

Metodyka

Andrzej Burewicz Piotr Jagodziński Robert Wolski



Metodyka eksperymentu chemicznego

Gimnazjum

Wprowadzenie do chemii

Tlen i tlenki

Woda i roztwory wodne

**Uniwersytet im. Adama Mickiewicza
Wydział Chemii, Zakład Dydaktyki Chemii Poznań 2008**

Eksperymentu

Metodyka eksperymentu chemicznego

Gimnazjum

Wprowadzenie do chemii

Tlen i tlenki

Woda i roztwory wodne

Andrzej Burewicz Piotr Jagodziński Robert Wolski

Metodyka eksperymentu chemicznego

Gimnazjum

Wprowadzenie do chemii

Tlen i tlenki

Woda i roztwory wodne

Uniwersytet im. Adama Mickiewicza
Wydział Chemii, Zakład Dydaktyki Chemii
Poznań 2008

Andrzej Burewicz Piotr Jagodziński Robert Wolski

Metodyka eksperymentu chemicznego

Gimnazjum

Wprowadzenie do chemii, Tlen i tlenki,
Woda i roztwory wodne

Recenzent:
prof. dr hab. Stefan Lis

Projekt okładki:
Piotr Jagodziński, Robert Wolski

Wszelkie prawa zastrzeżone.
Nieautoryzowane rozpowszechnianie całości lub fragmentu niniejszej publikacji
w jakiegokolwiek postaci jest zabronione.

ISBN 978-83-89723-63-8

Uniwersytet im. Adama Mickiewicza
Wydział Chemii, Zakład Dydaktyki Chemii
Poznań 2008

Spis treści

Wstęp	9
-------------	---

Rozdział I Eksperymenty w kształceniu chemicznym

1. Eksperymenty na lekcjach chemii	11
1.1. Rola eksperymentów na lekcjach chemii	11
1.2. Rodzaje doświadczeń chemicznych i ich funkcje dydaktyczne	14
1.3. Charakterystyka zabiegów dydaktycznych prowadzących do rozwiązywania zadań problemowych za pomocą eksperymentu	18
1.3.1. Funkcje eksperymentu w procesie rozwiązywania zadań problemowych	19
1.4. Schemat eksperymentalnego rozwiązywania zadań problemowych	19

Rozdział II Wprowadzenie do chemii

1. Porównanie wybranych właściwości fizycznych substancji	23
2. Właściwości substancji	25
3. Badanie temperatury topnienia naftalenu i kwasu stearynowego	26
4. Badanie temperatury wrzenia wody i innych cieczy	27
5. Odparowywanie wody wodociągowej	28
6. Porównywanie właściwości stopu z właściwościami jego składników	30
7. Otrzymywanie stopów	31
8. Badanie zmian stanów skupienia wody	33
9. Badanie wpływu składu mieszaniny jednorodnej na szybkość parowania wody	35
10. Rozpuszczanie substancji stałej w wodzie	36
11. Rozdzielanie mieszaniny wody z piaskiem i żwirem za pomocą sączka z bibuły	37
12. Rozdzielanie jednorodnej mieszaniny przez odparowanie wody	39
13. Sporządzenie mieszaniny soli kamiennej, piasku, kredy i opiłków żelaza	40
14. Rozdzielanie sporządzonej mieszaniny	41
15. Rozdzielanie mieszaniny siarki i żelaza	43
16. Destylacja - rozdzielanie składników mieszaniny jednorodnej	45
17. Kryształizacja - rozdzielanie mieszaniny na składniki	47
18. Rozdzielanie przez destylację mieszaniny wody i acetonu	48
19. Przykład mieszaniny niejednorodnej	50
20. Rozkład cukru w wyniku prażenia	51
21. Prażenie węgla kamiennego	52
22. Porównywanie właściwości rdzy z właściwościami żelaza	53
23. Ogrzewanie żelaza z kontrolą zmiany masy	55
24. Otrzymywanie i badanie właściwości siarczku żelaza(II)	56

Rozdział III Tlen i tlenki

1. Wykrywanie powietrza w „pustym naczyniu”	59
2. Badanie procesu palenia się substancji w zamkniętym naczyniu	61
3. Badanie zawartości tlenu w powietrzu	62
4. Badanie składu powietrza	63
5. Badanie składu powietrza — wariant 2	65

6. Wykrywanie azotu w powietrzu w reakcji chemicznej magnezu z azotem	66
7. Utlenianie miedzi w zamkniętej kolbie	69
8. Spalanie wybranych pierwiastków chemicznych w powietrzu i w czystym tlenie	70
9. Wykrywanie pary wodnej w powietrzu.	73
10. Wykrywanie tlenku węgla(IV) w powietrzu.	74
11. Rozkład tlenku rtęci(II) przez ogrzewanie	74
12. Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu.	76
13. Otrzymywanie tlenu z nadtlenu wodoru	77
14. Bielące właściwości tlenu.	79
15. Spalanie glicerolu	80
16. Utlenianie żelaza w naczyniu z kontrolą zmiany masy	81
17. Utlenianie żelaza w naczyniu z kontrolą zmiany masy — wariant 2	83
18. Badanie fizycznych właściwości tlenku węgla(IV)	85
19. Wykrywanie tlenku węgla(IV) w powietrzu wydychanym z płuc	88
20. Gaszenie pożaru za pomocą tlenku węgla(IV)	89
21. Model gaśnicy pianowej.	91
22. Spalanie magnezu w tlenku węgla(IV)	92
23. Reakcja chemiczna magnezu z suchym lodem	95
24. Porównywanie właściwości wybranych tlenków	96
25. Badanie wpływu tlenku siarki(IV) na rośliny.	98
26. Jak zapobiegać emisji tlenku siarki(IV) do atmosfery?	99
27. Efekt cieplarniany	101
28. Zbieranie i identyfikacja tlenu wydzielonego przez roślinę wodną	102

Rozdział IV Woda i roztwory wodne

1. Otrzymywanie wody z tlenu i wodoru	106
2. Synteza wody w eudiometrze	107
3. Rozkład wody za pomocą prądu elektrycznego.	109
4. Rozkład wody za pomocą prądu elektrycznego w aparacie Hofmanna	110
5. Wpływ pola elektrycznego na strumień wody	112
6. Destylacja wody	113
7. Oczyszczanie wody zawierającej rozproszone cząstki substancji stałych.	115
8. Sączenie zawiesiny	116
9. Prażenie gipsu	117
10. Obserwacja zmian stanów skupienia wody	118
11. Oznaczanie zawartości wody w liściach i w owocach	119
12. Reakcja chemiczna pary wodnej z magnezem	120
13. Otrzymywanie wodoru w reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem	122
14. Porównanie gęstości wodoru z gęstością powietrza	123
15. Wykazanie palności wodoru	125
16. Właściwości wybuchowe mieszaniny wodoru z powietrzem	126
17. Czy wodór podtrzymuje palenie?	127
18. Badanie różnicy we właściwościach chemicznych między wodorem cząsteczkowym a wodorem w postaci atomowej?	127
19. Rozpuszczanie różnych substancji chemicznych w wodzie	129
20. Rozpuszczanie substancji stałych w wodzie.	130
21. Próba rozpuszczenia denaturatu i benzyny w wodzie	131

22. Wpływ temperatury na szybkość rozpuszczania się substancji stałych w wodzie ...	132
23. Wpływ stopnia rozdrobnienia substancji stałych na szybkość rozpuszczania się w wodzie.....	133
24. Badanie wpływu mieszania na szybkość rozpuszczania się substancji stałej w wodzie.....	134
25. Sporządzanie wodnych roztworów różnych substancji.....	135
26. Badanie rozpuszczalności różnych substancji w tej samej ilości wody o jednakowej temperaturze.....	137
27. Rozpuszczanie substancji stałej w wodzie. Roztwór nasycony i nienasycony	138
28. Zastosowanie reguły przekory do układu roztworów nasycony - osad	139
29. Otrzymywanie koloidowego roztworu wodorotlenku żelaza(III)	141
30. Badanie efektu Tyndalla.....	142
31. Badanie właściwości roztworów koloidowych.....	144
32. Otrzymywanie pojedynczego kryształu	146
33. Otrzymywanie przesyconego roztworu octanu sodu.....	147
34. Otrzymywanie kryształów z roztworów danej substancji	148
35. Otrzymywanie substancji stałych w wyniku szybkiej i powolnej krystalizacji.....	150
36. Różnobarwne kryształy	151
37. Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym	153
38. Odparowywanie roztworu o znanym stężeniu procentowym i wyznaczenie masy otrzymanej substancji	154
39. Odparowanie roztworu o nieznanym stężeniu procentowym i wyznaczenie stężenia procentowego tego roztworu	156
40. Obliczanie stężenia procentowego roztworu.....	157

Rozdział V Bezpieczna praca w laboratorium

5. Zachowanie bezpiecznej pracy w laboratorium chemicznym	159
5.1. Oznaczenia odczynników chemicznych ze względu na niebezpieczeństwo	160
5.1.1. Symbole zagrożeń określające rodzaje materiałów niebezpiecznych (piktogramy w kolorze żółto-pomarańczowym).....	161
Literatura.....	164

Książka ta jest poprawioną i uzupełnioną edycją podręcznika pt.: „Doświadczenia chemiczne w szkole podstawowej”, wydane przez Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne, Warszawa 1997 r. autorstwa A. Burewicza i P. Jagodzińskiego.

Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne po wyczerpaniu nakładu nie wznowiły druku lecz zwróciły autorom książki wszelkie ich prawa do publikowania tej pozycji. Przygotowana do druku wersja została podzielona na dwie części i są one poszerzone o nowe treści związane z metodyką eksperymentu chemicznego i zagadnienia związane z bezpieczną pracą w laboratorium chemicznym.

Książka ta w postaci elektronicznej została umieszczona w Wielkopolskiej Bibliotece Cyfrowej pod adresem internetowym www.wbc.poznan.pl

Wstęp

Celem naszym było opracowanie metodycznego zbioru eksperymentów, które mogą być przydatne nauczycielom chemii i innych przedmiotów przyrodniczych oraz uczniom zainteresowanym chemią i przyrodą w nowym nurcie programowym.

W przypadku nauczycieli książka ta może służyć w przygotowaniu lekcji i zajęć pozalekcyjnych, które w większości związane są z doświadczeniami uczniowskimi lub pokazami nauczycielskimi.

W przypadku uczniów może służyć ona tym, którzy przy swoim zainteresowaniu pogłębianiem wiadomości o chemii i przyrodzie, chcą znaleźć jej źródła w eksperymencie chemicznym.

Książka ta może także służyć nauczycielom innych przedmiotów, którzy włączają do swojego procesu dydaktyczno-wychowawczego zagadnienia prośrodowiskowe, a także tym, którzy przygotowują się do zajęć pozalekcyjnych, w oparciu o eksperymenty chemiczne.

Materiał znajdujący się w książce odpowiada wymogom podstawy programowej chemii w zakresie gimnazjum. Pierwszy rozdział dotyczy metodyki eksperymentu chemicznego, a w szczególności roli eksperymentów na lekcjach chemii, rodzajów doświadczeń chemicznych i ich funkcji dydaktycznych. Omówiono także prowadzenie lekcji chemii z eksperymentem chemicznym w systemie problemowym.

Każdy następny rozdział rozpoczyna się omówieniem zagadnień związanych z tematyką doświadczeń oraz wykazem umiejętności (celów operacyjnych), które uczeń powinien zdobyć podczas eksperymentowania.

Różne wyposażenie laboratoryjne szkół skłoniło nas do zaproponowania w każdym rozdziale eksperymentów w kilku wariantach. Zaliczają się do nich doświadczenia zgodne z podstawą programową; doświadczenia, które nie są ujęte w podstawie programowej, które jednak nauczyciel może wykonać na lekcji oraz doświadczenia o charakterze problemowym i większym stopniu trudności, do wykonania których niezbędne jest zastosowanie bardziej złożonego sprzętu laboratoryjnego i wymagających znacznego opanowania doświadczalnego przez eksperymentatora oraz które powinny być wykonane przez ucznia w obecności nauczyciela.

Każde doświadczenie rozpoczyna się częścią wstępną w której określa się cel doświadczenia oraz formułuje zadanie laboratoryjne, które należy wykonać poprzez eksperyment chemiczny. Następnie wyszczególnia się zestaw od-

czynników chemicznych i sprzętu laboratoryjnego oraz opis czynności zawarty w przebiegu doświadczenia – szczegółowej instrukcji. W celu ułatwienia pracy podawane są informacje szczegółowe, w których zawarte są ważne wskazówki techniczne dotyczące wykonania doświadczenia, a w niektórych przypadkach dodatkowe wskazówki metodyczne dla nauczyciela.

Opis kończy się spostrzeżeniami i sformułowanymi wnioskami z doświadczenia. Wiele doświadczeń może być wsparte korzystaniem z internetowego zbioru eksperymentów chemicznych umieszczonych na autorskiej stronie pod adresem: www.eksperymentychemiczne.pl, które także wzbogacone są odpowiednią obudową metodyczną. Doświadczenia te mogą na etapie przygotowywania się do eksperymentu spełniać funkcję instruktażową, a podczas wykonywania doświadczeń mogą służyć do porównania z wynikiem uzyskanym w szkole.

Autorzy

I

Eksperymenty w kształceniu chemicznym

1. Eksperymenty na lekcjach chemii

1.1. Rola eksperymentów na lekcjach chemii

Uczeń w procesie dydaktyczno-wychowawczym na lekcjach przedmiotów przyrodniczych ma badać i odkrywać. W sytuacjach upodobnienia procesu dydaktyczno-wychowawczego do procesu badawczego tkwią duże wartości poznawcze. Aby pedagogiczna idea kształtowania postawy badawczej ucznia w procesie nauczania i uczenia się chemii mogła być realizowana w praktyce szkolnej, musi być do tego przede wszystkim przygotowany nauczyciel. Kształtowanie u uczniów postawy badawczej w procesie edukacyjnym ściśle wiąże się z działalnością laboratoryjną nauczyciela i uczniów, ponieważ chemia jest nauką doświadczalną. W procesie nauczania i uczenia się chemii ważnym zagadnieniem jest racjonalne stosowanie środków dydaktycznych. Za pomocą środków dydaktycznych można ilustrować abstrakcyjne pojęcia, prawa i teorie chemiczne, a także pokazywać przedmioty i obiekty trudne lub niemożliwe do bezpośredniego postrzegania. Środki dydaktyczne w dużym stopniu pozwalają na rozwijanie twórczego działania uczniów oraz aktywizują ich w procesie nauczania. W nauczaniu chemii stosuje się różne rodzaje środków dydaktycznych, począwszy od kolekcji przedmiotów naturalnych, modeli, plansz i foliogramów, a skończywszy na przezroczach, filmach, audycjach radiowych, programach telewizyjnych oraz multimedialnych programach komputerowych. Szkoły wyposażone są w różne urządzenia techniczne, jak: diaskopy, grafoskopy, magnetowidy, odtwarzacze DVD i komputery, które pozwalają uatrakcyjnić proces dydaktyczny. Jak wiadomo, żaden środek dydaktyczny nie ma wartości samej w sobie, lecz staje się efektywną pomocą dopiero wtedy, gdy jest we właściwy sposób zastosowany i użytkowany przez nauczyciela.

Dobry nauczyciel chemii nie tylko przekazuje uczniom informacje werbalnie, lecz rozwija także ich umiejętności intelektualne i praktyczne, oraz aktywizuje uczniów zwiększając ich zainteresowania. Właśnie w osiągnięciu tych wszystkich celów nieodzowne są środki dydaktyczne. W procesie kształcenia chemicznego uczniowie odbierają informacje głównie przez receptory wzroku i słuchu; duże znaczenie mają też inne zmysły: dotyk i węch. Istotne są także receptory kontrolujące koordynację ruchów motorycznych, głównie w kształceniu umiejętności praktycznych. Dlatego też obok środków wizualnych i dźwiękowych, podstawowe znaczenie w nauczaniu chemii ma racjonalne stosowanie środków dydaktycznych typu laboratoryjnego: aparatury, sprzętu, materiałów i odczynników chemicznych. Istotne znaczenie w chemii ma dobrze zorganizowana i wyposażona pracownia chemiczna, albowiem w nauczaniu tym eksperyment chemiczny zajmuje centralne miejsce i to niezależnie od tego, czy zaprojektowano na danym etapie procesu edukacyjnego doświadczenia uczniowskie czy też pokazy nauczycielskie. Doświadczenia chemiczne muszą być starannie przygotowane zarówno pod względem doboru odpowiedniej aparatury jak i jasno sprecyzowanego celu jaki ma być osiągnięty za jego pośrednictwem. Ważną rzeczą jest, aby instrukcja przedstawiająca sposób wykonania doświadczenia, jasno opisywała poszczególne czynności jakie należy wykonać, aby eksperyment przeprowadzić z pozytywnym skutkiem. Najlepiej jest, gdy eksperyment laboratoryjny stawia uczniów w sytuacji problemowej. Podczas pokazu eksperymentu chemicznego przez nauczyciela nie ma samodzielniego i bezpośredniego uczestnictwa ucznia w procesie badawczym. Dlatego dąży się do zwracania większej uwagi na czynniki, które aktywnie oddziałują na uczniów. W procesie dydaktycznym stwarza się więc takie warunki, aby podczas pokazu nauczycielskiego uwagę uczniów skupić na tej części aparatury, która ma decydujący wpływ na przebieg reakcji chemicznej, a także ma stworzyć sytuację problemową dla potwierdzenia lub odrzucenia, w dalszym etapie badań, sformułowanych wcześniej hipotez.

W doświadczeniach uczniowskich duży wpływ na sposób wykonania doświadczenia i uzyskanie poprawnego wyniku ma wykaz poszczególnych czynności jakie należy wykonać, aby osiągnąć założony cel. Dlatego ważne jest, w jaki sposób przedstawia się uczniom listę niezbędnych poleceń do zrealizowania w ramach wykonywanego eksperymentu. Taką listę stanowi instrukcja doświadczenia chemicznego opisująca sposób jego wykonania, a także zawierająca informacje dotyczące odczynników i sprzętu laboratoryjnego i innych materiałów niezbędnych do jego przeprowadzenia.

Oto schemat (rys. 1) instrukcji eksperymentu chemicznego. W procesie edu-

kacyjnym przedmiotów przyrodniczych, w tym i chemii korzystne jest stosowanie kart pracy uczniów, które są zbiorem gotowych poleceń do wykonania i zadań do rozwiązania przez uczniów po wykonaniu konkretnych eksperymentów lub na końcu lekcji. Karty pracy uczniów pozwalają nauczycielowi określić stopień zrozumienia i opanowania materiału przez pojedynczych uczniów lub jak przedstawia się zrozumienie wiadomości w skali całej klasy.

Tytuł eksperymentu	
Odczynniki:	Sprzęt:
Dokładna instrukcja wykonania eksperymentu.....	
Schemat aparatury chemicznej:	
Spostrzeżenia:	
Wnioski:	

Rys. 1. Schemat podstawowej instrukcji eksperymentu chemicznego.

1.2. Rodzaje doświadczeń chemicznych i ich funkcje dydaktyczne

W procesie edukacyjnym chemii, nastawionym na odkrywcze działania ucznia, wyróżnia się cztery rodzaje laboratoryjnych doświadczeń chemicznych:

- obserwacja naukowa
- obserwacja z pomiarem
- eksperyment chemiczny
- eksperyment chemiczny z pomiarem

Obserwacja naukowa — jest najbardziej elementarnym rodzajem doświadczenia, prowadząc tylko do stwierdzeń naukowych na poziomie opisu i klasyfikacji. Obserwacja to zamierzone, planowe spostrzeganie prowadzone w konkretnym celu. Obserwator, stosując proste lub złożone techniki badania zjawisk bez zmiany ich przebiegu, gromadzi fakty w sposób narzucony przez naturę. Aby obserwacja mogła nosić miano naukowej, powinna być powtarzalna i niezależna od osoby badającej. Podobne wymagania odnoszą się do obserwacji prowadzonej przez uczniów na lekcjach chemii.

Obserwacje zapewniają uczniom poznanie podstawowych właściwości substancji jak: stan skupienia, barwa, zapach, twardość itd., a więc tych wiadomości, które mają uczniowie zdobyć w ramach opisu i klasyfikacji substancji, zjawisk i procesów. Uczeń w stosunkowo krótkim czasie dostrzega istotne cechy obserwowanego obiektu.

Obserwacja z pomiarem — jest formą doświadczeń chemicznych, dających pełniejsze i bardziej wiarygodne wyniki. Obserwacja z pomiarem polega na przyporządkowaniu danej wielkości pewnej liczby zwanej wartością tej wielkości. Porównania wartości mierzonej z wielkością (uznaną na mocy konwencji za jednostkę) dokonuje się za pomocą sprzętu pomiarowego. Zapis obserwacji pomiaru w tabeli lub graficznie, za pomocą wykresu, daje duże możliwości uogólnienia wyników pomiaru.

W nauczaniu chemii, obserwacje z pomiarem tradycyjnie nazywa się doświadczeniami ilościowymi. Przez określenie to należy rozumieć wszelkie doświadczenia chemiczne, w których dokonuje się pomiaru ; w szkole na przykład masy i objętości. Tego rodzaju doświadczenia służą do tworzenia praw chemicznych, pojęć, wyznaczania wzorów związków chemicznych, oznaczania zawartości poszczególnych pierwiastków w różnych substancjach.

Eksperyment chemiczny — jest kolejną formą metody naukowego badania rzeczywistości, polegającą na wywołaniu lub zmianie przebiegu procesów poprzez dodanie do nich pewnego nowego czynnika i obserwowaniu zmian powstałych pod jego wpływem. Ten nowy, w sposób zamierzony wprowadzony do procesu czynnik, nazywa się zmienną niezależną, obserwowane zaś zmiany powstałe pod jego wpływem, noszą miano zmiennych zależnych.

Eksperyment określa się jako obserwację czynną, prowadzącą do wykrycia prawidłowości, ponieważ nieodzowna jest tu ingerencja badacza w rzeczywistość. Ingerencja ta polega na izolowaniu i kontroli działających czynników. Cechą charakterystyczną eksperymentowania jest aktywny stosunek ucznia do badanych zjawisk. Uczeń stwarza warunki, w których występuje pożądane zjawisko, eliminuje wpływ jednych czynników, dopuszczając oddziaływanie innych.

W eksperymentcie laboratoryjnym, dzięki postępowaniu zgodnemu z millowskim kanonem jednej różnicy, istnieją proste możliwości izolowania zmiennej niezależnej, i tym samym łatwego obserwowania skutków jej działania. Jeżeli np. ogrzewamy w probówce wodorotlenek miedzi(II) w środowisku zasadowym w obecności glukozy, to aby wykluczyć hipotezę, iż zauważone w doświadczeniu zmiany powstają pod wpływem ogrzewania, wykonuje się równolegle drugie doświadczenie kontrolne, różniące się od pierwszego jedynie brakiem glukozy w środowisku reakcji.

Analizując podane wcześniej cechy eksperymentu naukowego, doświadczenie chemiczne wykonane przez nauczyciela lub ucznia można nazwać eksperymentem szkolnym, jeżeli można wyodrębnić w nim następujące czynniki:

- przyjęcie czynnika eksperymentalnego (zmiennej niezależnej) i założenie przypuszczalnego kierunku zmian powodowanego przez ten czynnik,
- badanie działania tego czynnika (proces sprawdzania słuszności przypuszczeń przez wywoływanie lub zmianę biegu zjawisk),
- obserwowanie i notowanie zmian zmiennych zależnych.

Eksperyment z pomiarem — różni się od eksperymentu wyżej opisanego tym, iż decydującą rolę odgrywa w nim wynik pomiaru służącego poznaniu nowych wiadomości lub zweryfikowaniu ustalonej hipotezy roboczej. Dlatego pomiar, w eksperymentcie z pomiarem, należy wykonywać z odpowiednią dokładnością.

W oparciu o analizę czynności poznawczych uczniów, wyszczególnia się:

- eksperyment ilustracyjny,
- eksperyment badawczy.

Eksperyment badawczy — istnieje w dwóch odmianach, jako:

- eksperyment wprowadzający,
- eksperyment problemowy.

Eksperyment ilustracyjny — charakteryzuje się tym, iż wykorzystanie doświadczenia uczniowskiego lub pokazu w tej formie polega na ilustrowaniu wiadomości przekazywanych przez nauczyciela lub podręcznik. Czynności ucznia sprowadzają się jedynie do słuchania i przyswajania gotowych treści. Obserwacja jest w tym przypadku jedynie ułatwieniem przyswajania treści. Nie ma wymogu samodzielnego opracowania wyników doświadczenia przez ucznia, ani formułowanie wniosków.

Eksperyment badawczy wprowadzający — stanowi źródło informacji dla ucznia i punkt wyjścia do rozumowania wyjaśniającego na drodze indukcyjnej. Eksperyment tego rodzaju powinien mieć zastosowanie w nauczaniu treści dotychczas nieznanych, co do których uczniowie nie mają wystarczających przesłanek pozwalających na formułowanie hipotez. Celem tak wykorzystanego eksperymentu jest doprowadzenie uczniów do badań odkrywczych, w których najistotniejsze jest samodzielne dochodzenie do określonych prawd. Uczniowie wywołują określone zjawiska po to, aby zaobserwować zmiany zachodzące pod wpływem pewnego czynnika, i w ten sposób dojść do wykrycia związków i zależności przyczynowo-skutkowych między zjawiskami.

