektóre metale reagują z kwasami, a w wyniku tej przemiany powstają sól i wodór. Na podstawie szeregu aktywności metali można przewidzieć, które metale będą wchodziły w reakcję z kwasami, wypierając z nich wodór.



Przykłady reakcji metali z kwasami:
– z kwasem solnym

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

$$\text{magnez} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek magnezu} + \text{wodór}$$

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$\text{cynk} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek cynku} + \text{wodór}$$

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

$$\text{żelazo} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek żelaza(II)} + \text{wodór}$$

$$2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2\uparrow$$

$$\text{sód} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek sodu} + \text{wodór}$$

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

$$\text{glin} + \text{kwas solny} \rightarrow \text{chlorek glinu} + \text{wodór}$$

– z kwasem siarkowym(VI)

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$$

$$\text{magnez} + \text{kwas siarkowy(VI)} \rightarrow \text{siarczan(VI) magnezu} + \text{wodór}$$

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

$$\text{cynk} + \text{kwas siarkowy(VI)} \rightarrow \text{siarczan(VI) cynku} + \text{wodór}$$

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

$$\text{żelazo} + \text{kwas siarkowy(VI)} \rightarrow \text{siarczan(VI) żelaza(II)} + \text{wodór}$$

7. Otrzymywanie trudno rozpuszczalnych soli – reakcja strącania

Reakcja chemiczna zachodząca w roztworze wodnym pomiędzy jonami pochodzącymi od zmieszanych ze sobą substancji, prowadząca do powstania trudno rozpuszczalnego związku, który wytrąca się z roztworu w postaci osadu, nazywana jest reakcją strącania (reakcją strąceniową).

Tablice rozpuszczalności pozwalają przewidzieć, czy po zmieszaniu dwóch roztworów substancji jonowych obecne w powstałej mieszaninie jony utworzą, czy też nie, trudno rozpuszczalny związek.

		Anion								
		Cl^-	Br^-	S^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	OH^-
Kation	Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
	K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
	Cu^{2+}	R	R	N	R	X	N	R	N	N
	Ag^+	N	N	N	R	N	N	T	N	N
	Mg^{2+}	R	R	R	R	N	R	R	N	N
	Ca^{2+}	R	R	T	R	N	N	T	N	T
	Ba^{2+}	R	R	R	R	N	N	N	N	R
	Zn^{2+}	R	R	N	R	N	T	R	N	N
	Al^{3+}	R	R	X	R	X	X	R	N	N
	Pb^{2+}	T	T	N	R	N	N	N	N	N
	Fe^{2+}	R	R	N	R	N	N	R	N	N
	Fe^{3+}	R	X	N	R	X	X	R	N	N

R – substancja rozpuszczalna w wodzie

T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie

N – substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie

X – substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana

Przykłady reakcji strącania, w których powstają sole

zapis cząsteczkowy: $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$
zapis jonowy pełny: $Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- \rightarrow AgCl + Na^+ + NO_3^-$
zapis jonowy skrócony: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$

zapis cząsteczkowy: $Na_2SO_4 + CaCl_2 \rightarrow CaSO_4\downarrow + 2NaCl$
zapis jonowy pełny: $2Na^+ + SO_4^{2-} + Ca^{2+} + 2Cl^- \rightarrow CaSO_4 + 2Na^+ + 2Cl^-$
zapis jonowy skrócony: $Ca^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4$

zapis cząsteczkowy: $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$
zapis jonowy pełny: $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 + 2Cl^- + 2Na^+$
zapis jonowy skrócony: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$

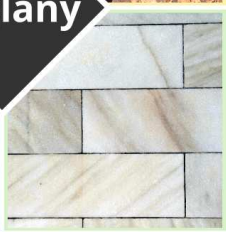
8. Zastosowanie soli

węglany

Na_2CO_3 jest składnikiem proszków do prania jako substancja zmiękczająca wodę.

Węglan magnezu, $MgCO_3$, jest wykorzystywany w medycynie jako jeden z suplementów diety uzupełniających poziom magnezu w organizmie, składnik leków zobojętniających kwas solny w soku żołądkowym. Wchodzi także w skład tzw. magnezji białej używanej przez wspinaczy do pochłaniania potu i zwiększenia tarcia podczas wspinania się na skałę.

Wodorowęglan sodu, $NaHCO_3$, jest głównym składnikiem sody oczyszczonej. Znajduje się także w proszku do pieczenia. Używa się go również do produkcji proszków do prania, w których stanowi środek zmiękczający wodę. W przemyśle spożywczym jest wykorzystywany jako substancja regulująca pH produktów spożywczych. Wraz z kwasem cytrynowym odpowiada za pienienie się tabletek musujących.