Eksperyment problemowy może mieć charakter eksperymentu problemowo-odkrywającego i problemowo-weryfikującego.

Eksperyment problemowy — jest nieodzownym składnikiem metod laboratoryjno-problemowych. Rozwiązanie każdego problemu szczegółowego odbywa się na drodze indukcyjnej (od konkretnego do abstrakcji), lub na drodze dedukcyjnej (od abstrakcji do konkretnego). W zależności od drogi rozwiązywania problemu wyodrębnia się:

- eksperyment problemowo-odkrywający,
- eksperyment problemowo-weryfikujący.

W metodzie problemowej o toku indukcyjnym, *eksperyment odkrywający* jest wykorzystywany jako źródło wiadomości. Do czynności nauczyciela należy zorganizowanie sytuacji problemowej oraz pomoc w ustaleniu sposobu wykonania doświadczenia. Zadaniem uczniów jest sprecyzowanie sposobu badania i jego przeprowadzenie oraz obserwacja i opracowanie wyników.

Eksperyment weryfikujący — stosowany w procesie problemowym nauczania o toku dedukcyjnym. Jest sposobem empirycznego weryfikowania hipotez. Wymaga od ucznia odpowiedniego zasobu wiedzy teoretycznej i poziomu intelektualnego.

Czynności uczniów związane z tą metodą polegają na:

- uświadomieniu sobie problemu,
- zaproponowaniu hipotez,
- zaproponowaniu empirycznego ich zweryfikowania,
- przeprowadzeniu doświadczenia,
- porównaniu zgodności przewidywań z uzyskanymi wynikami,
- teoretycznym opracowaniu zagadnienia.

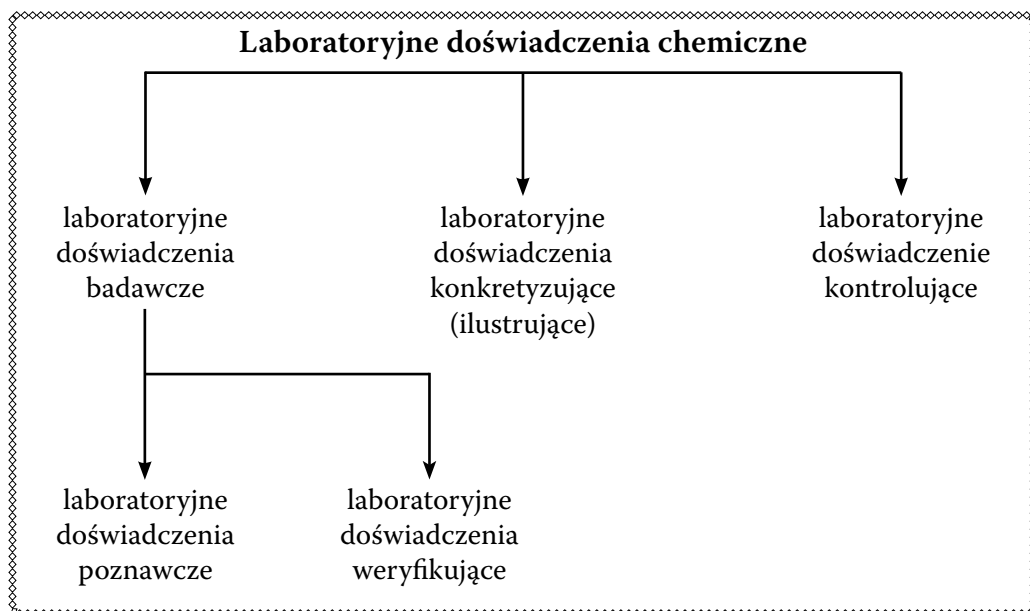
Przedstawiona liczba i rodzaj czynności badawczych uczniów wskazuje na fakt, iż eksperyment weryfikujący ma duże walory kształcące.

W zależności od tego, kto wykonuje na lekcji dany eksperyment i w jakim stopniu jest zaangażowany w jego realizację, dzieli się je na:

- eksperymenty uczniowskie,
- pokazy nauczycielskie.

W stosowaniu metody praktycznej wykorzystuje się na lekcjach chemii, opisane niżej odmiany doświadczeń uczniowskich.

Eksperymenty uczniowskie *równym frontem* - polegają na jednoczesnym wykonywaniu przez poszczególnych uczniów, lub grupy uczniów tworzących odrębne zespoły, jednakowych doświadczeń pod kierunkiem nauczyciela. Aby możliwe było realizowanie tej odmiany doświadczeń uczniowskich, wymagane jest wyposażenie stołów laboratoryjnych w odpowiednio przygotowane zestawy odczynników chemicznych i sprzętu laboratoryjnego. Wykonywanie doświadczeń „równym frontem” oparte jest na instrukcji słownej nauczyciela lub ucznia, pisemnej lub graficznej. W instrukcji podaje się opis przyrządów, kolejność czynności, ukierunkowuje się obserwację oraz zwraca uwagę na bezpieczeństwo pracy. Propozycja wykonania doświadczenia może być dziełem nauczyciela, lecz także - co jest cenniejsze - dziełem ucznia. Projektodawcą doświadczenia uczniowskiego może być także podręcznik szkolny, film dydaktyczny czy program komputerowy, lub specjalnie opracowane instrukcje pisemne. W każdym jednak przypadku, opis doświadczenia, jego wynik i wnioski powinny być samodzielnym dziełem ucznia.



Rys. 2. Podział laboratoryjnych doświadczeń chemicznych

Inną odmianą doświadczeń uczniowskich są „doświadczenia zespołowo-problemowe” (weryfikacyjne). Doświadczenia te mają na celu weryfikację hipotezy, postawionej uprzednio, w oparciu o posiadany zasób wiadomości. Istota tych doświadczeń polega na tym, iż uczniowie wykonują podobne tematycznie doświadczenia, stosując jednak różne substraty, a czasem także odmienną aparaturę.

Wyróżnia się także *doświadczenia wiązane*. W wariantcie tym uczniowie wykonując doświadczenie otrzymują produkt, który jest substratem wykorzystanym do przeprowadzenia następnego doświadczenia, zaś produkt tego drugiego eksperymentu jest substratem wykorzystywanym w kolejnym doświadczeniu, itd.

Doświadczenia wiązane pozwalają na wszechstronne badanie substancji, a tym samym na gromadzenie wielu wniosków doświadczalnych, co prowadzi do dogłębnego zrozumienia podstawowych praw i przemian chemicznych oraz fizycznych, a także właściwości substancji.

1.3. Charakterystyka zabiegów dydaktycznych prowadzących do rozwiązywania zadań problemowych za pomocą eksperymentu

W rozwiązywaniu zadań problemowych za pomocą eksperymentu istotne są funkcje, jakie eksperymenty te pełnią. Eksperyment może zajmować różne miejsca w procesie poznawczym, a więc różne są także jego funkcje w tym procesie.

1.3.1. Funkcje eksperymentu w procesie rozwiązywania zadań problemowych

Funkcja motywacyjna eksperymentu

Podczas rozwiązywania problemu, w określonej fazie procesu poznawczego, często stosuje się eksperyment. Przez analizę wyników eksperymentalnych dochodzi się do nowej, często nieoczekiwanej wiedzy, do nowego opisu zjawisk. W wyniku analizy sytuacji problemowej odkryta zostaje pewna sprzeczność, która zawiera w sobie istotę problemu. Dochodzi się więc do sformułowania problemu, często w formie pytania. W tej fazie zazwyczaj stosuje się środki heurystyczne. Następnie formułuje się hipotezę i poszukuje optymalną drogę jej weryfikacji.

Funkcja odkrywcza eksperymentu

Często formułowane jest zadanie, którego rozwiązanie polega na ustaleniu właściwości określonej substancji. Eksperymentalne badania danej substancji mogą przebiegać na różnych poziomach, w zależności od zastosowanych technik eksperymentalnych, np. badań spektralnych, elektrochemicznych, polarograficznych itp. Przy poznawaniu właściwości substancji, eksperyment jest pierwszym, głównym krokiem procesu poznawczego. W kolejnym etapie następuje zbieranie danych eksperymentalnych i ich klasyfikacja, która jest wynikiem przeprowadzonych przez eksperymentatora doświadczeń. W dalszym etapie analizuje się dane i prowadzi pierwsze próby uogólnienia, zmierzające do określenia właściwości badanej substancji. Następnym krokiem jest eksperymentalne sprawdzenie słuszności wyprowadzonych uogólnień.

Funkcja sprawdzająca eksperymentu

Poprzez analizę logiczną formułowane są zazwyczaj hipotezy teoretyczne. Można, np. na podstawie interpretacji modelu matematycznego, symulować reaktywność badanej substancji organicznej. Następnie sprawdza się w praktyce wiedzę zdobytą drogą dedukcji, zgodnie z jedną z teorii poznania: „od żywego oglądu do teorii - i stąd do praktyki”. Eksperyment ma w tym przypadku funkcję sprawdzającą. Jest on następstwem hipotezy wysuniętej w wyniku symulacji, przeprowadzonej za pomocą modelu (ogólnie: hipotezy teoretycznej).

1.4. Schemat eksperymentalnego rozwiązywania zadań problemowych

Kolejność etapów, a więc czynności wykonywanych w czasie ekspery-

mentalnego rozwiązywania zadań problemowych wynika z funkcji i miejsca eksperymentu w danym zadaniu. Kolejność ta przedstawia się następująco:

1. Sformułowanie zadania.
2. Analiza zadania połączona z poszukiwaniem głównej sprzeczności charakteryzującej sytuację problemową.
3. Sformułowanie problemu.
4. Analiza problemu, jego transformacja na pytanie lub system pytań.
5. Dalsza, pogłębiona analiza częściowych pytań i problemów, mająca na celu sformułowanie hipotez cząstkowych, stanowiących części składowe głównej hipotezy.
6. Przygotowanie planu sprawdzenia hipotez, to jest planowanie i przygotowanie eksperymentów, jako instrumentów sprawdzania hipotez cząstkowych i hipotezy głównej (weryfikacja).
7. Realizacja eksperymentów.
8. Interpretowanie danych eksperymentalnych czyli ustalanie wyników jakościowych i ilościowych, ich zestawienie, analizowanie i klasyfikowanie.
9. Poszukiwanie zależności przyczynowych między jakościowymi i ilościowymi efektami i wynikami.
10. Porównanie wyników otrzymanych w procesie analiz i syntez z przesłankami hipotetycznymi. W przypadku przyjęcia hipotezy następuje dalszy etap, natomiast w przypadku jej odrzucenia niezbędne jest cofnięcie się do etapów 4 i 5 i powtórzenie dalszego postępowania.
11. Dokonanie możliwych uogólnień wyników eksperymentalnych przez wykonanie takich operacji jak: analiza, porównanie, synteza, generalizacja.

W nauczaniu chemii zadania problemowe często rozwiązywane są bezpośrednio za pomocą eksperymentu. Eksperyment podporządkowany zostaje wtedy teoretycznemu procesowi poznania - jest sterowany przez teorię. W tym przypadku, z dydaktycznego punktu widzenia, eksperyment można umiejscowić w następującym, uproszczonym układzie czynności:

1. Sformułowanie celu eksperymentu.
2. Przygotowanie i planowanie eksperymentu.
3. Przeprowadzenie eksperymentu.
4. Opracowanie wyników eksperymentu, to jest sformułowanie wyników obserwacji i wyników pomiaru, ich uogólnienie i konfrontacja ze stanem wyjściowym.

Powyższy schemat eksperymentalnego rozwiązywania zadań problemowych pokrywa się z ogólną strukturą eksperymentu szkolnego, w którym czynności empiryczne i teoretyczne występują równocześnie.

1.4.1. Eksperyment i metoda eksperymentalna w rozwiązywaniu problemów

Eksperyment zastosowany podczas rozwiązywania problemu wymagającego odkrywania, stanowi podstawę obserwacji, na podstawie której można ustalić dany stan rzeczy lub dane zjawisko w sposób bezpośredni.

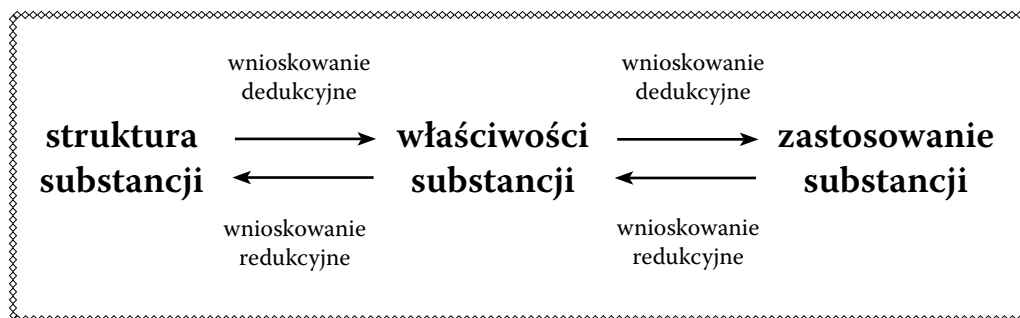
Inną funkcję mają eksperymenty zastosowane w ramach rozwiązywania problemów wymagających wyjaśnienia względnie przewidywania. Stanowią one część metody eksperymentalnej.

Eksperymentalna metoda badawcza jest metodą poznawczą, służącą eksperymentalnemu sprawdzaniu następstw, wynikających z hipotez. Zasadność hipotez powinna być gruntownie sprawdzona.

W zakresie wiedzy chemicznej, wyodrębnionej jako kategorie:

- a. struktura substancji,
- b. właściwości substancji,
- c. zastosowanie substancji, możliwe jest wnioskowanie.

W nauczaniu chemii stosuje się, oprócz metody eksperymentalnej, również metody modelowania i metodę obserwacyjną. Przy rozwiązywaniu problemów metodą eksperymentalną wyróżnia się kolejne etapy:



Rys. 3. Rodzaje wnioskowania przy omawianiu struktury, właściwości i zastosowania substancji

1. Z hipotez (z hipotetycznego wyjaśnienia lub przewidywania) wyprowadza się następstwa, możliwe do eksperymentalnego sprawdzenia. Orientacyjne pytanie brzmi: *Jeżeli tak jest ... to powinno...*
2. Przeprowadzenie zaplanowanych eksperymentów.
3. Konfrontacja wyników eksperymentu z przewidywanym następstwem, to znaczy ich weryfikacja lub falsyfikacja.

4. Wynikiem eksperymentalnego rozwiązania problemu, wymagającego wyjaśnienia lub przewidywania, jest:
- dowód,
 - potwierdzenie,
 - wzmocnienie,
 - negacja.

II

Wprowadzenie do chemii

Zaproponowane tu doświadczenia chemiczne pozwolą na zapoznanie się uczniów z różnymi substancjami chemicznymi, ich mieszaninami oraz pozwolą uczniom na odróżnienie mieszanin jednorodnych od niejednorodnych. Uczniowie poznają również tezę o nieciągłości budowy materii, co można potwierdzić doświadczalnie przez rozdzielanie różnych mieszanin na tworzące je składniki. W drugiej części rozdziału zaproponowano doświadczenia, które pozwolą zaobserwować różnice między pierwiastkiem chemicznym występującym w stanie wolnym a związkiem chemicznym oraz różnicę między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną.

Doświadczenie 1:

PORÓWNANIE WYBRANYCH WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNYCH SUBSTANCJI

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z fizycznymi właściwościami różnych substancji z otoczenia ucznia,
- uświadomienie faktu, że substancje chemiczne mają właściwości, dzięki którym można je scharakteryzować.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując zaproponowany sprzęt i odczynniki chemiczne oraz dostępne Ci zmysły takie, jak: wzrok, powonienie i dotyk, wykonaj doświadczenia, które pozwolą na zaobserwowanie charakterystycznych cech badanych substancji.

Odczynniki:

sól kamienna (sól kuchenna, chlorek sodu), opiółki żelaza, woda, siarka, węgiel

Sprzęt:

probówki, młotek, kowadełko, magnes

Przebieg doświadczenia

Określamy takie właściwości badanych substancji, jak: stan skupienia, zapach, barwa, rozpuszczalność w wodzie, trwałość i twardość oraz zachowanie się substancji w stosunku do magnezu.

W doświadczeniu stosujemy również wodę, jako rozpuszczalnik badanych substancji.

Spostrzeżenia

Po obejrzeniu wszystkich substancji okazuje się, że sól kamienna jest substancją stałą, bezbarwną, bez zapachu, a więc jest bezwonny.

Żelazo, siarka i węgiel są także substancjami stałymi, lecz odpowiednio charakteryzują się różnymi barwami: srebrzystoszarą, żółtą i czarną.

Woda ma stan skupienia ciekły, mówimy że jest cieczą przezroczystą i bezbarwną. Okazuje się, że próba rozpuszczalności badanych substancji w wodzie jest pomyślna tylko w przypadku soli kamiennej. Żelazo, siarka i węgiel nie rozpuszczają się w wodzie.

Próba twardości różnych substancji dowodzi, że pod wpływem uderzeń młotka, badane substancje zachowują się niejednakowo: sól kamienna, a raczej jej kryształy, łatwo rozsypują się na drobne kawałki a więc są kruche.

Kawałki siarki są twarde i należy użyć większej siły, aby je rozbić.

Opiłki żelaza ulegają rozpląszczeniu, lecz nie pękają.

Badanie substancje w różny sposób zachowują się w stosunku do magnezu. Tylko opiłki żelaza są przyciągane przez magnes. Inne substancje tej właściwości nie wykazują.

Zaobserwowano także, że woda będąca cieczą przyjmuje kształt naczynia, w którym się znajduje.

Wnioski

Wszystkie otaczające nas substancje mają zespół cech, które nazywamy właściwościami tych substancji. Należą do nich: ***barwa, zapach, kształt, twardość*** oraz to, czy dana ***substancja chemiczna rozpuszcza się w wodzie lub w innym rozpuszczalniku***. Ważną cechą substancji jest określenie jej twardości. Niektóre substancje są ***twarde*** a inne są ***kruche***. Jest jeszcze wiele innych cech, które mogą odróżniać dane substancje.

To, że jedna substancja ma właściwości różniące ją od drugiej substancji, pozwala na odróżnienie od siebie tych substancji.

Właściwości, dzięki którym można wyróżnić daną substancję, nazywamy właściwościami charakterystycznymi.

Doświadczenie 2

WŁAŚCIWOŚCI SUBSTANCJI

Cel doświadczenia:

- zbadanie właściwości różnych substancji chemicznych,
- identyfikacja substancji na podstawie ich właściwości.

Zadanie laboratoryjne

Zaproponuj, w jaki sposób można określić różne właściwości badanych substancji. W doświadczeniu wykorzystaj podany sprzęt.

Odczynniki:

cukier, naftalen, kwas stearynowy, siarka, siarczan(VI) miedzi(II), alkohol etylowy, woda, woda amoniakalna 25%

Sprzęt:

szkiełka zegarkowe, probówki

Przebieg doświadczenia

Badamy takie cechy substancji, jak: stan skupienia, barwa, zapach oraz możliwość rozpuszczania się w wodzie. Wyniki prób notujemy w tabeli.

Rodzaj substancji	Stan skupienia	Barwa	Zapach	Rozpuszczalność w wodzie
cukier	stały	biała	nie ma	rozpuszcza się
naftalen	stały	biała	charakterystyczny	nie rozpuszcza się
kwas stearynowy	stały	biała	nie ma	nie rozpuszcza się
siarka	stały	żółta	nie ma	nie rozpuszcza się
siarczan(VI) miedzi(II)	stały	niebieska	nie ma	rozpuszcza się
alkohol etylowy	ciekły	bezbarwny	charakterystyczny	rozpuszcza się
woda	ciekły	bezbarwna	nie ma	—
amoniak	gazowy	bezbarwny	ostry, drażniący	rozpuszcza się

Spostrzeżenia

Właściwości podanych substancji można określić wykorzystując do tego celu receptory wzroku i powonienia.

Rozpuszczalność substancji bada się doświadczalnie. Analizując wyniki przedstawione w tabeli, można stwierdzić, że zebrane substancje różnią się między sobą stanem skupienia, barwą, zapachem i rozpuszczalnością w wodzie.

Wnioski

Każda substancja charakteryzuje się ściśle określonymi właściwościami.

Doświadczenie 3

BADANIE TEMPERATURY TOPNIENIA NAFTALENU I KWASU STEARYNOWEGO

Cel doświadczenia:

- zapoznanie się z właściwością fizyczną substancji o stałym stanie skupienia jaką jest temperatura topnienia,
- wykorzystanie znajomości temperatur topnienia różnych substancji stałych do ich identyfikacji.

Zadanie laboratoryjne

Ustal, jak można zbadać temperatury topnienia naftalenu i kwasu stearynowego, wykorzystując do tego celu podane odczynniki i sprzęt laboratoryjny.

Odczynniki:

kwas stearynowy, naftalen

Sprzęt:

dwie kapilary zatopione na jednym końcu, termometr, łaźnia wodna, palnik, płytka, metalowa, trójnóg

Przebieg doświadczenia

Napełniamy obie kapilary naftalenem i kwasem stearynowym. Następnie obie kapilary łączymy za pomocą gumki z termometrem. Termometr wraz z kapilarami zanurzamy w łaźni wodnej, napełnionej wodą. Mierzmy temperaturę wody i obserwujemy, czy w kapilarach zachodzą jakieś zmiany. Następnie rozpoczynamy ogrzewanie łaźni wodnej i obserwujemy, co dzieje się z substancjami w kapilarach, sprawdzając równocześnie wskazania termometru.

Informacje szczegółowe

Aby doświadczenie było przeprowadzone poprawnie i wykazało wyraźne zmiany stanu skupienia obu substancji, należy tak ogrzewać łaźnię wodną, aby wzrost temperatury był łagodny. Należy również uważać przy zanurzeniu do wody termometru z dołączonymi kapilarami, by górna część (otwarta) kapilar nie zassała wody – to znaczy by znajdowała się cały czas ponad powierzchnią wody.

Spostrzeżenia

W miarę wzrostu temperatury wody, badane substancje zaczynają się topić. Okazuje się, że przy pewnych określonych wartościach temperatury badane substancje ulegają całkowitemu stopieniu. Odczytując temperaturę można zauważyć, że kwas stearynowy stopił się w temperaturze $69,3^{\circ}\text{C}$, a naftalen w temperaturze około 80°C . W tej temperaturze obie substancje całkowicie zmieniły stan skupienia ze stałego na ciekły.

Wnioski

Obie substancje, to jest kwas stearynowy i naftalen, mają różną temperaturę topnienia.

Można stwierdzić, że każda substancja chemiczna ma charakterystyczną dla siebie temperaturę topnienia.

Doświadczenie 4:**BADANIE TEMPERATURY WRZENIA WODY I INNYCH CIECZY****Cel doświadczenia:**

- badanie temperatury wrzenia cieczy,
- identyfikacja substancji ciekłych na podstawie ich temperatury wrzenia.

Zadanie laboratoryjne

Ustal, w jaki sposób można zbadać temperaturę wrzenia wody i alkoholu etylowego.

Przypomnij na podstawie lekcji fizyki definicję wrzenia cieczy.

Odczynniki:

woda destylowana, alkohol etylowy

Sprzęt:

dwie probówki, łaźnia wodna lub olejowa, termometr, płyta grzejna, pipeta, gumka recepturka, potłuczona porcelanka

Przebieg doświadczenia

Do przygotowanych probówek wlewamy kolejno po kilka cm^3 wody destylowanej i alkoholu etylowego. Obie probówki łączymy z termometrem gumką recepturką i zanurzamy w łaźni wodnej. Łaźnię ogrzewamy płytą grzejną (kuchenka elektryczna) i obserwujemy, co dzieje się w obu probówkach, oraz jak zachowują zawarte w nich ciecze.

Informacje szczegółowe

Podczas wykonywania eksperymentu można zastosować łaźnię olejową, która gwarantuje otrzymanie wyższej temperatury od temperatury łaźni wodnej. Ogrzewanie należy prowadzić za pomocą płyty grzejnej (kuchenki elektrycznej). Użycie palnika gazowego może być niebezpieczne ze względu na łatwą palność par alkoholu. Przy wykonywaniu tego eksperymentu obowiązują bezwzględnie okulary ochronne, a do alkoholu należy przed ogrzewaniem dodać niewielką ilość potłuczonej porcelanki.

Spostrzeżenia

Woda i alkohol wrą w określonej temperaturze. Obserwując wskazania termometru, można zauważyć, że alkohol wrze w temperaturze $78,3^\circ\text{C}$, a woda w 100°C .

Wnioski

Obie badane substancje, to jest woda i alkohol, mają określoną, charakterystyczną dla siebie temperaturę wrzenia.

Na podstawie temperatury wrzenia można odróżniać substancje chemiczne.

Doświadczenie 5:

ODPAROWYWANIE WODY WODOCIĄGOWEJ

Cel doświadczenia:

- zapoznanie z pojęciem - mieszanina jednorodna,

- wyjaśnienie, dlaczego mieszaniny jednorodne sprawiają wrażenie jednolitej substancji.

Zadanie laboratoryjne

Ustal w jaki sposób można wykazać eksperymentalnie, że mieszanina jednorodna, jaką jest roztwór, może składać się kilku substancji.

Odczynniki:

woda wodociągowa, woda destylowana, sól kamienna

Sprzęt:

zlewki, szkiełka zegarkowe, palnik, trójnóg, płytka metalowa

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy wodę destylowaną. Przenosimy niewielką ilość wody na szkiełko zegarkowe i ustawiamy je na płytce metalowej, umieszczonej nad płomieniem palnika.

Na drugie szkiełko zegarkowe nanosimy kilka kropel wody z kranu. Stawiamy je również na płytce metalowej nad płomieniem palnika. Obie próbki wody dokładnie oglądamy, i w dalszym ciągu ogrzewamy, aż do całkowitego odparowania wody.

Sprawdzamy, co pozostało na szkiełkach zegarkowych po odparowaniu wody w obu przypadkach.

Spostrzeżenia

Obie próbki wody, to jest woda destylowana i woda wodociągowa, przed ogrzewaniem wyglądają podobnie, sprawiają wrażenie jednorodnych cieczy. Po odparowaniu wody do sucha okazało się, że w przypadku wody destylowanej nie ma żadnej pozostałości, a w przypadku wody wodociągowej pozostał biały nalot na szkiełku zegarkowym.

Wnioski

Woda wodociągowa jest mieszaniną, która zawiera rozpuszczone w niej substancje stałe wyodrębnione po odparowaniu wody. Tych rozpuszczonych substancji nie można było zaobserwować gołym okiem i dlatego taką mieszaninę nazywamy jednorodną.

Aby upewnić się, że mieszaniny jednorodne mają składniki nie rozróżnialne gołym okiem, spróbuj, mając do dyspozycji sól kamienną i wodę destylowaną, udowodnić to.

Do wody destylowanej wsypujemy szczyptę soli kamiennej i starannie mie-

szamy, aby całość rozpuściła się. Następnie postępujemy tak, jak w pierwszej części doświadczenia. Obserwujemy powstałą mieszaninę.

Spostrzeżenia

Woda destylowana, jak i mieszanina wody z solą, mają taki sam wygląd.

Rozpuszczonej w wodzie soli nie można zobaczyć gołym okiem.

Po odparowaniu wody z mieszaniny jednorodnej wody z solą otrzymuje się ponownie sól.

Wnioski

Badany roztwór jest mieszaniną jednorodną, ponieważ nie można odróżnić jego składników gołym okiem. Dlatego *woda wodociągowa jest mieszaniną jednorodną — rozpuszczone są w niej niewielkie ilości pewnych substancji chemicznych.*

Doświadczenie 6:

PORÓWNYWANIE WŁAŚCIWOŚCI STOPU Z WŁAŚCIWOŚCIAMI JEGO SKŁADNIKÓW

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z faktem, że właściwości mieszaniny jednorodnej mogą różnić się od właściwości składników tworzących tę mieszaninę,
- uzmysłowienie, że mieszaniny jednorodne mogą mieć stały stan skupienia.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaproponować sposób badania różnic we właściwościach fizycznych kilku substancji chemicznych oraz mieszanin tych substancji, na przykładzie metali i ich stopów.

Odczynniki:

czyste metale: cyna, ołów, stopy metali: stop cyny z ołowiem (lut miedzi), mosiądz, miedź, cynk (w postaci płytki)

Sprzęt:

palnik gazowy, krążek z blachy, pręt żelazny

Przebieg doświadczenia

Badamy, w jakiej temperaturze topi się stop - na przykład lut miękki, w porównaniu do temperatury topnienia tworzących go składników, to jest cyny i ołowiu. W tym celu kładziemy na żelazny krążek, o średnicy około 12 cm, małe próbki cyny, ołowiu i ich stopy w odpowiedniej odległości. Następnie środek krążka ogrzewamy płomieniem palnika i obserwujemy zachodzące zmiany. Wyznaczamy kolejność topnienia się poszczególnych substancji.

W dalszym ciągu doświadczenia pocieramy wzajemnie płytki miedzi, cynku i mosiądzu o jednakowych rozmiarach: na przykład powierzchnię płytki mosiężnej rysujemy narożem płytki cynkowej i miedzianej, i odwrotnie. płytką mosiężną rysujemy powierzchnię płytki cynkowej i miedzianej.

Informacje szczegółowe

Aby topnienie metali przebiegało zgodnie z ich różną temperaturą topnienia, wymagana jest odpowiednia temperatura płomienia palnika. Blacha powinna być ogrzewana równomiernie płomieniem palnika.

Doświadczenie należy wykonywać w okularach ochronnych ze względu na grożące niebezpieczeństwo podczas pracy z gorącymi, stopionymi metalami.

Spostrzeżenia

W pierwszej kolejności stopił się lut miękki, a następnie czyste metale: cyna i ołów.

Badając powierzchnię metali i ich stopów, stwierdzić można, że płytka mosiężna zarysowuje płytkę cynkową i miedzianą.

Wnioski

Stopy różnią się od metali, z których je otrzymano, takimi właściwościami fizycznymi, jak na przykład temperaturą topnienia lub stopniem twardości.

Doświadczenie 7:**OTRZYMYWANIE STOPÓW*****Cel doświadczenia:***

- zapoznanie uczniów ze sposobem otrzymywania stopów metali,
- porównanie właściwości metali z właściwościami stopu utworzonego z tych metali.

Zadanie laboratoryjne

Zaprojektuj, w jaki sposób można otrzymać stopy wymienionych metali: cyny, ołowiu, kadmu i bizmutu. Określ w najprostrzy sposób właściwości powstałych stopów.

Odczynniki:

bizmut, cyna, ołów, kadm, kalafonia

Sprzęt:

statyw, trójkąt kaolinowy, tygiel żelazny lub porcelanowy, pręt żelazny, waga, palnik gazowy, rurka wykonana z tektury

OTRZYMYWANIE LUTU MIĘKKIEGO (STOPU CYNY I OŁOWIU)

Przebieg doświadczenia

Odważone porcje: 5 g cyny i 2,5 g ołowiu umieszczamy w tyglu, który stawiamy w trójkącie kaolinowym i ogrzewamy w płomieniu palnika. Stopione metale mieszamy żelaznym prętem. Następnie zawartość tygla wlewamy do formy tekturowej w kształcie rurki.

OTRZYMYWANIE STOPU WOODA

Przebieg doświadczenia

Umieszczamy w tyglu 5 g cyny i dodajemy kalafonii. Tygiel ogrzewamy do stopienia się cyny, a następnie, stale ogrzewając, dodajemy w kolejności 5 g ołowiu, 3,5 g kadmu i 20 g bizmutu. Zawartość tygla stale mieszamy żelaznym prętem, aż do otrzymania jednorodnego stopu. Otrzymany stop pozostawiamy do skrzepnięcia, wyjmujemy go z tygla i usuwamy pozostałą na nim kalafonię. Czysty stop można stopić ponownie i odlać pręty, używając tekturowej rurki.

Informacje szczegółowe

Zamiast tygla żelaznego można użyć tygla porcelanowego, dobrze wyprażony. W celu uniknięcia trudności z osiągnięciem wysokiej temperatury, niezbędnej do stopienia metali, zaleca się ogrzewanie tygla dwoma palnikami gazowymi równocześnie. W przypadku otrzymywania stopu Wooda należy do tygla dodać taką ilość kalafonii, aby przykryła umieszczony kawałek cyny warstwą o grubości około 1 cm.

Formę tekturową do tworzenia prętów stopionych metali wykonujemy następująco: owijamy tekturą bagietkę szklaną o długości około 10 cm. Wolny koniec powstałej rurki zaginamy i przewiązujemy drutem, którym owijamy całą rurkę, a następnie wyjmujemy ze środka bagietkę.

Spostrzeżenia

Otrzymane po stopieniu metali substancje wyglądają inaczej niż poszczególne składniki wchodzące w skład mieszaniny metali, lecz zachowują swój metaliczny połysk.

Wnioski

W wyniku stopienia dwu lub większej liczby różnych metali otrzymuje się substancje jednorodne i wykazujące właściwości charakterystyczne dla metali, pomimo że, różne są ich składniki. ***Mieszaniny jednorodne metali nazywamy stopami.***

Doświadczenie 8:

BADANIE ZMIAN STANÓW SKUPIENIA WODY

Cel doświadczenia:

- wyjaśnienie przyczyn zmian stanów skupienia substancji chemicznej na przykładzie wody,
- uzmysłowienie, że substancje chemiczne składają się z drobin.

Zadanie laboratoryjne

Określ, w jaki sposób można zbadać przyczyny zmian stanu skupienia substancji na przykładzie zamrożonej wody - lodu, poddawanego działaniu zmieniającej się temperatury.

Odczynniki:

lód z lodówki

Sprzęt:

zlewka, trójnog, płytka metalowa, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Zlewkę ustawiamy na płytce metalowej, umieszczonej na trójnogu, nad palnikiem gazowym. Do zlewki wkładamy dużą porcję lodu lub kostki lodu z lodówki. Następnie zlewkę ogrzewamy poprzez metalową płytkę.

Obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Aby eksperyment miał efektowny przebieg, należy użyć dużego słupa lodu, który można otrzymać, napełniając wodą naczynie (najlepiej z plastiku) o pojemności 250 cm³ i stosunkowo małej średnicy. Naczynie to należy następnie umieścić w zamrażarce.

Na początku eksperymentu ogrzewanie lodu prowadzimy stosując mały płomień palnika, aby można było zaobserwować powolne zmiany stanu skupienia. Dopiero gdy cały lód ulegnie stopieniu, należy zwiększyć ogrzewanie wody dla uzyskania wyraźniejszego efektu przechodzenia cieczy w stan pary. Można ogrzać wodę aż do wrzenia, by pokazać uczniom, że wrzenie - to parowanie cieczy całą jej objętością.

Spostrzeżenia:

Podczas ogrzewania lód topi się i tworzy, przechodząc w stan ciekły, wodę. Dalsze intensywne ogrzewanie wody powoduje jej parowanie, to jest przechodzenie ze stanu ciekłego w stan gazowy. Parowanie najpierw przebiega na powierzchni cieczy, a następnie, po osiągnięciu temperatury wrzenia, następuje parowanie cieczy całą jej objętością. Parowaniu towarzyszy jednoczesny ubytek objętości cieczy.

Wnioski

Pod wpływem ogrzewania drobinę tworzącą lód uzyskują dodatkową energię. Pokonane zostają siły, które uniemożliwiają tym drobinom zmianę położenia względem siebie. Dlatego lód zaczyna tracić budowę krystaliczną i powstaje ciecz. Przy dalszym ogrzewaniu i wzroście temperatury drobinę uzyskują jeszcze większą energię i dzięki temu mogą przewyciężyć siły przyciągania występujące pomiędzy nimi. Stopniowo coraz więcej drobin odrywa się od powierzchni wody. Wtedy następuje parowanie cieczy. Jeżeli woda ogrzewana jest w naczyniu otwartym, to jej drobinę odrywają się od powierzchni cieczy i mieszają się z drobinami składników powietrza, tworząc mieszaninę jednorodną. Mówimy wtedy, że w powietrzu zawarta jest wilgoć.

Doświadczenie 9:**BADANIE WPŁYWU SKŁADU MIESZANINY
JEDNORODNEJ NA SZYBKOŚĆ PAROWANIA WODY****Cel doświadczenia:**

- wykazanie zależności zachowania się drobin mieszaniny jednorodnej od składu tej mieszaniny.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić, w którym przypadku doświadczenia następuje szybsze odparowanie wody ze zlewki, w której znajduje się woda lub z takiej samej zlewki, w której znajduje się mieszanina jednorodna wody i rozpuszczonego w niej cukru. Przeprowadzamy eksperyment pozwalający rozwiązać postawiony problem.

Odczynniki:

cukier, woda wodociągowa

Sprzęt:

dwie zlewki, dwa trójnogi, dwie płytki metalowe, dwa palniki gazowe

Przebieg doświadczenia

Do jednej zlewki wlewamy określoną objętość wody wodociągowej i ustawiamy na płytce metalowej umieszczonej nad palnikiem. Do drugiej zlewki wlewamy taką samą objętość wody, dodajemy cukier i mieszamy zawartość zlewki do całkowitego rozpuszczenia się cukru. Następnie zlewkę z roztworem umieszczamy na drugiej płytce metalowej. W jednakowym momencie zaczynamy ogrzewać obie zlewki.

Informacje szczegółowe

Ogrzewanie należy prowadzić w obu przypadkach jednocześnie, stosując jednakowy płomień palnika, aby temperatura obu roztworów była taka sama (takie same warunki).

Spostrzeżenia

Ze zlewki, w której znajduje się mieszanina wody z cukrem, parowanie wody i związany z tym jej ubytek jest wolniejszy niż w przypadku zlewki z wodą.

Wnioski

Woda paruje wolniej z mieszaniny wody z cukrem.

Znajdujące się na powierzchni roztworu drobiny cukru utrudniają odrywanie się od niej drobin wody.

Doświadczenie 10:

ROZPUSZCZANIE SUBSTANCJI STAŁEJ W WODZIE

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z możliwością samorzutnego rozpuszczania się substancji stałej w wodzie,
- przedstawienie schematu przebiegu procesu rozpuszczania.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaproponować sposób przedstawienia procesu rozpuszczania się barwnej substancji stałej w wodzie.

Wyjaśnić mechanizm rozpuszczania się substancji stałej w wodzie.

Odczynniki:

woda, manganian(VII) potasu lub siarczan(VI) miedzi(II)

Sprzęt:

szalka Petriego

Przebieg doświadczenia

Na szalkę Petriego nalewamy wodę tak, aby pokryła ona całą jej powierzchnię. Następnie wkładamy na środek szalki kryształek manganianu(VII) potasu lub siarczanu(VI) miedzi(II). Obserwujemy, po kilku minutach, jakie zachodzą stopniowe zmiany.

Informacje szczegółowe

Mały kryształ substancji barwnej należy bardzo ostrożnie włożyć do wody, aby nie nastąpiło wymieszanie rozpuszczającej się substancji z wodą.

Efekt migracji barwnych jonów świadczących o samorzutnym rozpuszczaniu się nastąpi po kilku minutach.

Spostrzeżenia

Po kilku minutach można zaobserwować zmniejszanie się kryształka substancji barwnej w wodzie i towarzyszące temu zjawisku coraz silniejsze zabarwienie wody na kolor fioletowy.

Wnioski

Ubytek masy kryształu w wodzie i zabarwienie się wody na kolor, jaki ma kryształ, świadczy o jego rozpuszczaniu się.

Stosując założenia o budowie substancji, można stwierdzić, że najpierw drobiny substancji stałej w kryształach ułożone są regularnie obok siebie i wykonują niewielkie drgania. Z chwilą, gdy kryształ znajdzie się w wodzie, na drobiny te oddziałują bardziej ruchliwe drobiny wody. W rezultacie drobiny substancji stałej odrywają się od powierzchni kryształu i mieszają się z drobinami wody. Objawia się to zmniejszaniem się objętości kryształu.

Stopniowe zabarwienie się roztworu na kolor, jaki ma kryształ, jest spowodowane tym, że drobiny substancji stałej (kryształu) powoli rozprzestrzeniają się pomiędzy drobinami wody w całej jej objętości.

Doświadczenie 11:

ROZDZIELANIE MIESZANINY WODY Z PIASKIEM I ŻWIEM ZA POMOCĄ SĄCZKA Z BIBUŁY

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z prostymi czynnościami laboratoryjnymi takimi, jak: przygotowanie sączka, właściwe umieszczenie sączka w lejku, montowanie laboratoryjnego zestawu do sączenia, rozdzielanie mieszaniny przez sączenie,
- kształcenie umiejętności łączenia wiadomości o budowie substancji z wyjaśnianiem zachodzących procesów fizycznych.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić, czy zaproponowany w doświadczeniu sposób postępowania można stosować jako jedną z metod rozdzielania składników mieszaniny niejednorodnej.

Sprzęt:

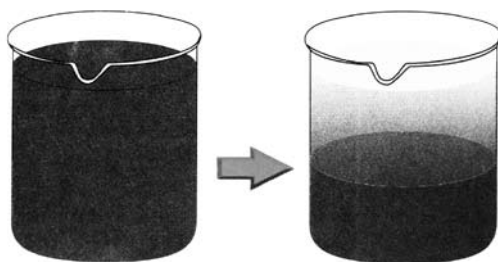
sączek z bibuły, lejek, statyw do sączenia, bagietka szklana

Odczynniki:

drobny piasek, piasek o większych ziarnach (żwir), woda

Przebieg doświadczenia

Do zlewki z wodą wsypujemy mieszaninę drobnego piasku i żwiru. Zawartość



Rys. 4. Mieszanina wody z piaskiem i żwirem

zlewki mieszamy dokładnie bagietką szklaną. Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w zlewce po wymieszaniu jej zawartości i po upływie pewnego czasu. Mając do dyspozycji przedstawiony sprzęt, należy zaproponować, jak w inny sposób można rozdzielić składniki tej mieszaniny.

Informacje szczegółowe

W doświadczeniu można użyć naturalny piasek z mułem i wodą znad brzegu stawu, rzeki lub jeziora. Jeżeli mamy tylko grubokrystaliczny żwir, wówczas część jego należy utrzeć w moździerzu i zmieszać z większymi ziarnami. Podczas wlewania zawiesiny na sączek w lejku, należy zaprezentować uczniom prawidłowy sposób wykonywania tej czynności za pomocą bagietki.

Spostrzeżenia

Po zmieszaniu piasku i żwiru z wodą otrzymuje się mieszaninę niejednorodną. Po pewnym czasie żwir i nieco później piasek opadły na dno zlewki, tworząc osad. Proces ten trwa jednak jakiś czas i dlatego można szybciej i dokładniej oddzielić wodę od piasku, stosując sączenie poprzez sączek z bibuły umieszczony na lejku. W wyniku takiego działania na sączku pozostaje osad, a do zlewki spływa czysta, oddzielona woda.

Wnioski

Opadanie żwiru i piasku na dno zlewki spowodowane jest ich większą gęstością w porównaniu z gęstością wody. Obserwowany proces samorzutnego rozdzielania się składników mieszaniny w wyniku różnicy gęstości nazywa się sedymentacją. Jeżeli wodę znad osadu zlewamy do drugiego naczynia tak, że nie wymiesza się ona z osadem, to taka czynność nosi nazwę dekantacja. Tę samą mieszaninę wody z piaskiem i żwirem można rozdzielić szybciej i dokładniej, sącząc ją przez sączek z bibuły.

Sączenie pozwala na dokładne oddzielenie substancji stałych od cieczy.

Doświadczenie 12:**ROZDZIELANIE JEDNORODNEJ MIESZANINY PRZEZ
ODPAROWANIE WODY*****Cel doświadczenia:***

- zapoznanie uczniów z metodą rozdzielania mieszaniny jednorodnej poprzez odparowanie rozpuszczalnika, w którym znajduje się rozpuszczona substancja stała,
- uświadomienie uczniom, że metody stosowane do rozdzielania mieszanin niejednorodnych nie mogą być przydatne do rozdzielania mieszanin jednorodnych.

Zadanie laboratoryjne

Zaproponować, w jaki sposób z wodnego roztworu substancji stałej, który jest mieszaniną jednorodną, można wyodrębnić rozpuszczony w niej składnik?

Należy wybrać z zaproponowanego sprzętu laboratoryjnego tylko ten, który będzie przydatny, do wykonania doświadczenia.

W rozwiązaniu tego problemu pomocne mogą być rozważania nad procesem odwrotnym do procesu rozpuszczania.

Odczynniki:

uwodniony siarczan(VI) miedzi(II)

Sprzęt:

trójnóg, palnik, płytką metalową, szczypce metalowe lub łapa drewniana do probówek, szkiełko zegarkowe, zlewka, bagietka, lejek, sączonek z bibuły, statyw do sączenia

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy wodę destylowaną i dodajemy taką ilość niebieskiej soli miedzi, to jest uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II), aby kolejne dodawane porcje rozpuszczały się coraz trudniej, pomimo że zawartość zlewki przez cały czas trwania eksperymentu jest mieszana. Ponieważ w ten sposób, przez rozpuszczenie substancji stałej w wodzie, powstała mieszanina, należy zaproponować, w jaki sposób można z tej mieszaniny z powrotem odzyskać znajdującą się w niej rozpuszczoną substancję stałą.

Informacje szczegółowe

Jeżeli uczeń zastosuje zestaw do sączenia, to zorientuje się, że w ten sposób nie rozdzieli składników mieszaniny. Wyeliminuje więc w ten sposób część nieprzydatnego sprzętu.

Spostrzeżenia

Podczas rozpuszczania wybranej substancji stałej w wodzie powstała mieszanina jednorodna. Zastosowanie sączenia przez sączonek z bibuły nie powoduje rozdzielania badanej mieszaniny jednorodnej na składniki. Metoda ta daje pozytywne wyniki tylko w przypadku mieszanin niejednorodnych, gdzie jednym ze składników mieszaniny jest ciecz, a inną substancją stałą.

Do wykonania doświadczenia pozostało więc szkiełko zegarkowe i szczypta. Procesem odwrotnym do procesu rozpuszczania substancji stałej w wodzie może być powtórne wydzielenie tej substancji z rozpuszczalnika, czyli z wody. Gdyby usunąć z mieszaniny ten rozpuszczalnik, to pozostanie „to”, co mamy oddzielić — rozpuszczoną substancję stałą.

W celu pozbycia się wody z tej mieszaniny, należy całość podgrzać, całkowicie odparować wodę. Pozostałością po odparowaniu wody powinna być substancja w niej rozpuszczona. Dlatego ze zlewki należy nanieść na szkiełko zegarkowe próbkę mieszaniny i odparować wodę, ogrzewając całość palnikiem na płytce metalowej.

Wnioski

Po rozpuszczeniu substancji stałej w wodzie otrzymano mieszaninę jednorodną. Sączenie mieszaniny poprzez bibułę nie pozwoliło na rozdzielanie jej składników.

Jednak po odparowaniu wody z próbki tej mieszaniny, na szkiełku zegarkowym pojawiła się substancja stała o barwie niebieskiej.

W przypadku mieszanin jednorodnych - roztworów, jednym ze sposobów rozdzielania składników mieszaniny jest odparowanie bardziej lotnego składnika.

Doświadczenie 13:

SPORZĄDZENIE MIESZANINY SOLI KAMIENNEJ, PIASKU, KREDY I OPIŁKÓW ŻELAZA

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z możliwościami istnienia mieszanin, których skład-

niki znajdują się w różnych stanach skupienia i które zachowują się w odmienny sposób w stosunku do pozostałych składników mieszaniny.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać jak zachowują się w mieszaninie niejednorodnej wymienione składniki: woda, sól kamienna, drobny piasek, kreda i opiłki żelaza. Uzasadnij odpowiednio wnioski z doświadczenia.

Odczynniki:

woda, sól kamienna, drobny piasek, sproszkowana kreda, drobne opiłki żelaza

Sprzęt:

cylinder miarowy o pojemności 500 cm³, łyżka, korek do cylindra

Przebieg doświadczenia

Do wysokiego cylindra wlewamy około 350 cm³ wody i sporządzamy mieszaninę, wsypując kolejno łyżką sól kamienną, drobny piasek, sproszkowaną kredę i drobne opiłki żelazne. Następnie wstrząsamy zawartość cylindra, uprzednio zamykając go korkiem. Stawiamy cylinder i obserwujemy zachowanie się ziaren substancji w cieczy.

Spostrzeżenia

Powstała mieszanina pięciu substancji: wody, soli, piasku, kredy i żelaza. Ziarna substancji użytych do przygotowania mieszaniny opadają z różną szybkością na dno cylindra. Ciecz nad osadem jest mętna.

Wnioski

W wyniku zmieszania wyżej wymienionych składników powstała mieszanina niejednorodna, która złożona jest ze składników charakteryzujących się różnymi właściwościami.

Doświadczenie 14:

ROZDZIELANIE SPORZĄDZONEJ MIESZANINY

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów ze sposobem rozdzielania mieszaniny niejednorodnej na tworzące ją składniki, biorąc pod uwagę ich właściwości,
- zapoznanie uczniów z podstawowymi czynnościami laboratoryjnymi

dotyczącymi rozdzielania substancji.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaprojektować sposób rozdzielania mieszaniny niejednorodnej na tworzące ją składniki, mając do dyspozycji niżej podany sprzęt laboratoryjny. Należy także ustalić właściwą kolejność poszczególnych czynności laboratoryjnych.