Węglan wapnia, $CaCO_3$ ma zastosowanie w budownictwie, przemyśle spożywczym, medycynie.

azotany(V)

KNO_3, $NaNO_3$, NH_4NO_3 są wykorzystywane do produkcji nawozów sztucznych jako źródło azotu, niezbędnego do prawidłowego rozwoju roślin.

$AgNO_3$ jest substancją czynną w lekach wspomagających gojenie się uszkodzeń skóry i leczenie niektórych wirusowych zmian skórnych. Ponadto wykorzystuje się go do produkcji luster.

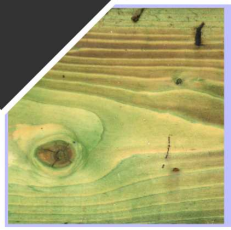
Moczenie mięsa w roztworze **KNO_3** jest sposobem na tzw. utrwalanie mięsa (zapobiega psuciu i pozwala utrzymać jego naturalną barwę). Proces ten nazywa się peklowaniem.

KNO_3, $NaNO_3$ są stosowane do produkcji materiałów wybuchowych.

siarczany(VI)

Uwodniony **siarczan(VI) wapnia** o wzorze **$2CaSO_4 \cdot H_2O$** (gips palony) jest stosowany do tworzenia zaprawy gipsowej, wykorzystywanej m.in. do przygotowywania opatrunków usztywniających złamane kości oraz do produkcji ceramiki.

$MgSO_4$ jest głównym składnikiem tzw. soli gorzkiej, stosowanej w medycynie jako środek przeczyszczający.



$CuSO_4$ używany jest jako środek grzybobójczy do impregnacji drewna.

fosforany(V)

Na_3PO_4 jest wykorzystywany do produkcji środków zmiękczających wodę. Jest także składnikiem nawozów sztucznych.

$Ca_3(PO_4)_2$ i inne fosforany(V) są surowcami do produkcji nawozów sztucznych (stanowią źródło fosforu niezbędnego do wzrostu korzeni i pędów).

Zadania

Pamiętam i rozumiem

- Wyjaśnij, co to są sole. Przedstaw ich budowę.
- Opisz zasady nazewnictwa soli.
- Wymień co najmniej 3 znane ci sposoby otrzymywania soli.
- Wyjaśnij, na czym polega reakcja zobojętniania.
- Przedstaw zastosowania następujących soli: węglanów, siarczanów(VI), azotanów(V) i fosforanów(V).
- Napisz jonowy skrócony zapis reakcji zobojętniania.
- Wśród poniższych substancji wskaż sole i nazwij je:
  KOH, $CaSO_4$, K_3PO_4, $Ba(OH)_2$, HCl, Na_2SO_4, H_2SO_4, H_3PO_4, $Ca_3(PO_4)_2$.
- Zapisz równanie reakcji zobojętniania zasady potasowej kwasem solnym. Nazwij produkt tej reakcji.
- Lit wypiera wodór z kwasów. Przedstaw równanie reakcji tego pierwiastka chemicznego z kwasem siarkowym(VI). Nazwij produkty tej reakcji.
- Napisz reakcję dwutlenku węgla z wodorotlenkiem potasu. Nazwij powstałą sól.

Czytam i interpretuję

- Na podstawie szeregu aktywności metali wskaż, które metale będą reagować z kwasem solnym, wypierając z niego wodór: magnez, platyna, żelazo, rtęć, złoto, ołów, glin.
- Na podstawie szeregu aktywności metali oceń, w jakiej części układu okresowego znajdują się metale wypierające wodór z kwasów i te, które nie mają tych właściwości. Czy są one położone w tej samej części, czy może w różnych jego miejscach?

Rozwiązuję problemy

- Uczeń w dwóch probówkach (A i B) umieścił kawałki dwóch różnych metali – magnezu i srebra. Nie wiedział, która probówka zawiera dany metal. Przeprowadził badania mające na celu ich identyfikację. Kawałki metali podzielił na kilka próbek. Do każdej z nich dodał inny odczynnik. Obserwacje z przebiegu swojego doświadczenia umieścił w tabeli. Na ich podstawie oceń, jakie metale znajdowały się w poszczególnych probówkach.