Odczynniki:

mieszanina wody, soli kamiennej, drobnego piasku, sproszkowanej kredy, drobnych opiłków żelaza

Sprzęt:

dwie zlewki o pojemności 500 cm³, parownica, magnes, palnik gazowy, bibuła filtracyjna, lejek, szkiełko zegarkowe

Przebieg doświadczenia

W zlewce przygotowujemy mieszaninę niejednorodną składającą się z wyżej wymienionych substancji. Ostrożnie zlewamy ciecz znad osadu do drugiej zlewki. Osad pozostały w pierwszej zlewce zalewamy kilkakrotnie małymi porcjami wody i, po wymieszaniu, zlewamy nieklarowną wodę do drugiej zlewki. Czynność tę powtarzamy tak długo, aż woda w pierwszej zlewce po opadnięciu ziaren piasku i opiłków będzie czysta. Następnie przenosimy osad (mieszaninę piasku i opiłków żelaznych) z pierwszej zlewki na bibułę filtracyjną i suszymy.

Do mieszaniny piasku i opiłków żelaznych zbliżamy magnes.

Biała zawiesina w zlewce powoli opada. Na dnie zlewki osadzają się grubsze ziarna kredy. Ciecz zlewamy znad osadu — dekantujemy. Zawiesinę kredy sącymy przez bibułę filtracyjną. Przesącz zebrany w zlewce jest mieszaniną — wodnym roztworem soli. Na bibule pozostaje osad drobnych ziaren kredy, które po wysuszeniu bibuły (usunięciu wody) zbieramy na szkiełku zegarkowym.

Ogrzewamy w parownicy część otrzymanego roztworu soli.

Informacje szczegółowe

Mieszaninę opiłków żelaznych i piasku najlepiej osuszyć przez ogrzewanie w parownicy. Zawiesinę kredy można rozdzielać za pomocą różnych materiałów: waty, papieru, tkaniny, piasku i koksu, zwracając uwagę na fakt, że w zależności od potrzeb technologicznych i wymaganego stopnia czystości zawiesin stosuje się w przemyśle odpowiednie materiały.

Spostrzeżenia

W pierwszym etapie eksperymentu następuje oddzielenie piasku i opiłków żelaznych od pozostałych składników mieszaniny. Po zbliżeniu magnesu do mieszaniny piasku z żelaznymi opiłkami, następuje dalszy rozdział; opiłki żelazne są przyciągane przez magnes, a piasek pozostaje w parownicy. Następnie kreda ulega oddzieleniu od roztworu. Jest ona zatrzymywana na bibule filtracyjnej, w wyniku sączenia przez nią zawiesiny kredy. Przesącz zebra-ny w zlewce jest jednorodną mieszaniną soli kamiennej z wodą. W wyniku ogrzewania tego roztworu następuje odparowanie rozpuszczalnika, w tym przypadku: wody i wydzielanie się małych kryształów soli. W procesie tym nastąpiła krystalizacja soli.

Wnioski

Mieszaniny substancji można rozdzielać stosując różne metody — techniki laboratoryjne takie, jak: *dekantację, sączenie, krystalizację, działanie pola magnetycznego*. Techniki te można stosować zamiennie — niektóre z nich mogą być wykorzystane do rozdzielania mieszanin jednorodnych, a inne do rozdzielania mieszanin niejednorodnych.

Doświadczenie 15:**ROZDZIELANIE MIESZANINY SIARKI I ŻELAZA****Cel doświadczenia:**

- wykazanie, że składniki mieszaniny niejednorodnej można rozdzielić stosując różne techniki rozdziału,
- zapoznanie uczniów z faktem zachowania właściwości składników tworzących mieszaninę niejednorodną.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując przedstawiony sprzęt i odczynniki chemiczne, należy zaproponować metodę rozdzielania mieszaniny siarki i opiłków żelaza na tworzące ją składniki.

Odczynniki:

kryształy siarki, opiłki żelazne, woda, siarczek węgla(IV)

Sprzęt:

moździerz porcelanowy, mikroskop, magnes, cylinder miarowy, sączek z bibuły, lejek, krystalizator

Przebieg doświadczenia

Ucieramy dokładnie, w porcelanowym moździerzu, próbkę około 5 g kryształków siarki. Otrzymany proszek oglądamy pod mikroskopem. Następnie przygotowujemy podobnej wielkości próbkę czystych, bardzo drobnych opiłków żelaznych. Oglądamy je, tak jak w przypadku siarki, pod mikroskopem. Badamy również zachowanie się opiłków żelaznych i siarki w wodzie oraz w polu działania magnesu.

Dalej mieszamy ze sobą po jednym gramie sproszkowanej siarki i żelaznych opiłków, ucierając je w moździerzu, aż do uzyskania mieszaniny o jednolitym wyglądzie. Oglądamy otrzymaną mieszaninę pod mikroskopem, po czym dzielimy ją na trzy części.

Jedną z nich formujemy w wąski pasek na kartce papieru. Przesuwamy magnes pod kartką prostopadle do linii ułożenia mieszaniny.

Drugą część mieszaniny sypimy powoli do cylindra z wodą. Obserwujemy kolejność ułożenia się składników w warstwie na dnie cylindra.

Z trzeciej części pobieramy małą próbkę. Umieszczamy ją na suchym sączku w lejku. Polewamy kilkakrotnie mieszaninę siarki i żelaza małymi porcjami siarczku węgla(IV), podstawiając pod lejek krystalizator. Przesącz pozostawiamy w krystalizatorze do odparowania. Następnie oglądamy pod mikroskopem kryształy uzyskane po odparowaniu rozpuszczalnika.

Informacje szczegółowe

Uwaga! Łatwo lotne pary siarczku węgla(IV) są trujące i łatwo palne. Nie wolno ich wdychać. Z tego względu z siarczkiem węgla(IV) należy pracować wyłącznie pod sprawnie działającym wyciągiem i w dużej odległości od płomienia palnika.

Przy działaniu siarczkiem węgla(IV) na mieszaninę siarki i żelaza należy używać małych porcji, to jest 1-2 cm³ tej cieczy. Również odparowywanie należy bezwzględnie prowadzić pod wyciągiem.

Spostrzeżenia

Żelazne opiłki zaznaczają ułożenie linii sił pola magnetycznego na kartce.

Najszybciej na dno cylindra opadają żelazne opiłki. Siarka opada na dno powoli, a część pozostaje na powierzchni wody.

Po wykonaniu eksperymentu okazało się, że kryształy siarki są takie same jak kryształy użyte przed doświadczeniem.

Wnioski

Mieszaniny można rozdzielać stosując w tym celu różne metody. Składniki badanej mieszaniny zachowały swoje właściwości w mieszaninie.

Doświadczenie 16:**DESTYLACJA - ROZDZIELANIE SKŁADNIKÓW
MIESZANINY JEDNORODNEJ****Cel doświadczenia:**

- doświadczenie to ma na celu zapoznanie uczniów z właściwym przeznaczeniem sprzętu laboratoryjnego używanego do destylacji,
- zapoznanie uczniów z prawidłowym sposobem prowadzenia destylacji oraz jej mechanizmem – wrzenie, parowanie i skraplanie.

Zadanie laboratoryjne

Na podstawie wiadomości z fizyki, o parowaniu i wrzeniu cieczy, zaplanuj doświadczenie, w którym zostanie wykorzystane zjawisko parowania i skraplania par wody pobranej z kranu. Odpowiedz na pytanie: Jakiego typu mieszaniną jest woda wodociągowa?

Odczynniki:

woda z kranu

Sprzęt:

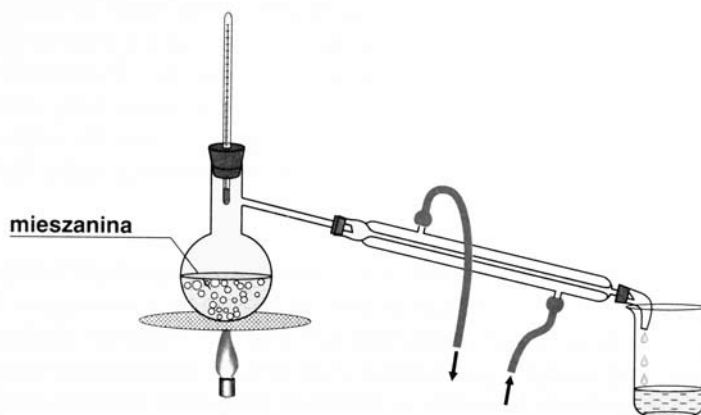
kolba do destylacji, chłodnica, zlewka, krystalizator, bagietka szklana, cylinder miarowy, palnik, trójnóg, płytki metalowe, statyw z łapą

Przebieg doświadczenia

Z zestawu sprzętu wybierz ten, który jest niezbędny aby przeprowadzić destylację wody wodociągowej.

Należy zaproponować taki sposób rozdzielania składników badanej mieszaniny, aby wodę, jako jeden ze składników tej mieszaniny, oddzielić i zebrać w osobnym naczyniu.

Kolbę umieszczamy w statywie i łączymy jej boczną rurkę z chłodnicą nie podłączoną do kranu z wodą chłodzącą. Do połowy objętości kolby destylacyjnej nalewamy wodę wodociągową i zamykamy szczelnie jej wylot korkiem z termometrem. Pod wylot chłodnicy ustawiamy zlewkę — odbieralnik. Za-



Rys. 5. Zestaw do destylacji

wartość kolby ogrzewamy do wrzenia i obserwujemy zachodzące zmiany. Drugą część doświadczenia prowadzimy w ten sam sposób, lecz w tym przypadku przez chłodnicę przepuszczamy wodę chłodzącą. Obserwujemy przebieg eksperymentu.

Informacje szczegółowe

W celu ułatwienia uczniom wyboru odpowiedniego sprzętu do wykonania doświadczenia w taki sposób, aby wodę nie tylko odparować, lecz również zebrać, należy zachęcić uczniów do przypomnienia przebiegu eksperymentu, polegającego na odparowaniu wody wodociągowej, oraz wyjaśnić, na czym polegał mechanizm procesu odparowywania. Następnie można sformułować problem: jak parę wodną z powrotem przeprowadzić w ciecz. W rozważaniach uczniowie mogą posłużyć się zjawiskiem powstawania rosy. Należy także zaproponować uczniom sprawdzenie, co dzieje się z parą wodną wydostającą się z czajnika podczas gotowania wody, jeśli zbliżymy do niego powierzchnię ciepłego przedmiotu i przedmiotu zimnego. Celowe jest, aby uczniowie zapoznali się z budową chłodnicy. Znając jej funkcję, mogą również zaproponować przeprowadzenie eksperymentu w dwu fazach: bez chłodzenia pary wodnej i z chłodzeniem pary. Podczas wykonywania tej części doświadczenia, w której wprowadzamy chłodzenie, należy zwrócić szczególną uwagę na sposób łączenia węży doprowadzających wodę do chłodnicy. Należy zachować zasadę przeciwpływu. Zasada ta polega na przepływie wody chłodzącej w kierunku przeciwnym do kierunku przesuwania się par destylowanej cieczy. Dlatego woda chłodząca powinna wpływać do chłodnicy od strony odbieralnika.

Spostrzeżenia

Po podgrzaniu cieczy w kolbie destylacyjnej do wrzenia, woda intensywnie paruje. Pary przechodzą przez chłodnicę i ulegają w niej skropleniu w wyniku czego do odbieralnika spływa woda. Gdy przez chłodnicę nie przepływa woda chłodząca, to następuje skroplenie mniejszej ilości par i zbiera się mniejsza ilość wody w odbieralniku. Dzieje się tak dlatego, gdyż z chłodnicy wydostaje się jeszcze część nieochłodzonej pary wodnej, która ulatnia się do atmosfery. Odwrotnie, gdy przez chłodnicę płynie woda chłodząca, następuje całkowite schłodzenie i skraplanie się pary wodnej. Do odbieralnika spływa woda. Po odparowaniu całej ilości wody, w kolbie destylacyjnej pozostała substancja stała, którą można usunąć mechanicznie.

Wnioski

W wyniku ogrzewania wody jej drobiny uzyskują dodatkową energię i odrywają się od powierzchni mieszaniny, przechodząc w stan pary. Drobiny rozpuszczonej substancji stałej pozostają w kolbie. W chłodnicy drobiny te oddają nadmiar swej energii i para wodna przechodzi z powrotem w ciecz. Woda po destylacji, nazywana wodą destylowaną składa się wyłącznie z drobin wody nie jest mieszaniną. Pozostałość w kolbie po destylacji to rozpuszczone sole mineralne, które w niewielkiej ilości zawiera każda naturalna woda.

Za pomocą destylacji można więc oczyszczać mieszaniny ciekłe od zawartych w nich substancji stałych, a proces destylacji jest tym wydajniejszy im efektywniej schładzane są pary rozpuszczalnika powstające podczas ogrzewania.

Doświadczenie 17:**KRYSTALIZACJA - ROZDZIELANIE MIESZANINY NA SKŁADNIKI****Cel doświadczenia:**

- przedstawienie sposobu rozdzielania mieszanin jednorodnych na składniki poprzez krystalizację.

Zadanie laboratoryjne

Ustal w jaki sposób można rozdzielić mieszaninę piasku i węglanu sodu w wodzie, wiedząc, że każda substancja ma określoną rozpuszczalność w wodzie i że rozpuszczalność ta zależy, między innymi, od temperatury roztworu.

Odczynniki:

węglan sodu, piasek, gorąca woda

Sprzęt:

dwie zlewki, lejek, bibuła filtracyjna, bagietka, statyw do sączenia

Przebieg doświadczenia

Sporządzamy mieszaninę węglanu sodu i piasku w proporcji: 2 łyżki piasku i 2 łyżki węglanu sodu. Do zlewki wlewamy 150 cm³ gorącej wody i wsypujemy przygotowaną mieszaninę. Po kilku minutach energicznego mieszania soda rozpuszcza się. Następnie przygotowujemy zestaw do sączenia. Na sączek wlewamy po bagietce sporządzoną gorącą mieszaninę. Zebrany klarowny przesącz pozostawiamy w zimnym miejscu na określony czas.

Spostrzeżenia

W zlewce zebrała się klarowna, bezbarwna ciecz. Na sączku pozostał piasek. Po ochłodzeniu przesączu na dnie zlewki powstały przezroczyste kryształy. Można je odsączyć na bibule i osuszyć.

Wnioski

Mieszaniny niejednorodnego typu ciecz — substancja stała można rozdzielić mechanicznie *za pomocą sączenia* na sączku z bibuły. Natomiast mieszaninę jednorodną można rozdzielić na składniki, *wykorzystując proces krystalizacji*.

Doświadczenie 18:

ROZDZIELANIE PRZEZ DESTYLACJĘ MIESZANINY WODY I ACETONU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z możliwością rozdziału mieszaniny jednorodnej, składającej się z dwu składników ciekłych.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić, wykonując odpowiedni eksperyment, czy można rozdzielić jednorodną mieszaninę składającą się z dwu cieczy na tworzące ją składniki, na przykładzie mieszaniny wody i acetonu.

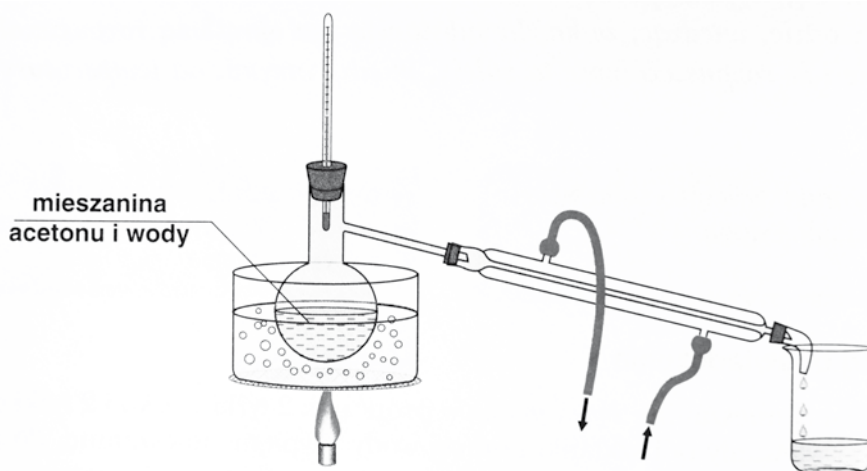
Należy ustalić czy do wykonania eksperymentu niezbędna jest znajomość temperatury wrzenia poszczególnych składników mieszaniny.

Odczynniki:
mieszanina acetonu z wodą

Sprzęt:
kolba destylacyjna okrągłodenna, chłodnica, odbieralnik, łaźnia wodna, palnik gazowy, termometr, statyw, trójnóg, płytki metalowa

Przebieg doświadczenia

Montujemy zestaw do destylacji według podanego schematu. Do kolby wlewamy mieszaninę acetonu z wodą. Szczelnie zamykamy wylot kolby korkiem z osadzonym w nim termometrem i rozpoczynamy ogrzewanie łaźni wodnej. Obserwujemy zachodzące zmiany w kolbie oraz wskazania termometru.



Rys. 6. Zestaw do destylacji cieczy łatwo palnych

Informacje szczegółowe

Alkoholu, acetonu i innych łatwo palnych cieczy niskowrzących nie wolno ogrzewać bezpośrednio płomieniem palnika, lecz zawsze na łaźni wodnej.

Spostrzeżenia

W temperaturze 56°C wydzielają się pary acetonu, które przechodząc przez chłodnicę, skraplają się i spływają do odbieralnika. W ten sposób aceton zostaje oddzielony od wody. Jego temperatura wrzenia wynosi 56°C . Pozostałość w kolbie to woda. Proces destylacji przerywamy kiedy w odbieralniku przestanie zbierać się kroplami aceton

Wnioski

Destylacja jest jedną z metod rozdzielania mieszanin jednorodnych, której składniki są cieczami, różniącymi się znacznie temperaturą wrzenia.

Doświadczenie 19:

PRZYKŁAD MIESZANINY NIEJEDNORODNEJ

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z mieszaninami niejednorodnymi z najbliższego otoczenia, które na pozór sprawiają wrażenie mieszanin jednorodnych.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić, czy za pomocą mikroskopu można wykazać, jakiego rodzaju mieszaninami są: krew i mleko.

Odczynniki:

krew, mleko

Sprzęt:

mikroskop, szkiełka nakrywkowe, szkiełka przedmiotowe

Przebieg doświadczenia

Kroplę świeżej krwi umieszczamy na szkiełku przedmiotowym mikroskopu, przykrywając je następnie szkiełkiem nakrywkowym. W podobny sposób umieszczamy na szkiełku przedmiotowym kroplę mleka. Obserwujemy oba preparaty za pomocą mikroskopu.

Spostrzeżenia

Oglądając obraz mikroskopowy mleka i krwi, można stwierdzić, że składają się one z bardzo wielu substancji.

Wnioski

Mleko i krew są mieszaninami niejednorodnymi.

Doświadczenie 20:**ROZKŁAD CUKRU W WYNIKU PRAŻENIA****Cel doświadczenia:**

- obserwacja procesu przemiany cukru,
- stwierdzenie faktu, że substancje w pewnych warunkach ulegają przemianom,
- zrozumienie istoty reakcji chemicznej.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać jakie zachodzą zmiany podczas prażenia cukru.

Odczynniki
cukier

Sprzęt:
próbówka, łapa do próbek, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia

Niewielką ilość cukru wsypujemy do próbówki i ogrzewamy go nad płomieniem palnika gazowego. Obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany podczas ogrzewania cukru lub czy nic się nie dzieje. Sformułuj odpowiednie spostrzeżenia.

Informacje szczegółowe

Podczas ogrzewania cukru w próbówce należy zwrócić uwagę, aby wylot próbówki był skierowany w stronę, gdzie nie ma innej osoby. Należy tak postępować na wypadek gdyby zawartość próbówki w wyniku ogrzewania uległa wyrzuceniu na zewnątrz. Należy również zaprezentować uczniom sposób ogrzewania różnych substancji w próbówce. Ogrzewając próbówkę płomieniem palnika wzdłuż ścianki próbówki należy ciągle nią poruszać, aby nie doszło do miejscowego przegrzania. Należy także zwrócić uwagę uczniów na fakt, że podczas porównywania właściwości cukru z właściwościami powstałych z niego produktów, poszczególne substancje różnią się właściwościami. Po przeprowadzeniu doświadczenia uczeń powinien wykonać polecenia nauczyciela:

- opisz przebieg procesu prażenia cukru,
- wyjaśnij, czy każda substancja składa się z drobin; jeżeli tak, to dlaczego.
- dlaczego podczas reakcji chemicznej powstają nowe substancje?

Spostrzeżenia

W wyniku prażenia cukru w probówce powstaje węgiel, a na ściankach probówki zbierają się krople wody.

Wnioski

Powstałe substancje są zupełnie inne, różnią się od cukru: woda jest cieczą bezbarwną, a węgiel substancją stałą, o barwie czarnej.

Powstały nowe substancje. Muszą one być zbudowane z innych drobin niż te, z których zbudowany jest cukier. Drobiny, z których składał się cukier, uległy przemianie w drobiny nowych substancji, to jest w drobiny węgla i w drobiny wody.

Przemianę, w której drobiny substancji biorących w niej udział ulegają zmianie, nazywamy reakcją chemiczną.

Doświadczenie 21:

PRAŻENIE WĘGLA KAMIENNEGO

Cel doświadczenia:

- przedstawienie uczniom zjawiska przemiany jednej substancji w inną.

Zadania laboratoryjne

Wykazać, jakie produkty powstają podczas prażenia węgla kamiennego oraz o czym świadczy powstanie tych produktów.

Odczynniki:

rozdrobniony węgiel kamienny

Sprzęt:

statyw, palnik gazowy, probówka z trudno topliwego szkła, korek z osadzoną w nim rurką szklaną, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do probówki wsypujemy rozdrobniony węgiel kamienny do 1/3 wysokości i zamykamy jej wylot korkiem z osadzoną w nim rurką.

Zawartość probówki silnie ogrzewamy. Do końca rurki zbliżamy płonące łuczywo. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Wydostające się z rurki gazy należy zapalać dopiero po około 1 minucie ogrzewania, gdyż najpierw z próbki usuwane jest powietrze, para wodna i niepalne substancje lotne. Rurka szklana powinna zwężać się ku końcowi w celu uzyskania wyraźnego płomienia palących się lotnych składników rozkładu węgla.

Spostrzeżenia

Pod wpływem ogrzewania węgla kamiennego powstały produkty ciekłe, gazowe i stałe. Otrzymany gaz pali się świecącym płomieniem.

Wnioski

Podczas prażenia węgla kamiennego otrzymuje się gaz zwany gazem świetlnym, smołę pogazową, wodę amoniakalną i koks.

Doświadczenie 22:**PORÓWNYWANIE WŁAŚCIWOŚCI RDZY
Z WŁAŚCIWOŚCIAMI ŻELAZA****Cel doświadczenia:**

- wykazanie, że w otaczającym nas świecie nieustannie zachodzą reakcje chemiczne,
- podanie przykładu zachodzących reakcji chemicznych w przyrodzie na podstawie porównania właściwości czystego żelaza i właściwości rdzy.

Zadanie laboratoryjne

Należy poddać próbkę żelaza działaniu wysokiej temperatury, a po zakończeniu prażenia porównać ją z próbką nie poddaną obróbce termicznej. Określić, jakie można zaobserwować różnice oraz co jest przyczyną powstania tych różnic?

Odczynniki:

czysta blaszka żelazna, blaszka żelazna pokryta częściowo rdzą, opiółki żelaza

Sprzęt:

tygiel porcelanowy, trójnóg, trójkąt kaolinowy, palnik, szczypce metalowe, szkiełko zegarkowe

Przebieg doświadczenia

Wykorzystując odpowiedni sprzęt laboratoryjny i odczynniki, bierzemy opiłki żelazne i wkładamy je do porcelanowego tygla. Taką samą porcję opiłków żelaznych umieszczamy na szkiełku zegarkowym. Będzie to próba porównawcza. Następnie tygiel umieszczamy na trójkącie kaolinowym i ogrzewamy płomieniem palnika tak długo, aż cała jego zawartość ulegnie rozżarzeniu do czerwoności. W tym stanie ogrzewamy opiłki żelaza jeszcze przez około 1 minutę. Po upływie tego czasu przerywamy ogrzewanie.

Jakie zaobserwowano zmiany?

Co można powiedzieć o czystej blaszce żelaznej i blaszce pokrytej nalotem rdzy?

Informacje szczegółowe

Podczas prezentacji uczniom czystej blaszki żelaznej i drugiej skorodowanej, należy zaznaczyć, że rdza pojawiła się po pewnym czasie, w wyniku długotrwałego działania powietrza i wilgoci na powierzchnię tego metalu.

Spostrzeżenia

Po ogrzaniu do czerwoności, opiłki żelaza pokryły się nalotem barwy brązowo czarnej i prawie cała próbka żelaza przekształciła się w substancję o tej barwie. Powstała substancja różniła się wyraźnie od opiłków żelaza nie poddanych obróbce termicznej – próba porównawcza. Natomiast blaszka skorodowanego żelaza różni się od czystej blaszki żelaznej tym, że powierzchnia jej jest pokryta porowatą powłoką barwy czerwono-brunatnej.

Wnioski

Żelazo, wystawione na działanie powietrza i wilgoci przez dłuższy czas, pokrywa się rdzą.

Przed rdzewieniem żelazo jest barwy srebrzystoszarej, jest twarde i ma połysk metaliczny. Rdza jest barwy czerwono-brunatnej, jest krucha, daje się łatwo usuwać z powierzchni żelaza, nie ma metalicznego połysku. Pozwala to na stwierdzenie, że rdza jest nową substancją, zbudowaną z innych drobin niż czyste żelazo. Podobnie dzieje się z ogrzаныmi opiłkami żelaza. Pokryły się one nalotem nowej substancji o barwie brunatnej, która również musi być zbudowana z innych drobin niż drobin żelaza.

Doświadczenie 23:**OGRZEWANIE ŻELAZA Z KONTROLĄ ZMIANY MASY****Cel doświadczenia**

- uporządkowanie wiadomości o tworzeniu się nowych substancji, które składają się z drobin innych niż substancja poddana przemianie,
- wprowadzenie pojęcia reakcji chemicznej, jako przemiany, podczas której przekształceniu ulegają drobin substancji biorących w niej udział.

Zadanie laboratoryjne

Należy ustalić jak można stwierdzić, że drobin ogrzanych do wysokiej temperatury opiłków żelaznych pozostały takie same, lub też zmieniły się w inne drobin o odmiennych właściwościach?

Należy wykonać odpowiednie doświadczenie, wykorzystując wymieniony sprzęt laboratoryjny.

Odczynniki:

20 g opiłków żelaza

Sprzęt:

statyw, palnik, tygiel porcelanowy, waga laboratoryjna, szczypce metalowe, bagietka szklana

Przebieg doświadczenia

Do tygla lub parownicy sypiemy opiłki żelazne i razem z bagietką stawiamy na wadze i równoważymy, tak aby wskazówka wagi była na działce zerowej. Po ostrożnym zdjęciu tygla z wagi ogrzewamy go silnie płomieniem palnika, mieszając opiłki bagietką. Po kilkuminutowym ogrzewaniu odstawiamy palnik i czekamy, aż naczynie z opiłkami ostygnie i osiągnie temperaturę równą temperaturze przed wykonywaniem eksperymentu. Następnie tygiel z bagietką ponownie stawiamy na tej samej szalce wagi co poprzednio i obserwujemy zachowanie się wagi.

Informacje szczegółowe

Użyte do doświadczenia opiłki żelaza powinny być wolne od tłustych zanieczyszczeń. Zatłuszczone opiłki żelaza należy przed doświadczeniem przemyć alkoholem metylowym i odsączyć na bibule lub przemyć roztworem wodorotlenku sodu, następnie przepłukać wodą, przesączyć na sączku z bibuły i wysuszyć na powietrzu.

W doświadczeniu trzeba zachować wysoką temperaturę.
Należy bezwzględnie stosować okulary ochronne.

Spostrzeżenia

Parownica z wyprażonymi opiłkami żelaza ma większą masę niż parownica z tymi opiłkami przed wykonaniem doświadczenia. Powierzchnia opiłków pokryła się ciemnym nalotem.

Wnioski

Większa masa opiłków żelaza świadczy o zajściu reakcji chemicznej. W wyniku tej reakcji nastąpiło przyłączenie pewnego składnika z powietrza. ***Powstała nowa substancja chemiczna.***

Doświadczenie 24:

OTRZYMYWANIE I BADANIE WŁAŚCIWOŚCI SIARCZKU ŻELAZA(II)

Cel doświadczenia:

- wykazanie różnicy pomiędzy zjawiskiem fizycznym a przemianą chemiczną.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykonać eksperymenty, które pozwolą na wykazanie różnicy pomiędzy zjawiskiem fizycznym a przemianą chemiczną. W obu przypadkach do doświadczenia należy użyć siarkę i żelazo.

Odczynniki:

drobnokrystaliczna siarka, opiłki żelaza

Sprzęt:

trójnóg metalowy, płytka metalowa, pręt stalowy lub drut, palnik, magnes

Przebieg doświadczenia

Mieszymy rozdrobioną siarkę z opiłkami żelaznymi i umieszczamy powstałą mieszaninę na kartce papieru. Rozdzielamy składniki mieszaniny znanym sposobem i badamy, czy ich właściwości uległy jakiejś zmianie. Następnie sypiemy drugą porcję przygotowanej mieszaniny siarki i żelaza na płytkę metalową i zbliżamy do niej rozgrzany do czerwoności pręt stalowy, lekko dotykając mieszaniny. Obserwujemy zachodzące zmiany. Badamy, co stało się ze

składnikami mieszaniny po jej ogrzaniu, i sprawdzamy, czy uległy zmianie jej właściwości.

Informacje szczegółowe

Zamiast płytki metalowej można użyć porcelanowego kafelka lub doświadczenie przeprowadzić w probówce. Aby doświadczenie miało prawidłowy przebieg, a wszystkie substraty reakcji przereagowały całkowicie, należy wcześniej odważyć odpowiednią ilość siarki i opiłków żelaznych w stosunku masowym 4:7, a podczas lekcji tylko zmieszać te substancje. Nie należy informować uczniów, dlaczego takie ilości składników zmieszano, gdyż wyjaśnienie powodów, dla których tak się czyni, nie jest konieczne na tym poziomie nauczania.

Spostrzeżenia

Po zbliżeniu magnesu do mieszaniny siarki z opiłkami żelaznymi nastąpiło ponowne rozdzielanie tych składników: siarka pozostała na kartce, a opiłki przyciągnięte zostały przez magnes.

Właściwości kryształków siarki jak i opiłków żelaznych są takie same przed ich zmieszaniem, po ich zmieszaniu, a następnie po rozdzieleniu. Natomiast w wyniku dotknięcia mieszaniny, rozgrzanym do czerwoności prętem stalowym, mieszanina żarzy się. Dalej mieszanina już samorzutnie w całej swej objętości uległa rozżarzeniu. Powstała nowa substancja o barwie czarnej, w której nie można dostrzec drobin żelaza, ani siarki. Po zbliżeniu do tej nowo powstałej substancji magnesu nie obserwuje się przyciągania produktu przemiany.

Wnioski

W mieszaninie poszczególne jej składniki zachowują swoje właściwości, a dzięki różnicom w ich właściwościach fizycznych, można otrzymaną mieszaninę rozdzielić na składniki. Natomiast po podgrzaniu mieszaniny siarki z żelazem produkt przemiany nie zachował właściwości swoich składników. Tą nową substancją jest związek chemiczny siarki z żelazem — siarczek żelaza(II). Pomiedzy siarką i żelazem zaszła więc reakcja chemiczna. ***Powstały związek chemiczny ma inne, nowe właściwości.***

III

Tlen i tlenki

W rozdziale zaproponowano doświadczenia, które powinny przyczynić się do łatwiejszego zrozumienia określonych zjawisk chemicznych i mechanizmów nimi rządzącymi. Uczniowie, po zapoznaniu się z nowymi pojęciami na lekcji i wykonaniu zaplanowanych doświadczeń, powinni: zapamiętać jakościowy i ilościowy skład powietrza; rozumieć i wyjaśnić, dlaczego reakcje łączenia się pierwiastków z tlenem przebiegają gwałtowniej w czystym tlenie niż w powietrzu; wymienić poznane właściwości fizyczne i chemiczne tlenu i azotu; wymienić właściwości fizyczne i chemiczne tlenku węgla(IV); umieć wyjaśnić, dlaczego magnez pali się w tlenku węgla(IV), pomimo że tlenek węgla(IV) nie podtrzymuje palenia się węgla i jego związków chemicznych; potrafić zaproponować kilka sposobów zapobiegania korozji wyrobów z żelaza; wyjaśnić, na czym polegają reakcje chemiczne syntezy, analizy i wymiany; wymienić procesy, w których tlen i tlenek węgla(IV) są na przemian substratami lub produktami reakcji chemicznych; podać co najmniej dwa sposoby zapobiegania nadmiernej emisji zanieczyszczeń do atmosfery.

Doświadczenie 1:

WYKRYWANIE POWIETRZA W „PUSTYM NACZYNIU”

Cel doświadczenia:

- uzmysłowienie uczniom, że nieustannie jesteśmy otoczeni powietrzem. Z obecności powietrza w naszym otoczeniu najczęściej nie zdajemy sobie sprawy,
- uzmysłowienie uczniom, że określenie „puste naczynie” nie jest określeniem ścisłym i prawdziwym, lecz jest określeniem potocznym.

Zadanie laboratoryjne

Mając do dyspozycji cylinder miarowy oraz zlewkę wypełnioną wodą należy sprawdzić, czy wbrew pozorom cylinder nie jest pusty.

Odczynniki:
woda

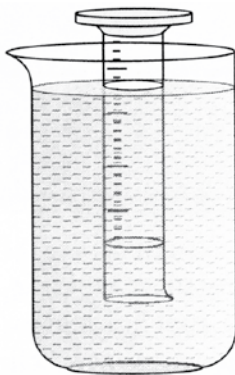
Sprzęt:
wysoka zlewka o pojemności 3 dm^3 ,
cylinder miarowy o pojemności 250 cm^3

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy do $\frac{2}{3}$ jej objętości wodę. Następnie wkładamy do niej cylinder: raz dnem skierowanym do góry, a następnie do dołu. Swoje spostrzeżenia odpowiednio uzasadniamy.

Informacje szczegółowe

Uczniowie powinni najpierw wykonać eksperyment w taki sposób, by woda wypełniła objętość cylindra, a potem z cylindrem, którego dno skierowane jest ku górze, a woda minimalnie wchodzi do jego wnętrza. Pozwoli to na łatwiejsze zrozumienie przez uczniów faktu, że w „pustym naczyniu” jego przestrzeń wypełniona jest powietrzem.



Rys. 7. Badanie przestrzeni „pustego naczynia”

Spostrzeżenia

Podczas zanurzania cylindra w wodzie, skierowanego dnem do dołu, następuje wypełnianie całej objętości cylindra wodą. Gdy ten sam eksperyment wykonuje się z cylindrem z dnem skierowanym ku górze, wówczas okazuje się, że woda wchodzi do jego wnętrza tylko na wysokość kilku milimetrów.

Wnioski

W pierwszym przypadku woda wypełnia objętość cylindra, ponieważ jej gęstość jest większa od gęstości powietrza. Woda wyparła powietrze z cylindra i zajęła jego miejsce.

Dowodem na słuszność tej tezy jest wynik drugiego eksperymentu.

Woda nie mogła wpłynąć do wnętrza cylindra, ponieważ znajdowało się w nim powietrze, które uniemożliwiło wypełnienie cylindra.

Fakt, że woda przedostaje się na kilka milimetrów do cylindra, świadczy jedynie o tym, że drobiny powietrza ulegają pewnemu ściśnięciu i gęstszemu upakowaniu.

Dlatego określenie „puste naczynie” jest nieścisłe, gdyż w rzeczywistości jest ono wypełnione powietrzem.

Doświadczenie 2:**BADANIE PROCESU PALENIA SIĘ SUBSTANCJI
W ZAMKNIĘTYM NACZYNIU****Cel doświadczenia:**

- wykazanie, że substancje chemiczne nie mogą palić się bez dostępu powietrza.

Zadanie laboratoryjne

Należy ustalić jak można sprawdzić, że w zamkniętym naczyniu może zachodzić palenie się substancji. Wykonując odpowiedni eksperyment z wykorzystaniem świecy, łuczywa i zlewki należy udzielić odpowiedzi na zadany problem.

Odczynniki:
powietrze

Sprzęt:
świeca, łuczywo, zlewki

Przebieg doświadczenia

Na stole stawiamy palącą się świecę i nakrywamy ją zlewką zwróconą dnem do góry. Następnie do drugiej stojącej zlewki wkładamy palące się na końcu długie łuczywo. Kolejne doświadczenie wykonujemy zapalając łuczywo i następnie nakrywając je z góry kolejną zlewką.

Spostrzeżenia

Po nakryciu palącej się świecy zlewką, po upływie kilku sekund płomień gaśnie. Podobny efekt gaśnięcia płomienia uzyskuje się, gdy nakrywa się palące łuczywo zlewką lub gdy wkłada się do stojącej zlewki.

Wnioski

Substancje chemiczne nie mogą palić się bez dostępu powietrza.

Powietrze podtrzymuje palenie.

Doświadczenie 3:

BADANIE ZAWARTOŚCI TLENU W POWIETRZU

Cel doświadczenia:

- zwrócenie uwagi uczniów na fakt, że powietrze jest mieszaniną gazów, w której tlen ma swój stały udział procentowy,
- zbadanie czy wszystkie składniki powietrza biorą udział w procesie spalania?

Zadanie laboratoryjne

Zaprojektować eksperyment w celu sprawdzenia, czy wszystkie składniki powietrza są niezbędne do podtrzymywania palenia się substancji. Przygotowując eksperyment należy przyjąć, jako warunek konieczny, zbadanie określonej porcji powietrza.

Należy zastanowić się więc, jak można wyodrębnić ściśle określoną porcję powietrza, mając do dyspozycji cylinder miarowy i wodę.

Odczynniki:
powietrze

Sprzęt:
krążek styropianowy, świeczka, krystalizator, cylinder miarowy o pojemności 250 cm³ z dokładnym oznaczeniem pięciu równych części objętości.

Informacje szczegółowe:

Doświadczenie to można również wykonać w inny sposób. Należy w tym celu przymocować świeczkę do dna naczynia z wodą. Świeczka powinna być jednak na tyle wysoka, aby po zakończeniu doświadczenia jej górna część w dal-

szym ciągu znajdowała się nad powierzchnią wody w cylindrze, który zastoso-
wano w eksperymencie.

Może zaistnieć sytuacja, że po zakończeniu doświadczenia woda nie wypełnia
dokładnie $1/5$ objętości cylindra. Jest to spowodowane wydzielaniem się pew-
nej ilości tlenu węgla(IV) oraz ogrzaniem się powietrza we wnętrzu cylin-
dra na skutek czego zwiększa ono swoją objętość. Dlatego zanim odczyta się
objętość wody, która weszła do cylindra, należy odczekać kilka minut w celu
obniżenia się temperatury. Przed doświadczeniem można również zwilżyć
wnętrze ścianki cylindra roztworem wodorotlenku sodu, który pochłonie po-
wstający w czasie spalania tlenek węgla (IV).

Spostrzeżenia

Po nakryciu palącej się świecy cylindrem, płomień palił się tak długo, aż po-
ziom wody podniósł się na wysokość pierwszej kreski w cylindrze, co stanowi
 $1/5$ objętości cylindra. Świeca gaśnie.

Wnioski

Nie wszystkie składniki powietrza biorą udział w procesie spalania substancji.
Istnieje składnik powietrza, stanowiący $1/5$ jego objętości.

Składnik ten powoduje, że proces palenia się substancji w powietrzu jest
możliwy.

Tym składnikiem jest tlen.

Doświadczenie 4:

BADANIE SKŁADU POWIETRZA

Cel doświadczenia:

- wykazanie udziału procentowego tlenu w powietrzu - składnika powie-
trza podtrzymującego palenie.

Zadania laboratoryjne

W oparciu o przedstawiony rysunek, przygotuj odpowiedni zestaw labora-
toryjny, który umożliwi wykonanie tego eksperymentu. Należy zastanowić
się w jaki sposób można wykorzystać zaproponowany sprzęt i odczynniki
chemiczne do zbadania zawartości tlenu w powietrzu.

Odczynniki:

20 g miedzi w postaci drobnych wiórków

Sprzęt:

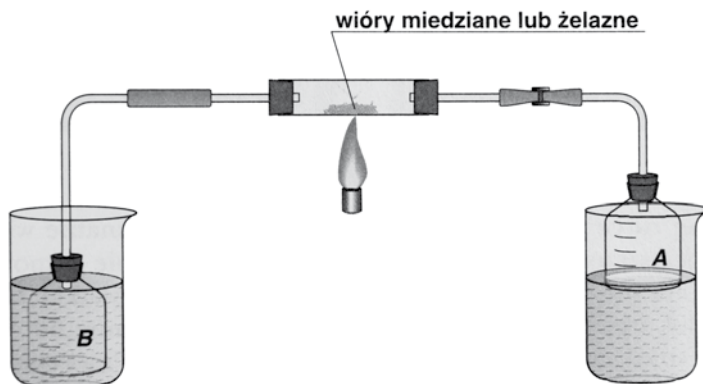
dwa statywy, palnik gazowy, dwie butelki bez dna (500 cm^3), rurka z trudno topliwego szkła, dwie zlewki z wodą po 1500 cm^3 , węże gumowe, rurki szklane, korki, łuczywo

Przebieg doświadczenia

W szklanej rurce umieszczamy wióry miedziane. Następnie rurkę należy silnie ogrzewać płomieniem palnika. Powoli przemieszczamy powietrze z butelki A do butelki B i na odwrót. Czynność tę powtarzamy kilkakrotnie, nie przerywając ogrzewania rurki. Po skończonym ogrzewaniu zamykamy ściskaczem rurkę (część A) i odczytujemy ilość pozostałego gazu w skalibrowanej butelce A. Obserwujemy również, jakie zmiany zaszły na wiórkach miedzianych. Przytrzymując butelkę A lewą ręką, wyjmujemy korek i wkładamy do jej wnętrza palące się łuczywo.

Informacje szczegółowe

Zastosowana do doświadczenia rurka z trudno topliwego szkła powinna mieć długość około 20 cm i średnicę około 1 do 1,5 cm. Użyte do doświadczenia butelki powinny być kalibrowane. Kalibrację można wykonać w następujący sposób: zakorkowaną butelkę z odciętym dnem napełniamy wodą z cylindra miarowego, określając w ten sposób objętość tej butelki. Następnie tę objętość wody dzielimy na 5 równych części i nalewamy ponownie odpowiednie jej ilości, sporządzając podziałkę za pomocą tuszu, farby olejnej lub rysy.



Rys. 8. Zestaw aparatury do badania składu powietrza

Spostrzeżenia

Podczas ogrzewania miedzi w obecności powietrza następuje zmiana jej barwy z czerwono-brunatnej na czarną. W butelce pozostało około $4/5$ objętości pewnego gazu. Płonące łuczywo włożone do butelki gaśnie.

Wnioski

W gazie po reakcji chemicznej nie było tlenu, czego dowodem jest gasnące łuczywo.

W skład powietrza wchodzi tlen, który zajmuje $1/5$ jego objętości.

Doświadczenie 5:**BADANIE SKŁADU POWIETRZA — WARIANT 2****Cel doświadczenia:**

- badanie składu powietrza z większym stopniem trudności niż w wariantcie I.

Zadanie laboratoryjne

Badamy skład powietrza, mając do dyspozycji niżej podany sprzęt i odczynniki chemiczne. Oceniamy, czy sposób wykonywania eksperymentu może wpłynąć na jego wynik.

Odczynniki:

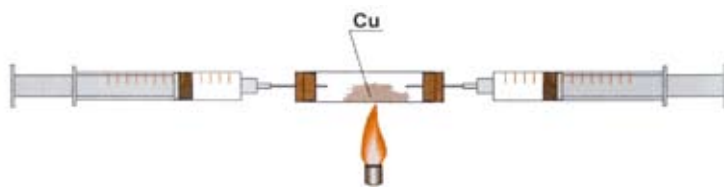
miedź w postaci wiórków lub cienkiego drutu

Sprzęt:

urka szklana, dwie strzykawki o pojemności 50 lub 100 cm³, dwie igły do strzykawek, rurka z trudno topliwego szkła, palnik gazowy, dwa statywy metalowe z łapami

Przebieg doświadczenia

W niewielkiej rurce szklanej umieszczamy czerwono-brunatne wiórki miedziane lub oczyszczony drut miedziany i zamykamy ją szczelnie gumowymi korkami. Następnie jeden tłok przesuwamy do końca jednej strzykawki, a w drugiej strzykawce tłok ustawiamy na kresce odpowiadającej minimum 50 cm³. Dalej podłączamy strzykawki do rurki, przebijając korki igłami. Umoścujemy cały zestaw na dwu statywach. Podgrzewamy miedź w rurce i przetaczamy powietrze z jednej strzykawki do drugiej. Robimy to tak długo, aż objętość gazu przestanie się zmniejszać.



Rys. 9. Badanie składu powietrza z użyciem strzykawek

Informacje szczegółowe

Rurka szklana użyta w tym doświadczeniu powinna mieć średnicę około od 0,5 do 1 cm i długość około od 8 do 10 cm.

Po wyjęciu tłoków ze strzykawek należy posmarować je lekko ciepłym olejem mineralnym. Pozwoli to na łagodne przesuwanie się tłoków bez zacięć. Podczas doświadczenia zużyty zostaje również tlen znajdujący się w rurce reakcyjnej, co niewątpliwie zmniejsza objętość gazu pozostałego w strzykawce po zakończeniu eksperymentu. Z tego też względu należy dobrać możliwie cienką i krótką rurkę, taką aby jej objętość nie przekraczała 5% objętości strzykawki, lub uwzględnić w końcowych obserwacjach objętość powietrza wypełniającego rurkę szklaną. Należy również zwrócić uwagę na to, aby w czasie ogrzewania nie następowało termiczne rozkładanie się korków.

Spostrzeżenia

Miedź przereagowała z $\frac{1}{5}$ objętości gazu, pokrywając się czarnym nalotem to jest tlenkiem miedzi(II).

Wnioski

W skład powietrza wchodzi tlen, który zajmuje $\frac{1}{5}$ część objętości powietrza.

Doświadczenie 6:

WYKRYWANIE AZOTU W POWIETRZU W REAKCJI CHEMICZNEJ MAGNEZU Z AZOTEM

Cel doświadczenia:

- wykazanie obecności azotu w powietrzu i wyjaśnienie, że powietrze jest mieszaniną różnych gazów,
- rozwiązywanie problemu laboratoryjnego.

Zadanie laboratoryjne

Należy sformułować problem główny, wysunąć hipotezy i przeprowadzić eksperymentalną weryfikację hipotez

Odczynniki:

świeca, opłuki magnezu, tlenek magnezu

Sprzęt:

wyskalowany cylinder, krystalizator, łuczywo, łyżka do spalań, dwie zlewki, palnik gazowy

Przebieg doświadczenia**Sytuacja problemowa**

Mocujemy na podstawie styropianowej świecy, zapalamy i wstawiamy do krystalizatora napełnionego wodą. Przykrywamy ją wyskalowanym cylindrem. Po chwili świeca gaśnie. Woda w cylindrze podnosi się o $\frac{1}{5}$ jego wysokości. Wyjmujemy cylinder z krystalizatora i do jego wnętrza szybko wkładamy żarzące się łuczywo. Łuczywo nie rozbłyska płomieniem, co wskazuje na to, że w cylindrze nie ma już tlenu. Następnie na łyżeczce do spalań wprowadzamy do cylindra rozżarzony magnez. Po chwili substancję z łyżki zsypujemy do zlewki z wodą. Badamy zapach unoszący się nad powierzchnią wody.

Sformułowanie problemu

Dlaczego po wprowadzeniu magnezu do cylindra, w którym nie ma tlenu, powstaje białoszara sproszkowana substancja? Czy zaszła reakcja chemiczna?

Niezbędne wiadomości

Informacja o tym, że powietrze jest mieszaniną gazów i że jednym z nich jest azot, który stanowi około 80 % składu powietrza.

Tworzenie się tlenków metali pod wpływem powietrza.

Pojęcie tlenków i mechanizm ich powstawania. Wartościowości pierwiastków chemicznych.

Analiza wyników obserwacji

W wyniku palenia się świecy w cylindrze został usunięty z niego tlen. Po wprowadzeniu magnezu do cylindra pozbawionego tlenu powstała białoszara substancja stała. Nie wiadomo co jest tego przyczyną. Substancja ta nie może być tlenkiem magnezu, chyba że jednak tlen przedostał się do cylindra, a różnica barw wynika z niecałkowitego spalania magnezu.

Zakładając, że w cylindrze nie było tlenu, to w tej sytuacji musiała powstać nowa substancja, która reagowała z jakimś innym składnikiem powietrza.

Hipotezy wyjaśniające

Produktem reakcji chemicznej magnezu w cylindrze może być tylko tlenek magnezu. Różnica barw produktów może pochodzić od niecałkowitego spalania się magnezu i jego pozostałość stanowi zanieczyszczenie magnezu.

Na podstawie różnic w objawach towarzyszących w spalaniu magnezu oraz innego wyglądu produktów, można sądzić, że powstał jakiś inny związek chemiczny magnezu.

Biorąc pod uwagę dużą zawartość azotu w powietrzu, można przypuszczać, że jest to jakiś związek chemiczny magnezu z azotem. Należy sprawdzić zachowanie się tego związku chemicznego w stosunku do wody i porównać z zachowaniem się w wodzie tlenku magnezu.

Weryfikacja eksperymentalna

Do jednej probówki dodajemy nowo powstałego związku chemicznego, a do drugiej tlenku magnezu. Do obu probówek wlewamy wodę i obserwujemy, czy zachodzą jakieś zmiany.

Dyskusja wyników obserwacji

Woda powoduje wydzielanie się zapachu amoniaku w probówce z białoszarą substancją. W drugiej probówce nie stwierdza się tego zapachu.