Probówki

Zastosowane warunki	Probówka a	Probówka b
dodanie zimnej wody	brak efektów	brak efektów
dodanie kwasu solnego	brak efektów	pojawiły się pęcherzyki gazu
dodanie roztworu wodorotlenku sodu	brak efektów	brak efektów

- Trzech uczniów badało właściwości tlenku glinu. Uczeń pierwszy ogrzał go na łyżce do spalań w płomieniu palnika, drugi dodał do niego roztwór kwasu solnego, trzeci dolał wodę do probówki z tym tlenkiem. Tylko jeden z uczniów zaobserwował „zanikanie" tlenku glinu. Wskaż tego ucznia i zapisz równanie przeprowadzonej przez niego reakcji chemicznej. Nazwij jej produkty.

Projekt badawczy

Poszukiwanie soli w najbliższym otoczeniu

	Tytuł projektu	Poszukiwanie soli w najbliższym otoczeniu
	Temat projektu	Czy w moim domu na co dzień często spotykam się z solami?

	Badana hipoteza	W wielu środkach spożywczych, suplementach diety, artykułach gospodarstwa domowego znajdują się sole. lub Sole występują tylko w środowisku naturalnym, mam z nimi rzadki kontakt. lub Jedyną solą jaką wykorzystuję na co dzień jest chlorek sodu zawarty w soli kuchennej.
	Materiały źródłowe	etykiety środków spożywczych, suplementów diety, artykułów stosowanych w gospodarstwie domowym, encyklopedie, tablice chemiczne, Internet
Uczeń	Co dokładnie mam zamiar zrobić, by sprawdzić, czy hipoteza jest prawdziwa?	Zapoznać się z etykietami środków spożywczych, suplementów diety, artykułów stosowanych w gospodarstwie domowym.
		Wypisać nazwy substancji, które mogą być solami (np. dlatego że jeden człon nazwy zawiera nazwę metalu, a drugi człon ma końcówkę -an).
		Sprawdzić w literaturze, czy rzeczywiście dana substancja należy do soli.
		Ocenić, czy sole znajdują się w wielu, czy też tylko w nielicznych badanych artykułach.
	Co trzeba przygotować, by zweryfikować hipotezę?	Porównać otrzymane wyniki z postawioną hipotezą.
	Co będę obserwować (mierzyć)?	Analiza informacji zawartych na etykietach
	Czas trwania	Kilka godzin – kilka dni
	Wyniki	Przygotowanie prezentacji w postaci plakatu lub innej formie
	Wniosek	Zgodny z otrzymanymi wynikami
	Czego się nauczyłam/em podczas tego projektu?	

Test sprawdzający do działu Sole

Test sprawdzający

Klucz testu

Materiały metodyczne dla nauczycieli

Zachęcamy Państwa do wykorzystania materiałów metodycznych, tj. konspektów lekcji, kart pracy ucznia oraz kartkówek, sprawdzianów i testów kompetencji.

- **Konspekty lekcji** – każdemu z nich przypisano wykaz wymagań z podstawy programowej realizowanych na danej lekcji, cele lekcji oraz (opisany w formie tabelarycznej) przebieg lekcji. Każda z faz lekcji została opisana za pomocą umiejętności szczegółowych, niezbędnych do osiągnięcia celów lekcji. Konspekty zawierają także sekwencje czynności ucznia (i nauczyciela) umożliwiające spełnienie wymagań podstawy programowej, wykaz stosowanych metod nauczania, ze szczególnym uwzględnieniem metod aktywnej pracy uczniów, propozycje pomocy dydaktycznych oraz czas przewidywany na realizację poszczególnych zadań.
- **Karty pracy ucznia** – zaopatrzone w zadania do wypełnienia w trakcie lekcji. W intencji autora zbiór wypełnionych kart pracy może zastąpić zeszyt przedmiotowy.
- **Kartkówki** – propozycje ewaluacji danej jednostki lekcyjnej, zawierające dwa zadania sprawdzające otwarte i jedno zamknięte.
- **Sprawdziany** – propozycje ewaluacji danego działu, dostępne wraz z kluczem odpowiedzi i kryteriami nauczania.
- **Testy diagnozujące** – uzyskane na ich podstawie wyniki („na wejściu” i „na wyjściu”) pozwalają zorientować się, jakie postępy poczynili uczniowie w trakcie całorocznej nauki przedmiotu.

Materiały metodyczne

Rozkład materiału do gimnazjum

Zestaw kartkówek do 2 klasy gimnazjum

Zestaw scenariuszy i kart pracy dla ucznia do 2 klasy gimnazjum

Sprawdziany do 2 klasy gimnazjum

Test po 2 klasie gimnazjum