Wynika z tego, że badanym produktem jest związek chemiczny zawierający azot.

Można sądzić, że magnez połączył się z azotem, dając określony związek chemiczny o białoszarej barwie. Reakcja chemiczna tego związku z wodą prowadzi do powstania amoniaku.

Sformułowanie odpowiedzi

Podczas reakcji chemicznej magnezu z powietrzem, z którego usunięto tlen, tworzy się związek chemiczny magnezu z azotem. Ponieważ w amoniaku atom azotu jest trójwartościowy, a atomy magnezu zawsze są dwuwartościowe, wzór chemiczny powstałego związku jest następujący: Mg_3N_2 .

Doświadczenie 7:**UTLENIANIE MIEDZI W ZAMKNIĘTEJ KOLBIE****Cel doświadczenia:**

- potwierdzenie faktu, że w skład powietrza wchodzi gaz, którym jest tlen, zajmujący 20% jego objętości,
- potwierdzenie tezy, że tlen łatwo reaguje z niektórymi metalami.

Zadanie laboratoryjne

Należy zastanowić się, czy reakcja chemiczna miedzi z powietrzem w zamkniętym naczyniu może być potwierdzeniem obecności tlenu w powietrzu. Do wykonania tego doświadczenia zaproponuj niezbędną aparaturę. Zaproponowanie niezbędnego sprzętu potrzebnego do wykonania doświadczenia.

Udzielenie odpowiedzi na pytanie: czym spowodowana jest powstająca fontanna wody, która powinien powstać w tym doświadczeniu.

Odczynniki:

sproszkowana miedź

Sprzęt:

kolba kulista okrągło denną o pojemności 500 cm³, zlewka, korek z rurką, wąż gumowy, ściskacz, palnik gazowy

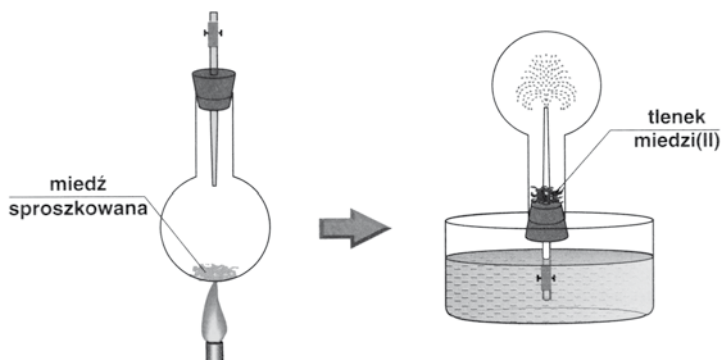
Przebieg doświadczenia

Montujemy aparaturę niezbędną do wykonania eksperymentu, w oparciu o załączony rysunek.

W kolbie kulistej umieszczamy 2 g sproszkowanej miedzi. Kolbę zamykamy szczelnie korkiem, w którym znajduje się rurka szklana zakończona wężykiem gumowym i ściskaczem. Kolbę ogrzewamy ostrożnie przez kilka minut płomieniem palnika gazowego, aż do zaniku czerwonej barwy miedzi. Po ochłodzeniu kolby, odwracamy ją dnem do góry, zanurzamy wąż gumowy w zlewce z wodą i zwalnimy ściskacz.

Informacje szczegółowe

Ogrzewanie kolby z miedzią należy w pierwszej fazie doświadczenia prowadzić bardzo ostrożnie, aby nie nastąpiło wyrzucenie korka przez rozprężające się powietrze. Gdy po kilku minutach szybkość reakcji wzrośnie, można zwiększyć intensywność ogrzewania. Podczas wykonywania doświadczenia



Rys. 10. Utlenianie miedzi w zamkniętej kolbie

należy bezwzględnie używać okulary ochronne.

Spostrzeżenia

Podczas ogrzewania kolby zaobserwowano zmianę barwy miedzi z czerwono-brunatnej na czarną. Po zanurzeniu rurki, znajdującej się w korku kolby, w wodzie i zwolnieniu ściskacza, woda zostaje wciągnięta do wnętrza kolby. Tworzy się fontanna wodna.

Wnioski

Wciągnięcie wody do kolby jest dowodem na ubytek gazu, czyli na zajście reakcji chemicznej tlenu z miedzią. W wyniku ogrzewania nastąpiło utlenienie miedzi, kosztem tlenu zawartego w powietrzu w kolbie. W miejsce zużytego tlenu wciągnięta została pewna objętość wody, która równa jest objętości zużytego tlenu do reakcji chemicznej z miedzią.

Doświadczenie 8:

SPALANIE WYBRANYCH PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH W POWIETRZU I W TLENIE

Cel doświadczenia:

- udzielenie odpowiedzi na pytanie: Czy inne pierwiastki chemiczne, podobnie jak magnez, reagują z powietrzem i czystym tlenem?

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując odpowiednie pierwiastki chemiczne, należy ustalić sposób badania ich palności w powietrzu i czystym tlenie.

Odczynniki:

drewno, węgiel, siarka, fosfor czerwony, żelazo (wata żelazna), sól, tlen, woda, piasek

Sprzęt:

kolby stożkowe, łyżki do spalań, palnik gazowy, łuczywo, bibuła, bagietka, drut żelazny

Przebieg doświadczenia

Napełniamy tlenem kolby stożkowe. Rozpoczynamy doświadczenie obserwując, jak dany pierwiastek chemiczny pali się na powietrzu, a jak w tlenie.

Spalanie drewna

Do kolby wkładamy tłące się łuczywo.

Spalanie węgla drzewnego

Z drutu żelaznego zwijamy stożkową spiralę. Następnie w spirali umieszczamy kawałek węgla drzewnego. Węgiel, który rozżarzamy w płomieniu palnika wprowadzamy do kolby z tlenem.

Spalanie siarki

Na łyżkę do spalań kładziemy kilka kawałków siarki i zapalamy ją w płomieniu palnika gazowego. Palącą się siarkę wprowadzamy do kolby z tlenem.

Spalanie fosforu

Kawałek czerwonego fosforu wielkości ziarna grochu kładziemy na łyżkę, którą umieszczamy w płomieniu palnika gazowego. Następnie palący się fosfor wprowadzamy do kolby z tlenem.

Spalanie żelaza

Do żelaznego pręta przyczepiamy watę żelazną. Zapalamy ją w płomieniu palnika gazowego i następnie wprowadzamy do kolby z tlenem.

Spalanie sodu

Kawałek sodu kładziemy na żelaznej łyżeczce do spalań, zapalamy w płomieniu palnika gazowego i wkładamy do kolby z tlenem. Po zakończeniu spalania

do kolby wlewamy trochę wody.

Informacje szczegółowe

Przygotowując kolby do doświadczenia, w czterech z nich pozostawiamy niewielką ilość wody, w piątej pozostawiamy nieco więcej wody i sypimy do niej tyle piasku, aby utworzyła się na dnie warstwa grubości około od 2 do 3 cm. Ta kolba posłuży do spalania żelaza. Szósta kolbę napełniamy tlenem na sucho, wypierając nim powietrze. Ta kolba posłuży do spalania sodu.

Kolby napełnione tlenem (otrzymanym z reakcji katalitycznego rozkładu 10% roztworu nadtlenu wodoru). Należy zamknąć kolby korkami do momentu rozpoczęcia doświadczenia, aby zapobiec uchodzeniu tlenu do atmosfery w wyniku dyfuzji. Aby spalać siarkę, można najpierw łyżkę żelazną wyłożyć folią teflonową. Dopiero na tak przygotowaną łyżkę kładziemy siarkę do spalania. W przypadku spalania czerwonego fosforu, sypimy niewielką jego ilość na łyżkę do spalać.

Uwaga! Fosfor czerwony jest łatwo palny. Wszelkie czynności z tym pierwiastkiem chemicznym należy wykonywać z dużą ostrożnością. Należy mieć w pogotowiu parownice z wodą i piaskiem do ugaszenia zbyt dużych ilości palącego się fosforu. Oparzenia wywołane palącym się fosforem trudno się goją.

Przygotowując sól do spalania, wydajemy jej kawałek szczypcami ze słoja, w którym przechowywany jest w nafcie; kładziemy na bibułę i nożem ściągamy mały kawałek. Po osuszeniu sodu z nafty na bibule filtracyjnej można rozpocząć spalanie. Bibułę pozostałą po osuszaniu sodu najpierw moczymy w zlewie wodą aby zdezaktywować pozostałe na niej niewielkie ilości sodu, które mogłyby spowodować pożar. Mokłą bibułę można wyrzucić do kosza na odpady.

Spostrzeżenia

Po wprowadzeniu tłącego się łuczywa do kolby z tlenem nastąpiło natychmiastowe zapalenie się łuczywa jasnym płomieniem. Węgiel w tlenie zaczyna silnie świecić, lecz pali się małym płomieniem. Proces łączenia się węgla z czystym tlenem jest znacznie szybszy niż proces łączenia się węgla z tlenem zawartym w powietrzu, czyli w procesie zwykłego spalania węgla.

Siarka pali się w powietrzu bladoniebieskim płomieniem, a w tlenie jej spalaniu towarzyszy jaskrawy, niebiesko fioletowy płomień.

Fosfor pali się w tlenie jasnym oślepiającym, płomieniem. Żelazo pali się, pryskając we wszystkich kierunkach iskrami rozżarzonego tlenku. Powstały tlenek żelaza(III) nie rozpuszcza się w wodzie. Sól w tlenie zapala się na-

tychmiast i płonie jasnożółtym, silnie świecącym płomieniem. Wnętrze kolby wypełnia się dymami tlenu sodu. Tlenek sodu rozpuszcza się w wodzie.

Wnioski

Wszystkie badane pierwiastki chemiczne bardzo dobrze palą się w tlenie. Spalanie w tlenie przebiega gwałtowniej niż w powietrzu. *W wyniku spalania tych pierwiastków chemicznych w tlenie powstają nowe związki chemiczne zwane tlenkami.*

Doświadczenie 9:

WYKRYWANIE PARY WODNEJ W POWIETRZU

Cel doświadczenia:

- wykazanie w prosty sposób, że powietrze zawiera parę wodną.

Zadanie laboratoryjne

W jaki sposób można wykryć parę wodną w powietrzu? Jakie zjawisko fizyczne powoduje, że woda znajduje się w powietrzu w postaci pary?

Odczynniki:
woda

Sprzęt:
zlewka

Przebieg doświadczenia

Nalewamy do suchej, przechowywanej w temperaturze pokojowej zlewki zimnej wody z lodówki. Obserwujemy co dzieje się na ściankach zlewki w momencie wlewania do niej zimnej wody.

Spostrzeżenia

Na zewnętrznych ściankach zlewki tworzy się rosa.

Wnioski

Tworzenie się rosy na zewnętrznych ściankach zlewki *wskazuje na obecność wody w powietrzu.*

Doświadczenie 10:

WYKRYWANIE TLENKU WĘGLA(IV) W POWIETRZU

Cel doświadczenia:

- wykazanie w prosty sposób obecności tlenku węgla(IV) w powietrzu.

Zadanie laboratoryjne

Czy wykorzystując roztwór wody wapiennej można stwierdzić obecność tlenku węgla(IV) w powietrzu? Jak to wykonać?

Odczynniki:

woda wapienna

Sprzęt:

zlewka

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy, do połowy jej objętości, wodę wapienną. Obserwujemy, jakie zmiany zajdą po pewnym czasie na jej powierzchni.

Informacje szczegółowe

Woda wapienna powinna być świeżo przygotowana przed eksperymentem, gdyż zmętniała woda, z częścią pochłoniętego tlenku węgla(IV) z otoczenia, do doświadczeń się nie nadaje.

Spostrzeżenia

Po pewnym czasie woda wapienna zaczyna mętnieć. Proces ten rozpoczyna się najpierw na powierzchni cieczy.

Wnioski

Mętnienie wody wapiennej jest spowodowane obecnością w powietrzu tlenku węgla(IV). Jest to sposób na stwierdzenie obecności tego gazu w powietrzu.

Doświadczenie 11:

ROZKŁAD TLENKU RTĘCI(II) PRZEZ OGRZEWANIE

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z laboratoryjnym sposobem otrzymywania tlenu,
- zapoznanie uczniów z równaniem reakcji chemicznej rozkładu, jako przykładu reakcji analizy.

Zadanie laboratoryjne

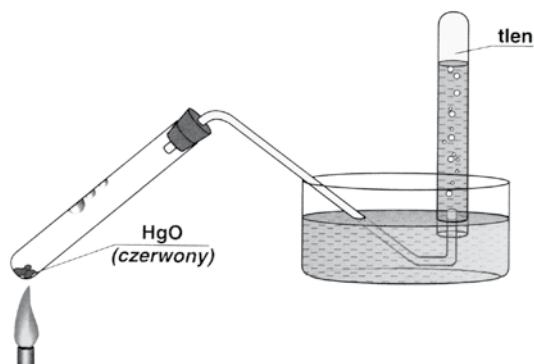
Należy zaprojektować sposób otrzymywania tlenu przez rozkład termiczny tlenku rtęci(II). Należy ustalić także sposób zbierania powstającego w tej reakcji chemicznej gazu.

Odczynniki:
tlenek rtęci(II)

Sprzęt:
palnik gazowy, probówka, korek z rurką odprowadzającą, probówka do zbierania tlenu, krystalizator

Przebieg doświadczenia

Do probówki sypimy tlenek rtęci(II) i wylot probówki zamykamy korkiem z rurką odprowadzającą. Probówkę ogrzewamy płomieniem palnika gazowego. Zbieramy wydzielający się gaz nad wodą, tak jak przedstawiono to na rysunku. Obserwujemy zachodzące zmiany. Identyfikujemy powstały gaz.



Rys. 11 Rozkład tlenku rtęci(II)

Informacje szczegółowe

Ten sposób otrzymywania tlenu na skalę laboratoryjną należy potraktować jako informację o jednym ze sposobów otrzymywania tlenu. Autorzy nie polecają jednak zastosowania tej metody praktycznie na lekcjach chemii ze względu na powstającą w produktach rozkładu rtęć, z którą dalszy tok postępowania objęty jest szczególnymi przepisami i normami dotyczącymi postępowania z substancjami i preparatami niebezpiecznymi.

Oprócz tego pary rtęci są silnie toksyczne. Są inne metody otrzymywania tlenu na skalę laboratoryjną, w których nie powstają toksyczne substancje niebezpieczne.

Spostrzeżenia

Pod wpływem ogrzewania czerwonego tlenku rtęci(II) zmieniała się jego barwa. Równocześnie w probówce umieszczonej w krystalizatorze z wodą zebrała się substancja gazowa. Po pewnym czasie w probówce z tlenkiem rtęci(II) powstała rtęć. Ponieważ rozkładowi uległ tlenek rtęci(II), to gazem, który zebrał się w probówce, powinien być tlen. Można sprawdzić jego obecność, wprowadzając do próbki tłące się łuczywo. W wyniku tej próby tłące się łuczywo zapala się i rozbłyskuje płomieniem.

Wnioski

Powstałym w tej reakcji chemicznej gazem jest tlen. Tlenek rtęci(II) uległ reakcji chemicznej rozkładu.

Reakcjami chemicznymi analizy - rozkładu nazywamy te reakcje chemiczne, w wyniku których z jednej substancji złożonej powstaje kilka substancji prostszych.

W przypadku tego doświadczenia z tlenku rtęci(II) powstaje rtęć i tlen.

Doświadczenie 12:

OTRZYMYWANIE TLENU Z MANGANIANU(VII) POTASU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z innym laboratoryjnym sposobem otrzymywania tlenu niż w poprzednim doświadczeniu.

Zadanie laboratoryjne

Znając sposób otrzymywania tlenu z tlenku rtęci(II) i wiedząc, że tą samą metodą można posłużyć się również w tym przypadku zaprojektuj sposób otrzymywania tlenu z manganianu(VII) potasu.

Odczynniki:

około 15 g manganianu(VII) potasu

Sprzęt:

probówka z korkiem z rurką odprowadzającą, probówka do zbierania gazu, krystalizator, łapa, statyw

Przebieg doświadczenia

W probówce umieszczamy manganian(VII) potasu. Następnie zamykamy jej wylot korkiem z rurką odprowadzającą, której koniec umieszczamy w pro-

bówcę napełnionej wodą i zanurzonej w krystalizatorze z wodą. Następnie ogrzewamy ostrożnie probówkę z manganianem(VII) potasu i obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Należy zwrócić szczególną uwagę na kolejność czynności pod koniec wykonywania eksperymentu. Najpierw wyjmujemy rurkę z wody w krystalizatorze, a dopiero potem przerywamy ogrzewanie probówki. W przeciwnym razie, na skutek różnicy temperatur, w układzie wytworzy się podciśnienie. To spowoduje zassanie zimnej wody z krystalizatora poprzez rurkę do gorącej probówki co może być przyczyną jej popękania i wydostania się jej zawartości na zewnątrz. Jest to bardzo niebezpieczne!

Spostrzeżenia

Do probówki z wodą przedostają się pęcherzyki gazu, które wypełniają ją zajmując miejsce wody. Tłące się łuczywo wprowadzone do probówki z zebrany gazem gwałtownie zapalało się. Wskazywało to na obecność tlenu.

Wnioski

W wyniku termicznego rozkładu manganianu(VII) potasu otrzymuje się tlen. Jest to kolejny przykład reakcji chemicznej analizy oraz jeden ze sposobów otrzymywania tlenu na skalę laboratoryjną.

Doświadczenie 13:

OTRZYMYWANIE TLENU Z NADTLENU WODORU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie z prostym sposobem otrzymywania tlenu, w wyniku którego nie powstają odpady niebezpieczne,
- zapoznanie uczniów z pojęciem katalizator.

Zadanie laboratoryjne

Należy otrzymać tlen z nadtlenu wodoru.

Odczynniki:

15% roztwór nadtlenu wodoru, tlenek manganu(IV)

Sprzęt:

Kolba kulista okrągłodenna o pojemności 250 cm³, korek z rurką odprowadzającą, cylinder miarowy, kolby stożkowe o pojemności 250 cm³, korki do kolb, statyw metalowy z łapą, krystalizator o pojemności 1500 cm³

Przebieg doświadczenia

Kolbę umieszczamy w łapie statywu i wlewamy do niej 200 cm³ roztworu wody utlenionej. Następnie zamykamy jej wylot korkiem z rurką odprowadzającą i ustalamy w jakiej odległości należy ustawić krystalizator z wodą. Do krystalizatora nalewamy wodę i wkładamy kolbę stożkową wypełnioną wodą i odwróconą dnem do góry. Koniec rurki odprowadzającej wkładamy pod wodą do szyjki kolby. Dalej uchylamy korek i do roztworu wody utlenionej wsypujemy około 0,5 g tlenku manganu(IV). Obserwujemy zachodzące zmiany. Po wypełnieniu się kolby powstałym gazem zamykamy jej wylot korkiem i stawiamy obok.

Informacje szczegółowe

Reakcję chemiczną katalitycznego rozkładu wody utlenionej pod wpływem tlenku manganu(IV) można również przeprowadzić w przypadku braku tego tlenku przy pomocy niewielkiej ilości (kilka kryształów) manganianu(VII) potasu.

Nie należy stosować większych ilości tlenku manganu(IV) lub manganianu(VII) potasu niż podano w opisie ponieważ reakcja chemiczna rozkładu wody utlenionej będzie zachodzić zbyt gwałtownie co może spowodować przedostanie się zawartości kolby do odbieralnika.

Spostrzeżenia

Po dodaniu niewielkiej ilości tlenku manganu(IV) rozpoczęła się reakcja chemiczna. W wyniku tej reakcji otrzymano tlen, który wypełnił wnętrze kolby umieszczonej w krystalizatorze. Po reakcji chemicznej w kolbie pozostała taka sama ilość tlenku manganu(IV) jak na początku reakcji.

Wnioski

Nadtlenek wodoru pod wpływem tlenku manganu(IV) ulega rozkładowi.

W wyniku tej reakcji chemicznej otrzymano tlen. Tlenek manganu(IV) nie bierze udziału w tej reakcji ponieważ nie ulega z jej upływem. Substancje chemiczne, które powodują szybszy przebieg reakcji chemicznej lecz same nie biorą w niej udziału, czyli nie są substratem reakcji, nazywamy katalizatorami.

Doświadczenie 14:

BIELĄCE WŁAŚCIWOŚCI TLENU

Cel doświadczenia:

- wykazanie różnic we właściwościach chemicznych tlenu w postaci atomowej oraz tlenu w postaci cząsteczkowej.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykazać różnice we właściwościach tlenu w postaci atomowej oraz tlenu cząsteczkowego, mając do dyspozycji barwną tkaninę, dwie elektrody węglowe i roztwór siarczanu(VI) sodu.

Odczynniki:

2% roztwór siarczanu(VI) sodu

Sprzęt:

zlewka, dwie elektrody węglowe, barwna tkanina bawełniana, źródło prądu stałego (np. bateria 4,5V)

Przebieg doświadczenia

Jedną z elektrod (anodę) owijamy kilkoma warstwami barwnej, łatwo odbarwiającej się tkaniny. Następnie do zlewki z roztworem siarczanu(VI) sodu wstawiamy obie elektrody. Elektrode owiniętą tkaniną łączymy z dodatnim biegunem źródła prądu a drugą elektrodę (katodę) łączymy z ujemnym biegunem źródła prądu stałego. Eksperyment należy prowadzić około 10 minut. Po upływie tego czasu przerywamy przepływ prądu przez układ i zdejmujemy tkaninę z elektrody. Obserwujemy powstałe zmiany na tkaninie i wyjaśniamy dlaczego tak się stało.

Informacje szczegółowe

Do doświadczenia najlepiej użyć bawełnianej tkaniny o barwie niebieskiej, ponieważ w tym przypadku następuje wyraźny efekt odbarwienia. Elektrody węglowe można umocować w kawałku grubego kartonu lub na plastikowej płytce z otworami.

Spostrzeżenia

Okazało się, że warstwa tkaniny bezpośrednio przylegająca do anody odbarwiła się. Pozostała część tkaniny nieznacznie zmieniła zabarwienie na jasnoniebieskie.

Wnioski

Tlen w postaci atomowej wydzielający się w wyniku przepływu prądu elektrycznego przez roztwór siarczanu(VI) sodu, ma właściwości wybielające. Szybko jednak łączy się w cząsteczki dwuatomowe, gdyż trzecia i kolejne warstwy tkaniny pozostały nie odbarwione. ***Tlen w postaci atomowej jest bardziej reaktywny chemicznie niż tlen w postaci cząsteczkowej.***

Doświadczenie 15:

SPALANIE GLICEROLU

Cel doświadczenia:

- ukazanie w efektowny sposób reakcji chemicznej spalania glicerolu,
- zapoznanie uczniów z przykładem reakcji gwałtownego utleniania - spalania,
- wykazanie, że proste i efektowne doświadczenie może wzbudzić zainteresowanie uczniów wykonywaniem różnych chemicznych eksperymentów, a także spowodować większe zainteresowanie chemią.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykazać jakie zmiany zajdą w wyniku działania glicerolu na manganian(VII) potasu, oraz próba przewidywania przebiegu doświadczenia wiedząc, że manganian(VII) potasu ma właściwości silnie utleniające.

Odczynniki:

glicerol, manganian(VII) potasu

Sprzęt:

płytką ognioodporną, parownica, wkraplacz, moździerz z tłuczkiem

Przebieg doświadczenia

Wkraplaczem наносimy kilka kropel glicerolu na stożek usypany z manganianu(VII) potasu na ognioodpornej płycie. Obserwujemy zmiany, które zajdą po chwili.

Informacje szczegółowe

Stożek z manganianu(VII) potasu usypujemy na płycie ognioodpornej lub w przypadku jej braku można zastosować parownicę. Aby obserwować wpływ wielkości powierzchni kryształów na szybkość reakcji chemicznej utleniania, można usypać dwa stożki manganianu o różnym rozdrobnieniu kryształów. Pokaz należy przeprowadzać pod wyciągiem, z zachowaniem szczególnych środków bezpieczeństwa i z zastosowaniem okularów ochronnych. Podczas reakcji chemicznej mogą być wyrzucane kryształy manganianu(VII) potasu, które w zetknięciu z substancjami organicznymi łatwo wybuchają.

Spostrzeżenia

Po krótkim czasie nastąpiło utlenianie glicerolu, co objawiało się gwałtownym przebiegiem reakcji chemicznej, której towarzyszył wysoki płomień o barwie fioletowożółtej i snop rozbłyskujących iskier.

Wnioski

Doświadczenie przedstawia proces gwałtownego utleniania. Początkowo powolne utlenianie glicerolu manganianem(VII) potasu, ulega znacznemu przyspieszeniu ze wzrostem ilości wytworzonego ciepła, aby ostatecznie doprowadzić do zapalenia się substratów. Glicerol w obecności substancji silnie utleniającej, jaką jest manganian(VII) potasu, utlenia się do tlenku węgla(IV) i do wody.

Reakcje chemiczne gwałtownego utleniania nazywamy spalaniem.

Doświadczenie 16:**UTLENIANIE ŻELAZA W NACZYNIU Z KONTROLĄ ZMIANY MASY****Cel doświadczenia:**

- zapoznanie uczniów z reakcją chemiczną zachodzącą pomiędzy żelazem i tlenem,
- zrozumienie, na czym polega reakcja chemiczna i dlaczego należy uwzględniać współczynniki w równaniach reakcji chemicznych.

Zadanie laboratoryjne

Przedstawić, jak przebiega reakcja chemiczna żelaza z tlenem w układzie zamkniętym.

Odczynniki:

pył lub opiłki żelaza 10g

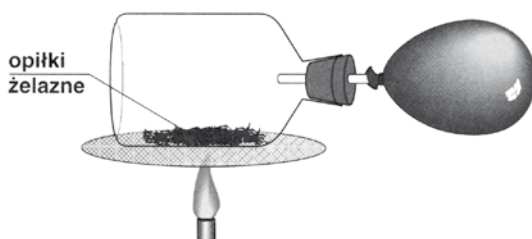
Sprzęt:

kolba kulista lub cienkościenne butelka o pojemności 500 cm³, waga laboratoryjna, palnik gazowy, korek z rurką szklaną, gumowy balon

Przebieg doświadczenia

W kolbie kulistej lub cienkościennej butelce umieszczamy opiłki żelaza i zamykamy jej wylot korkiem z osadzoną w nim rurką szklaną. Na końcu tej rurki przywiązujemy gumowy balon lekko nadmuchany. Wyznaczamy masę całego zestawu, po czym ogrzewamy kolbę lub butelkę przez kilka minut płomieniem palnika. Następnie ochłodzone naczynie z balonem ponownie ustawiamy na wadze i wyznaczamy jego masę.

Co obserwujemy i jaki można na tej podstawie sformułować wniosek?



Rys. 12. Ogrzewanie opiłków żelaza w zamkniętej butelce

Informacje szczegółowe

Opiłki żelaza w kolbie lub butelce należy rozmieścić wzdłuż ścianki cienką warstwą, aby utlenianie żelaza podczas ogrzewania następowało możliwie jak najszybciej. Ogrzewanie należy zakończyć, gdy opiłki żelaza w całości pokryją się czarnym nalotem tlenku.

Spostrzeżenia

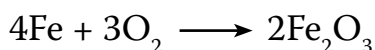
Podczas ogrzewania opiłków żelaznych balon zmniejszył swoją objętość, a opiłki zmieniły swoją barwę na czarną. Po zakończeniu ogrzewania i ochłodzeniu kolby lub butelki a następnie jej ponownym zważeniu okazało się, że masa całego zestawu nie uległa zmianie i jest taka sama jak przed wykonywaniem doświadczenia, pomimo że zaszły widoczne zmiany w jej wnętrzu.

Wnioski

Zaszła reakcja chemiczna, czego dowodem jest powstały czarny produkt, którym jest tlenek żelaza(III). Równe masy układu przed doświadczeniem i po jego wykonaniu wskazują na to, że suma mas substratów reakcji chemicznej przed doświadczeniem musi się równać sumie masie produktów reakcji po wykonaniu doświadczenia.

Jeżeli prawdziwe jest twierdzenie, że substancje chemiczne składają się z atomów, a te mają stałą masę, to tym samym ich liczba nie zmienia się w wyniku reakcji chemicznej. Dlatego należy uwzględniać obustronnie współczynniki w równaniach reakcji chemicznych

Oto równanie powyższej reakcji chemicznej:



Cztery atomy żelaza reagują z trzema cząsteczkami tlenu w wyniku czego powstają dwie cząsteczki tlenku żelaza(III).

Doświadczenie 17:**UTLENIANIE ŻELAZA W NACZYNIU Z KONTROLĄ ZMIANY MASY — WARIANT 2****Cel doświadczenia:**

- Zapoznanie z przebiegiem reakcji chemicznej na podstawie której można sformułować prawo zachowania masy.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję chemiczną utlenianie żelaza z kontrolą zmiany masy i wykazać, że masa substancji przed doświadczeniem jest równa masie otrzymanych produktów, powstałych w wyniku reakcji chemicznej. Określić niezbędny sprzęt laboratoryjny do wykonania tego eksperymentu.

Odczynniki:

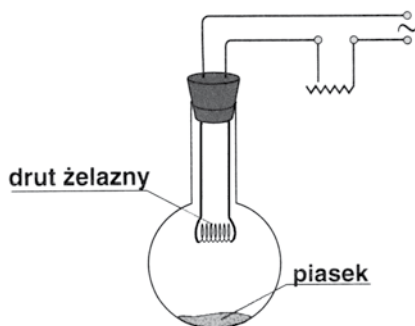
spirala z cienkiego drutu stalowego,
balon z tlenem

Sprzęt:

kolba o pojemności 1000 cm³, opornik (rezystor) 50—100Ω, źródło prądu o natężeniu 2—3 A, drut żelazny, korek gumowy, piasek

Przebieg doświadczenia

Do kolby wsypujemy niewielką ilość suchego piasku i następnie kolbę wypełniamy tlenem. Szyjkę kolby zamykamy korkiem gumowym, przez który przeprowadzamy dwa druty. Do końców drutów, zanim je wprowadzimy do kolby, przymocowujemy stalową spiralę, zapewniając dobre utrzymanie kontaktu. Ważymy kolbę i łączymy szeregowo z opornikiem końce wystających z korka drutów. Opornik podłączamy do sieci elektrycznej. Obserwujemy przebieg zachodzących zmian. Po wykonaniu doświadczenia ochłodzoną kolbę ponownie stawiamy na wadze i porównujemy jej masę z masą wyznaczoną przed doświadczeniem.



Rys. 13. Spalanie drutu żelaznego w zamkniętej kolbie

Informacje szczegółowe

Kolbę napełniamy tlenem z balonika, metodą wypierania powietrza. Druty użyte do doświadczenia powinny mieć grubość przynajmniej 1 mm. Spiralka może pochodzić od niesprawnej kuchenki elektrycznej lub żelazka.

Spostrzeżenia

Po podłączeniu prądu, drut żelazny spalał się gwałtownie. Masa kolby wyznaczona przed i po reakcji chemicznej pozostała niezmienną.

Wnioski

Masa substancji użytych do reakcji chemicznej jest równa masie otrzymanych produktów.

Doświadczenie to jest potwierdzeniem prawa zachowania masy, które mówi, że suma mas substratów przed reakcją chemiczną jest równa sumie mas produktów powstałych po reakcji chemicznej.

Doświadczenie 18:**BADANIE FIZYCZNYCH WŁAŚCIWOŚCI TLENKU WĘGLA(IV)****Cel doświadczenia:**

- zapoznanie się uczniów, podczas wykonywania prostych doświadczeń chemicznych z właściwościami fizycznymi tlenku węgla(IV),
- kształcenie umiejętności uczniów związanych z podstawowymi czynnościami laboratoryjnymi,
- kształcenie umiejętności chemicznego myślenia na podstawie wyjaśniania przebiegu doświadczeń.

Zadanie laboratoryjne

Zaprojektować metody badania takich właściwości tlenku węgla(IV) jak: rozpuszczalność w wodzie oraz gęstość względem powietrza. Zastanowienie się nad sposobem stwierdzania obecności tlenku węgla(IV) w różnych eksperymentach.

I. Otrzymywanie tlenku węgla(IV) z wody sodowej**Odczynniki:**

butelka z gazowaną wodą mineralną, woda wapienna

Sprzęt:

korek z rurką odprowadzającą, cylinder miarowy

Przebieg doświadczenia

Butelkę z gazowaną wodą mineralną zamykamy korkiem z rurką szklaną do odprowadzania gazu i umieszczamy ją w naczyniu z gorącą wodą. Drugi koniec rurki wkładamy do cylindra miarowego tak, by jej koniec znajdował się w połowie wysokości cylindra. Następnie wlewamy do cylindra wodę wapienną i całą zawartość, po zamknięciu wylotu cylindra korkiem, mocno wstrząsamy. Jakie obserwuje się zmiany ?

Spostrzeżenia

W wyniku ogrzewania z butelki wydobywają się pęcherzyki gazu. Po wlewniu do cylindra wody wapiennej nastąpiło jej zmętnienie.

Wnioski

Wraz ze wzrostem temperatury zmniejsza się rozpuszczalność tlenku węgla(IV) w wodzie. Mętnienie wody wapiennej jest potwierdzeniem obecności tlenku węgla(IV) w cylindrze. Możliwość zbierania tlenku węgla(IV) w otwartym naczyniu świadczy o tym, że **jego gęstość jest większa od gęstości powietrza**.

II. Badanie gęstości tlenku węgla(IV) względem powietrza

Przebieg doświadczenia

Napełniamy zlewkę tlenkiem węgla(IV), przykrywamy tekturą, a następnie przelewamy go do drugiej zlewki, na dnie której pali się świeca. Obserwujemy, co dzieje się z płomieniem świecy.

Odczynniki:

świeczki długości ok. 3 cm, marmur, kwas solny

Sprzęt:

dwie zlewki o pojemności jedna 250 cm³ i druga 500 cm³, cylinder miarowy lub zlewka o pojemności 500 lub 1000 cm³, pasek blachy, zestaw do otrzymywania tlenku węgla(IV), tektura

Spostrzeżenia

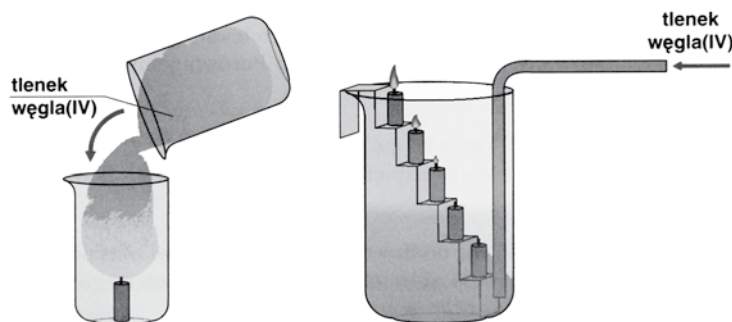
Pod wpływem gazu ze zlewki świeca gaśnie.

W drugiej części doświadczenia do dużej zlewki wstawiamy schodki wykonane z pociętej blachy. Do każdego schodka przyklejamy po niewielkim kawałku świeczki, które następnie zapalamy. Dalej na dno naczynia opuszczamy rurkę połączoną z aparatem do otrzymywania tlenku węgla(IV) i przepuszczamy przez nią strumień tego gazu.

Informacje szczegółowe

Pasek blachy służy do wykonania stopni (schodków), na które stawiane są świeczki. Najlepiej gdyby był o szerokości 2—4 cm i długości 25—30 cm. Można również przyjąć inne wymiary, lecz wtedy należy dopasować do nich wielkość zlewki.

Gdy w doświadczeniu zgaśnie przedostatnia świeczka, wówczas gaz przepuszczamy jeszcze przez chwilę, aby wykazać, że górna świeczka nie gaśnie, ponieważ tlenek węgla(IV) jako gaz o gęstości większej od gęstości powietrza przelewa się przez brzegi naczynia. Zatem nie ugasi płomienia świecy wystającej ponad górną krawędź zlewki.



Rys. 14. Badanie gęstości tlenku węgla(IV) i wpływu na płomień

Spostrzeżenia

Świece gasły kolejno od najniższej umieszczonej, do najwyższej. Górna świeczka której płomień wystaje tuż nad krawędzią zlewki nie zgasła.

Wnioski

Tlenek węgla(IV) ma gęstość większą od gęstości powietrza i dlatego wypiera on z naczyń powietrze i zajmuje ich całą objętość.

Dlatego gaz ten można zbierać w otwartym naczyniu.

Tlenek węgla(IV) nie podtrzymuje palenia.

III. Wykrywanie tlenku węgla(IV)

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów ze metodami wykrywania tlenku węgla(IV) w najbliższym otoczeniu,
- zastosowanie metod wykrywania tlenku węgla(IV) w analizie chemicznej.

Odczynniki:

tlenek węgla(IV) zebrany w cylindrze, woda wapienna

Sprzęt:

palnik, cylinder o pojemności 500 cm³, probówki, płytka szklana, łuczywo, zlewka

Przebieg doświadczenia

Do zlewki z tlenkiem węgla(IV) wkładamy płonące łuczywo. Obserwujemy co dzieje się z płomieniem łuczywa.

Następnie wlewamy ostrożnie około 100 cm³ wody wapiennej. Zawartością naczyniem energicznie wstrząsamy. Część roztworu przelewamy do jednej

próbówki, a do drugiej wlewamy czystą wodę wapienną. Porównujemy wygląd roztworów w obu próbówkach.

Spostrzeżenia

Płonące łuczywo po włożeniu do zlewki z tlenkiem węgla(IV) zgasło. Natomiast woda wapienna pod wpływem tego tlenku uległa zmętnieniu.

Wnioski

Tlenek węgla(IV) nie podtrzymuje palenia.

Pod wpływem tlenku węgla(IV) woda wapienna mętnieje.

Niepodtrzymywanie palenia się płomienia oraz mętnienie wody wapiennej są to dwoma sposobami na stwierdzenie obecności tego gazu.

Doświadczenie 19:

WYKRYWANIE TLENKU WĘGLA(IV) W POWIETRZU WYDYCHANYM Z PŁUC

Cel doświadczenia:

- zbadanie, czy w powietrzu wydychanym z płuc znajduje się tlenek węgla(IV).

Zadanie laboratoryjne

Z zaproponowanego w nadmiarze sprzętu i odczynników chemicznych należy wybrać tylko te, które są niezbędne do wykonania doświadczenia.

Należy również zaplanować sposób wykrywania tlenku węgla(IV) w powietrzu.

Odczynniki:

woda wapienna, woda destylowana

Sprzęt:

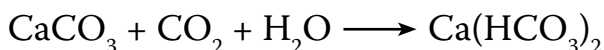
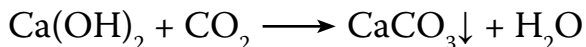
zlewka, rurka szklana, moździerz, bagietka szklana, cylinder miarowy, próbówka z korkiem z rurką odprowadzającą, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do zlewki wlewamy wodę wapienną i zanurzamy w niej koniec rurki szklanej, przez którą wprowadzamy powietrze z płuc przez określony czas.

Informacje szczegółowe

Dłuższe przepuszczanie tlenku węgla(IV) przez wodę wapienną powoduje powstanie wodorowęglanu wapnia, który dobrze rozpuszcza się w wodzie. Proces ten zachodzi w myśl równania reakcji:



Dlatego też nadmiar tlenku węgla(IV) w stosunku do użytej wody wapiennej powoduje rozpuszczanie się otrzymanego osadu węglanu wapnia co może być przyczyną sformułowania niewłaściwych wniosków.

Spostrzeżenia

Pod wpływem powietrza wydychanego z płuc do wody wapiennej następuje jej mętnienie.

Wnioski

W powietrzu wydychanym z płuc jest obecny tlenek węgla(IV).

Doświadczenie 20:**GASZENIE POŻARU ZA POMOCĄ TLENKU WĘGLA(IV)****Cel doświadczenia:**

- wykazanie w prosty sposób właściwości niepodtrzymywania palenia się płomienia przez tlenek węgla(IV),
- zwrócenie uwagi na możliwość zastosowania, ze względu na powyższą właściwość, tlenku węgla(IV) w pożarnictwie.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykorzystać określone wiadomości o właściwościach fizycznych tlenku węgla(IV) do gaszenia palącej się benzyny.

Określić, które właściwości tlenku węgla(IV) należy wziąć pod uwagę, aby ugasić nim palący się płomień?

Wymienić różne zastosowania tlenku węgla(IV) ze względu na podane jego właściwości.

Odczynniki:

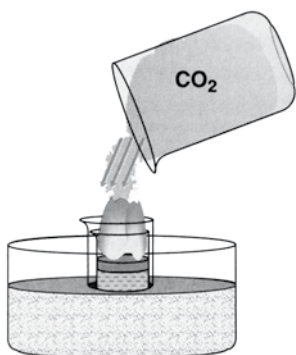
tlenek węgla(IV), benzyna

Sprzęt:

miska metalowa lub porcelanowa o grubych ściankach, zlewki o pojemności 200 cm³ i 100 cm³, piasek

Przebieg doświadczenia

Miskę wypełniamy piaskiem i wstawiamy do niej większą zlewkę. Do mniejszej zlewki wlewamy około 10 cm³ benzyny i umieszczamy ją w większej zlewce. Benzynę zapalamy przez wrzucenie palącej się zapalki. Następnie ostrożnie wlewamy do zlewki z benzyną wodę. Obserwujemy co się dzieje. Dalej stosujemy zlewkę z tlenkiem węgla(IV) do ugaszenia palącej się benzyny.



Rys. 15. Gaszenie płomienia tlenkiem węgla(IV)

Informacje szczegółowe

W celu zwiększenia bezpieczeństwa doświadczenie wykonujemy pod wyciągiem laboratoryjnym (dygestorium) lub na otwartym powietrzu. Z otoczenia należy usunąć wszystkie substancje łatwo palne. Wodę do palącej się benzyny dodajemy po to, aby stwierdzić, że w ten sposób nie można ugasić płomienia palących się substancji łatwo palnych.

Spostrzeżenia

Po wlewaniu wody do palącej się benzyny, wypływa ona na powierzchnię wody, lecz nie przestaje się palić. Po przechyleniu zlewki z tlenkiem węgla(IV) i „wylaniu” go na palącą się benzynę nastąpiło ugaszenie płomienia.

Wnioski

Tlenek węgla(IV) nie podtrzymuje palenia i jest cięższy czyli ma większą gęstość od gęstości powietrza. Dlatego gaz ten można wykorzystać do gaszenia płomienia, na przykład w pożarnictwie.

Doświadczenie 21:

MODEL GAŚNICY PIANOWEJ

Cel doświadczenia:

- przedstawienie uczniom trzech modeli gaśnicy pianowej i zasady działania gaśnic pianowych.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaprojektować różne modele pianowych. Wykonując odpowiednie doświadczenia, wykaż różnice w działaniu każdej z gaśnic.

Odczynniki:

stężony roztwór wodorowęglanu sodu czyli sody oczyszczonej, roztwór mydła, stężony kwas siarkowy(VI)

Sprzęt:

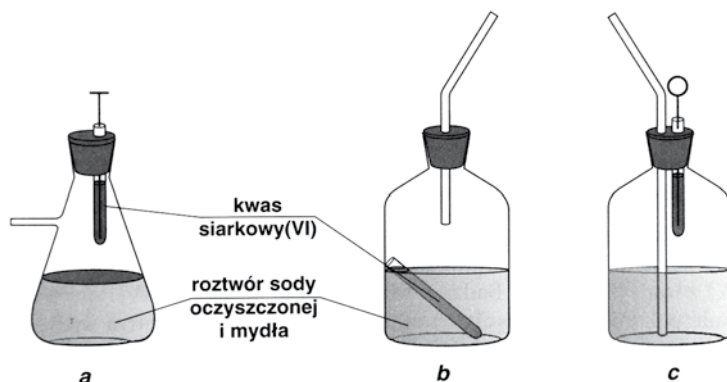
probówka o średnicy 1 cm, korek gumowy, gwóźdź lub drut z odpowiednio dopasowanym korkiem gumowym, rurka szklana, kolby z bocznym otworem lub butelki o pojemności 500 cm³, mocny sznurek lub drut

Przebieg doświadczenia

Do wykonania gaśnicy potrzebna jest grubościenna kolba z bocznym otworem lub butelka, do której wlewamy około 300 cm³ stężonego roztworu wodorowęglanu sodu oraz dodajemy roztwór mydła w celu wytworzenia piany. Kolbę lub butelkę zamykamy szczelnie korkiem gumowym i umocowujemy w nim probówkę ze stężonym kwasem siarkowym(VI). Tę probówkę zamykamy korkiem z wstawionym długim gwoździem lub drutem. Można również inaczej: najpierw do butelki wstawić probówkę z kwasem siarkowym(VI), a następnie jej wylot zamknąć korkiem.

Informacje szczegółowe

Demonstrując uczniom działanie jednego z modeli gaśnicy pokazanych na rysunku, należy wykonać pewne czynności uzależnione od budowy gaśnicy. W przypadku modelu „a” uderzamy twardym przedmiotem w gwóźdź, który przebija probówkę z kwasem. Kwas wylewa się do roztworu znajdującego się w kolbie. W przypadku modelu „b” przechylamy butelkę w celu wylania kwasu. W modelu „c” także uderzamy w drut umieszczony w probówce. Powstały w dnie probówki otwór, pozwala na przedostanie się kwasu do wnętrza butel-

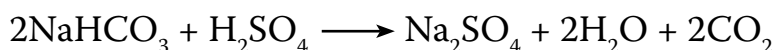


Rys. 16. Działające modele gaśnicy pianowej

ki. Następnie butelkę odwracamy dnem do góry.

Spostrzeżenia

Wlany do wnętrza kolby lub butelki kwas reaguje z roztworem wodorowęglanu sodu w myśl równania reakcji:



Kierując otwór kolby lub rurkę butelki w stronę zaimprovizowanego pożaru, gasimy płomień. Wydzielony gaz unosi się do góry, spienia roztwór mydła a powstające ciśnienie wyrzuca przez otwór na zewnątrz pianę, której bańki mydlane napełnione są tlenkiem węgla(IV).

Wnioski

Reakcja chemiczna wodorowęglanów z kwasami może być wykorzystana w gaśnicach pianowych do gaszenia pożaru.

Doświadczenie 22:

SPALANIE MAGNEZU W TLENKU WĘGLA(IV)

Cel doświadczenia:

- wykazanie, że niektóre substancje mogą spalać się w tlenku węgla(IV),
- potwierdzenie składu chemicznego tlenku węgla(IV).

Zadanie laboratoryjne

Należy wykazać, że magnez może ulegać reakcji chemicznej spalania w atmosferze tlenku węgla(IV). Na podstawie doświadczenia należy określić skład chemiczny tlenku węgla(IV).

Odczynniki:

tlenek węgla(IV), wstążka magnezowa

Sprzęt:

palnik gazowy, szczypce metalowe, naczynie z wodą, lejek, sącdek, zlewka, łuczywo

Zadanie problemowe

Sprawdzono, że tlenek węgla(IV) nie podtrzymuje palenia się różnych substancji chemicznych.

1. Sytuacja problemowa:

Mając do dyspozycji zaproponowany sprzęt i odczynniki, sprawdź, jak będzie zachowywać się podgrzany magnez w atmosferze tlenku węgla(IV).

2. Sformułowanie problemu:

Jeżeli zachodziłaby jakaś reakcja chemiczna pomiędzy magnezem a tlenkiem węgla(IV), to należy sprawdzić, jaka jest różnica pomiędzy spalaniem magnezu w powietrzu a w tlenku węgla(IV) oraz co można powiedzieć o powstałych produktach reakcji chemicznych.

3. Niezbędna wiedza:

Skład chemiczny powietrza, skład chemiczny tlenku węgla(IV), reakcje chemiczne spalania.

4. Analiza obserwacji:

Po wprowadzeniu palącego się magnezu z atmosfery powietrza do zlewki z tlenkiem węgla(IV), następuje jego dalsze spalanie się. Zachodziła więc reakcja chemiczna. Otrzymany produkt reakcji jest białą substancją, a na ściankach zlewki znajduje się czarny, tłusty nalot, podobny do sadzy.

5. Hipotezy wyjaśniające:

Produktem spalania magnezu w tlenku węgla(IV) jest węgiel, który w postaci sadzy wydzielił się na ściankach zlewki. Powstałą białą substancją jest tlenek magnezu. W wyniku spalania magnezu w tlenku węgla(IV) powstaje węgiel,

lecz białą substancją może być tlenek magnezu, powstały z równorzędnej reakcji magnezu z tlenem pochodzącym z powietrza.

6. Weryfikacja eksperymentalna:

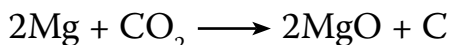
Raz jeszcze spalamy magnez w powietrzu w zlewce i magnez w tlenku węgla(IV). Obserwujemy w obu przypadkach powstanie takiej samej białej substancji, lecz oprócz tego w zlewce z tlenkiem węgla(IV) powstaje sadza. Po reakcji chemicznej wkładamy do zlewki, w której znajdował się tlenek węgla(IV), płonące łuczywo.

7. Dyskusja wyników:

Magnez zapalony na powietrzu i przeniesiony do naczynia z tlenkiem węgla(IV) w dalszym ciągu palił się. Zaszła reakcja chemiczna pomiędzy tlenkiem węgla(IV) i magnezem, w wyniku której powstał tlenek magnezu i węgiel. Magnez odebrał atomy tlenu od cząsteczki tlenku węgla(IV) i utworzył tlenek magnezu. Pozostał więc węgiel w postaci sadzy. Produkty tej reakcji chemicznej świadczą o tym, że tlenek węgla(IV) jest zbudowany z atomów węgla i atomów tlenu.

8. Sformułowanie odpowiedzi:

Podczas spalania magnezu w tlenku węgla(IV) powstaje tlenek magnezu i węgiel. Można to przedstawić za pomocą równania reakcji chemicznej w następujący sposób:



Dwa atomy magnezu reagują z jedną cząsteczką tlenku węgla(IV) i powstają dwie cząsteczki tlenku magnezu oraz jeden atom węgla.

Cząsteczka tlenku węgla(IV) składa się z jednego atomu węgla i dwóch atomów tlenu.

Informacje szczegółowe

Podczas wykonywania tego doświadczenia bardzo często trudno jest dostrzec węgiel w postaci sadzy, jako produkt reakcji. Aby efekt doświadczenia poprawić, należy zbliżyć palący się magnez do ścianek zlewki. Wtedy na szkle powstanie wyraźny nalot sadzy.

W przypadku braku wstążki magnezowej do doświadczenia można użyć wiórków magnezowych na łyżce do spalań.

Doświadczenie 23:**REAKCJA CHEMICZNA MAGNEZU Z SUCHYM LODEM****Cel doświadczenia:**

- wykazanie, że magnez reaguje w odpowiednich warunkach z tlenkiem węgla(IV),
- uświadomienie uczniom, że określenie „spalanie” odnosi się nie tylko do gwałtownych reakcji pierwiastków chemicznych z tlenem,
- ustalenie składu jakościowego tlenku węgla(IV).

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić czy magnez może reagować w odpowiednich warunkach z tlenkiem węgla(IV) w postaci suchego lodu.

Odczynniki:

magnez wióry, magnez wstążka, kostka suchego lodu

Sprzęt:

palnik gazowy, łyżka do odczynników, grube bawełniane rękawice ochronne, blacha metalowa

Przebieg doświadczenia

W kostce suchego lodu o wymiarach 10cm x 10cm x 10cm żłobimy łyżką wgłębienie. Następnie w to miejsce wsypujemy porcję wiórów magnezowych i jako zapalnik umieszczamy dodatkowo kawałek wstążki magnezowej, której jeden z końców dotyka wiórów magnezowych, a drugi wystaje ponad powierzchnię lodu. Do wystającego końca wstążki magnezowej zbliżamy płomień palnika gazowego w celu zainicjowania reakcji chemicznej. Obserwujemy zachodzące zmiany i wygląd powstałego produktu reakcji.

Informacje szczegółowe

Podczas przygotowywania kostki suchego lodu do doświadczenia należy założyć rękawice ochronne z grubej tkaniny bawełnianej aby uchronić dłonie przed bardzo niską temperaturą. Sublimujący suchy lód ma temperaturę około -78°C .

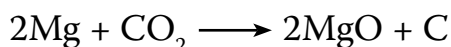
Ponieważ podczas wykonywania doświadczenia może nastąpić przepalenie dna kostki suchego lodu na drugą stronę przez palący się magnez, należy podłożyć pod nią kawałek metalowej blachy.

Spostrzeżenia

Po zapaleniu magnezu we wgłębieniu kostki suchego lodu zaszła gwałtowna reakcja chemiczna. Powstały produkt reakcji chemicznej ma postać czarnego proszku w mieszaninie z substancją o barwie białej.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej magnezu z tlenkiem węgla(IV) tworzy się węgiel w myśl równania reakcji:



W doświadczeniu powstaje tlenek magnezu, biała substancja stała i węgiel o barwie czarnej. Powstanie tych dwóch substancji chemicznych jest potwierdzeniem jakościowego składu chemicznego tlenku węgla(IV)

Można stwierdzić, że zachodzi reakcja chemiczna pomiędzy magnezem a tlenkiem węgla(IV) bez względu na stan skupienia jednego ze składników w tym przypadku tlenku węgla(IV). Zatem magnez reaguje z tlenkiem węgla(IV) w postaci gazowej i z suchym lodem.

Doświadczenie 24:

PORÓWNYWANIE WŁAŚCIWOŚCI WYBRANYCH TLENKÓW

Cel doświadczenia:

- wykazanie różnic we właściwościach tlenków różnych pierwiastków chemicznych,
- utrwalenie wzorów chemicznych wybranych tlenków.

Zadanie laboratoryjne

Należy zapoznać uczniów z tlenkami, które występują w najbliższym otoczeniu.

Zbadać właściwości kilku wybranych tlenków na podstawie ich cech zewnętrznych.

Porównać właściwości tlenków z właściwościami tworzących je metali lub niemetali.

Odczynniki:

tlenek żelaza(III), tlenek glinu, tlenek cynku, tlenek ołowiu(II),(IV), tlenek chromu(III), tlenek krzemu(IV), tlenek węgla(IV), gwóźdź żelazny, łyżka aluminiowa, próbka ołowiu, przedmiot ocynkowany, węgiel

Sprzęt:

szkiełka zegarkowe, kolba stożkowa

Przebieg doświadczenia

Na szkiełka zegarkowe sypimy próbki wybranych tlenków i odpowiednich metali. Natomiast w kolbie stożkowej zbieramy tlenek węgla(IV). Opisujemy wygląd zewnętrzny poszczególnych substancji.

Spostrzeżenia

Tlenek żelaza(III) jest substancją stałą o barwie czerwono-brunatnej; jego forma uwodniona to rdza.

Tlenek glinu jest białą substancją stałą, podobnie jak tlenek cynku potocznie nazywany białą cynkową i stosowany do wyrobu lakierów i farb olejnych oraz leków o działaniu dezynfekcyjnym.

Tlenek ołowiu(II),(IV) (minia) ma barwę pomarańczową i jest stosowany jako składnik farby zabezpieczającej metalowe konstrukcje przed korozją. Tlenek chromu(III) jest substancją stałą o barwie ciemnozielonej. Jest używany jako główny składnik farby zielonej tzw. zieleni chromowej.

Tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą o białej barwie. Jest składnikiem litosfery, na przykład piasek rzeczny zawiera go ponad 90%.

Tlenek węgla(IV) jest bezbarwną substancją gazową.

Metale i niemetale tworzące omawiane tlenki, mają inny wygląd i właściwości niż odpowiadające im tlenki.

Wnioski

Tlenki metali mają inne właściwości niż metale, od których się pochodzą.

Tlenki mogą mieć różne stany skupienia. W omawianych przypadkach stwierdzono dwa stany skupienia tlenków: stan skupienia gazowy — tlenek węgla(IV) oraz stan skupienia stały — pozostałe badane tlenki.

Doświadczenie 25:

BADANIE WPŁYWU TLENKU SIARKI(IV) NA ROŚLINY

Cel doświadczenia:

- zwrócenie uwagi uczniów na rangę problemu zanieczyszczeń powietrza,
- wykazanie negatywnych skutków obecności tlenek siarki(IV) w biosferze.

Zadanie laboratoryjne

Należy zaproponować sposób badania wpływ tlenku siarki(IV) na rośliny mając do dyspozycji wymieniony gaz i sprzęt laboratoryjny.

Odczynniki:

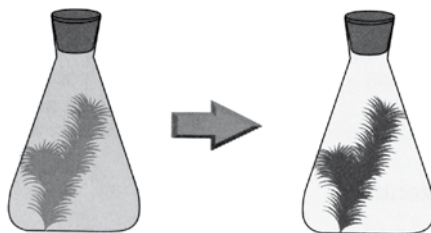
tlenek siarki(IV), zielone części roślin np. gałązka świerka

Sprzęt:

kolby stożkowe z korkami

Przebieg doświadczenia

Napełniamy kolbę stożkową tlenkiem siarki(IV) i umieszczamy w niej roślinę, po czym zamknąć wylot kolby korkiem. Po około 20 minutach obserwujemy zachodzące zmiany.



Rys. 17. Wpływ tlenku siarki(IV) na rośliny

Informacje szczegółowe

W doświadczeniu tym można stosować także roślinę liściastą. Zmiany do zaobserwowania w czasie lekcji zachodzą wówczas szybciej niż przy użyciu gałązki świerka. Użycie tej drugiej jest wskazane wtedy, gdy istnieje możliwość pokazania uczniom lasu ze skutkami oddziaływania na niego kwaśnych opadów lub przedstawienia tego problemu za pośrednictwem filmu dydaktycznego albo fotografii. Można również przeprowadzić eksperyment na dwu roślinach równocześnie: liściastej i iglastej i dokonać porównania destrukcyjnych skutków działania tlenku siarki(IV).

Spostrzeżenia

Po włożeniu zielonej rośliny do kolby z tlenkiem siarki(IV), na początku nie obserwowano żadnych zmian. Po upływie około 20 minut gałązka traci intensywną, zieloną barwę, a na igłach pojawiają się plamy koloru żółtordzawego.

Wnioski

Długotrwałe oddziaływanie tlenku siarki(IV) na środowisko jest bardzo szkodliwe. *Tlenek siarki(IV) powoduje destrukcję roślin, lasów, a także budowli i różnych innych tworzyw.*

Doświadczenie 26:**JAK ZAPOBIEGAĆ EMISJI TLENKU SIARKI(IV) DO ATMOSFERY?****Cel doświadczenia:**

- zapoznanie uczniów ze sposobem usuwania tlenku siarki(IV) metodą pochłaniania gazu przez wapno gaszone,
- uświadomienie uczniom rangi problemu związanego z przeciwdziałaniem skażeniu środowiska naturalnego człowieka.

Zadanie laboratoryjne

Zaprojektować metodę usuwania tlenku siarki(IV) ze źródła jego emisji. W doświadczeniu należy wykorzystać wodę wapienną. Określić jaką funkcję pełni woda wapienna w procesie usuwania tlenku siarki(IV)?

Sprawdzić, jakie zachodzą zmiany podczas wykonywania eksperymentu chemicznego i spróbować je wyjaśnić.

Odczynniki:

woda wapienna, roztwór oranżu metylowego, 10% roztwór wodorosiarczanu(IV) sodu

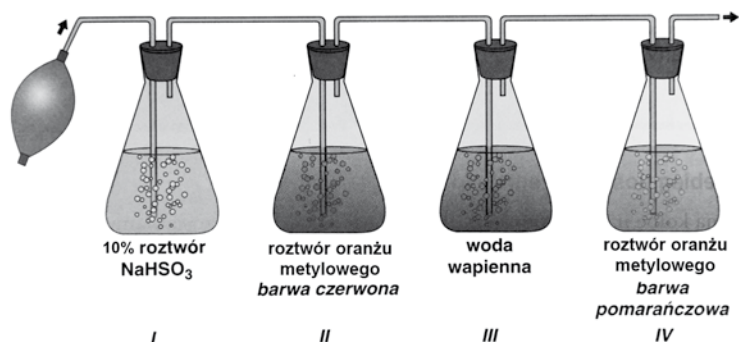
Sprzęt:

cztery kolby stożkowe, korki z rurkami do połączenia między sobą odpowiednich kolb, gumowa gruszka

Montujemy zestaw tak, jak przedstawiono go na rysunku nr 19.

Przez pierwszą płuczkę, w której znajduje się roztwór wodorosiarczanu(IV) sodu, wdmuchujemy powietrze za pomocą gumowej gruszki. Powietrze porywa za sobą tlenek siarki(IV), który wytworzył się w pierwszej płuczce i wprowadza

go do płuczki drugiej, zawierającej roztwór oranżu metylowego. Część tlenku siarki(IV) przechodzi dalej do płuczki z wodą wapienną. Następnie powietrze przechodzi przez ostatnią płuczkę, z drugim roztworem oranżu metylowego.



Rys. 18. Usuwanie tlenku siarki(IV) z powietrza

Informacje szczegółowe

Ponieważ uczniowie nie mają jeszcze wiadomości na temat wskaźników, można na tym etapie nauczania wyjaśnić, że zastosowany roztwór oranżu metylowego w środowisku o odczynie kwasowym ma barwę czerwoną, a w czystej wodzie o odczynie obojętnym przybiera barwę pomarańczową. Pomoże to w sformułowaniu przez uczniów prawidłowych wniosków wynikających ze zmiany barwy zastosowanego wskaźnika.

Spostrzeżenia

Po przejściu tlenku siarki(IV) przez pierwszą płuczkę z roztworem oranżu metylowego, zmienił on barwę na czerwoną. Przejście gazu przez kolejną płuczkę z wodą wapienną i następnie przez roztwór oranżu metylowego tym razem nie zmieniło barwy wskaźnika. Barwa pozostała pomarańczowa.

Wnioski

W płuczce z wodą wapienną tlenek siarki(IV) uległ całkowitemu pochłonięciu. Brak zmiany barwy wskaźnika ostatniej płuczki wskazuje na to, że do atmosfery wyemitowane zostało czyste powietrze, wolne od zanieczyszczenia, jakim był tlenek siarki(IV). Istnieje więc możliwość neutralizacji lub usuwania trujących dla środowiska naturalnego gazów zawartych w powietrzu, między innymi tlenku siarki(IV), który wykazuje destrukcyjne działanie w biosferze.

Doświadczenie 27: EFEKT CIEPLARNIANY

Cel doświadczenia:

- przedstawienie uczniom, na czym polega efekt cieplarniany i jakie wywołuje on skutki w biosferze.

Zadanie laboratoryjne

Należy poznać istotę efektu cieplarnianego wykonując eksperyment chemiczny z zastosowaniem poniższego sprzętem i odczynników chemicznych.

Odczynniki:

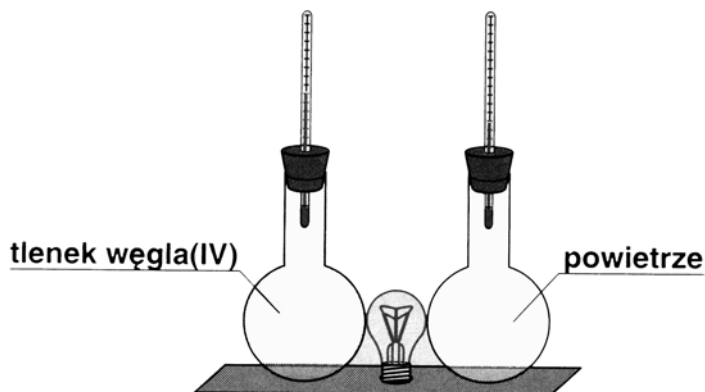
powietrze, tlenek węgla(IV)

Sprzęt:

dwie jednakowe kolby kuliste płaskodenne, korki gumowe z osadzonymi w nich termometrami, żarówka o mocy 100W

Przebieg doświadczenia

Jedną kolbę napełniamy tlenkiem węgla(IV), a drugą pozostawiamy wypełnioną powietrzem. Obie kolby zamykamy korkami, wewnątrz których umieszczone są termometry. Następnie kolby ustawiamy tak, by stały po obu stronach żarówki i stykały się z nią ściankami. Dalej włączamy żarówkę i obserwujemy wskazania termometrów z upływem czasu.



Rys. 19. Efekt cieplarniany

Informacje szczegółowe

Do doświadczenia lepiej jest użyć zwykłą żarówkę niż energooszczędną. W przypadku zastosowania zwykłej żarówki wypromieniowana zostaje większa ilość ciepła a to pozwala na szybsze obserwowanie efektu podwyższenia temperatury w obu kolbach.

Spostrzeżenia

Podczas ogrzewania zawartości obu kolb, temperatura wzrosła szybciej w kolbie zawierającej tlenek węgla(IV), co można było zaobserwować na termometrze.

Wnioski

Tlenek węgla(IV) szybciej się nagrzewa i trudniej wypromieniowuje energię cieplną niż powietrze.

Zjawisko pochłaniania i magazynowania energii cieplnej przez tlenek węgla(IV) w atmosferze nosi nazwę „efektu cieplarnianego”.

Doświadczenie 28:

ZBIERANIE I IDENTYFIKACJA TLENU WYDZIELONEGO PRZEZ ROŚLINĘ WODNĄ

Cel doświadczenia:

- uzmysłowienie uczniom, jak ważną rolę w życiu człowieka i ochrony jego naturalnego środowiska odgrywają rośliny, a zwłaszcza ich zielone części, w tworzeniu nowych zasobów tlenu,
- uświadomienie uczniom faktu nierozzerwalnej więzi człowieka z naturą.

Zadanie laboratoryjne

Mając do dyspozycji gazowaną wodę mineralną oraz wodorosty, wykaż, że rośliny wytwarzają tlen kosztem tlenku węgla(IV).

Odczynniki:

woda mineralna gazowana, wodorosty

Sprzęt:

krystalizator o pojemności 500 cm³, lejek szklany, probówka, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do krystalizatora ostrożnie wlewamy wodę mineralną, nasyconą tlenkiem węgla(IV). Następnie do wody wkładamy roślinę wodną np. wodorost i całość

nakrywamy lejkiem odwróconym nóżką do góry. Zestawiony układ pozostawiamy na około 24 godziny. Równolegle pobieramy do probówki z podobnej porcji wody mineralnej gaz przez ogrzewanie butelki i sprawdzamy jego palność. Po upływie 24 godzin uchylamy ostrożnie lejek i wprowadzamy pod jego powierzchnię tłące się łuczywo. Obserwujemy efekt tej próby. Z pozostałej w krystalizatorze wody zbieramy w probówce gaz, tak jak poprzednio przez ogrzewanie, i sprawdzamy jego palność płonącym łuczywem.

Informacje szczegółowe

Wodorosty w wodzie gazowanej najlepiej pozostawić na kilka dni w celu osiągnięcia większego stężenia tlenu. Równocześnie całość należy umieścić w miejscu dobrze nasłonecznionym, ale w taki sposób aby wieczorem zestawu nie był oświetlony. Ma to istotne znaczenie w późniejszym tłumaczeniu procesu tworzenia tlenu przez rośliny.

Spostrzeżenia

Gaz otrzymany z wody mineralnej nie podtrzymuje palenia. Tłące się łuczywo włożone pod lejek natychmiast rozbłyska płomieniem na kilka sekund. Natomiast w pozostałym roztworze nie stwierdza się już obecności tlenu węgla(IV), gdyż płonące łuczywo nie zgaśło.

Wnioski

Rośliny, a zwłaszcza ich zielone części takie jak liście, wchłaniają tlenek węgla(IV) i przetwarzają go w tlen, który następnie wydzielają do atmosfery. Dzięki temu w naszym otoczeniu zawartość tlenu nie maleje.

IV

Woda i roztwory wodne

W rozdziale zatytułowanym *Woda i roztwory wodne* uczniowie poznają najważniejsze właściwości fizyczne i chemiczne wody, które wpływają na wiele procesów, warunkujących życie na Ziemi. Uczniowie mogą przekonać się na drodze empirycznej, że woda jest związkiem chemicznym tlenu i wodoru. Po zrealizowaniu haseł programowych tego rozdziału oraz wykonaniu zaplanowanych doświadczeń, uczniowie powinni: wymienić poznane właściwości fizyczne wody; wyjaśnić znaczenie obiegu wody w przyrodzie; podać różnicę pomiędzy wodą destylowaną a naturalną; opisać fizyczne i chemiczne właściwości wodoru; omówić zasady bezpiecznego posługiwania się gazami palnymi; podać przykłady substancji rozpuszczalnych i nierozpuszczalnych w wodzie, z którymi stykają się w życiu codziennym; wykazać różnice pomiędzy roztworem a zawiesiną; omówić znaczenie wody jako rozpuszczalnika w życiu codziennym i w procesach zachodzących w przyrodzie; wyjaśnić, dlaczego podwyższona temperatura oraz szybkość mieszania i stopień rozdrobnienia zwiększa szybkość rozpuszczania się substancji stałej w wodzie; wykazać różnice między roztworem nasyconym i nienasyconym; wyjaśnić, na czym polega proces krystalizacji; podać kilka przykładów zastosowania procesu krystalizacji w życiu codziennym i w przemyśle; obliczyć stężenie procentowe roztworu oraz obliczyć masę substancji rozpuszczonej w wodzie i masę wody, znając masę roztworu i jego stężenie procentowe; wymienić kolejne czynności, które należy wykonać w celu przygotowania roztworu o określonym stężeniu procentowym.

Doświadczenie 1:

OTRZYMYWANIE WODY Z TLENU I WODORU

Cel doświadczenia:

- wykazanie w prosty sposób, że produktem spalania wodoru w powietrzu jest woda,
- określenie składu chemicznego wody.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić jakie są produkty reakcji chemicznej spalania wodoru.

Odczynniki:

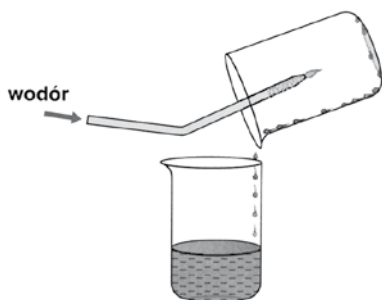
wodór, tlen z powietrza

Sprzęt:

aparatus do otrzymywania wodoru lub inne źródło wodoru, rurka metalowa lub szklana zwężająca się ku końcowi, siatka miedziana, sucha kolba lub zlewka

Przebieg doświadczenia

Po sprawdzeniu czystości wodoru otrzymanego w aparacie Kippa lub z innego źródła wodoru, łączymy za pomocą krótkiego węża gumowego źródło wodoru z metalową rurką o bardzo małym otworze lub z rurką szklaną, zwężającą się ku końcowi, zawierającą we wnętrzu miedzianą siatkę. Następnie zapalamy wodór u wylotu rurki i wprowadzamy ją do wnętrza przygotowanego naczynia.



Rys. 20. Spalanie wodoru

Informacje szczegółowe

Jeżeli do eksperymentu użyje się rurki szklanej, wówczas płomień wodoru będzie miał żółte zabarwienie pochodzące od sodu zawartego w szkło. Dlatego lepiej jest

użyć rurkę metalową, gdyż otrzymuje się wtedy właściwą barwę płomienia wodoru i równocześnie zabezpiecza się przed ewentualnym wybuchem. Wprowadzając palący się wodór do naczynia, należy zwrócić uwagę na to, aby płomień nie dotykał jego ścianek.

Spostrzeżenia

Wodór spalał się bardzo jasnym, bładoniebieskim płomieniem. Ścianki naczynia pokryły się rosą, a następnie zaczęły spływać po nich krople wody.

Wnioski

W wyniku reakcji chemicznej łączenia się wodoru z tlenem powstaje woda. Zachodzący proces można zapisać równaniem:



Woda jest tlenkiem wodoru.

Doświadczenie 2:

SYNTEZA WODY W EUDIOMETRZE

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z budową eudiometru i możliwością wykorzystania tego aparatu do przeprowadzenia syntezy wody.

Zadania laboratoryjne

Mając do dyspozycji eudiometr, należy przeprowadzić reakcję syntezy wody z tlenu i wodoru.

Odczynniki:

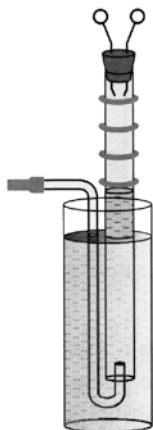
wodór, tlen

Sprzęt:

eudiometr, łuczywo

Przebieg doświadczenia

Do eudiometru wprowadzamy pod wodą czysty tlen, do wysokości dwu wyznaczonych podziałek, a następnie taką samą objętość wodoru. Dalej w eudiometrze wywołujemy iskrę elektryczną, która przeskakuje między drutami. Obserwujemy zachodzące zmiany. Notujemy, jaką objętość po reakcji zajmuje gaz pozostały w eudiometrze, oraz sprawdzamy jego palność.



Rys. 21 Synteza wody w eudiometrze

Informacje szczegółowe

Eudiometr montujemy w następujący sposób: jeden otwór grubościennej rurki szklanej zamykamy szczelnie gumowym korkiem, w którym umieszczone są dwa druty miedziane. Końce drutów w rurce zginaemy ku sobie tak, by nie stykały się ze sobą. Na rurkę nakładamy w jednakowych odstępach, mierząc od górnej krawędzi, cztery pierścienie gumowe, zaznaczając w ten sposób cztery równe objętości wewnątrz rurki. Zamiast gumowych pierścieni można wykonać na ściankach rurki odpowiednie rysy.

W celu przeprowadzenia syntezy wody należy końce drutów podłączyć do opornika (rezystora), który zasilamy prądem stałym lub zmiennym o napięciu około 8 V. W ten sposób przygotowuje się prosty eudiometr, to jest rurkę z podziałką służącą do mierzenia objętości gazów.

Spostrzeżenia

Po przyłożeniu napięcia do przewodów eudiometru i przeskoku iskry następuje lekki wybuch wewnątrz aparatu. Objętość gazu pozostałego w eudiometrze zmniejszyła się i zajmuje tylko jedną z czterech początkowych objętości. Wprowadzenie do pozostałego gazu tłącego się łuczywa, które w tych warunkach zaczyna się palić, wskazuje na obecność tlenu.

Wnioski

Podczas wybuchu zaszła reakcja chemiczna, w której dwie objętości wodoru przereagowały z jedną objętością tlenu, tworząc wodę.

Doświadczenie 3:**ROZKŁAD WODY ZA POMOCĄ PRĄDU ELEKTRYCZNEGO****Cel doświadczenia:**

- eksperyment w łatwy sposób pozwala na zbadanie składu jakościowego wody.

Zadanie laboratoryjne

Należy sprawdzić czy za pomocą wyszczególnionego sprzętu i odczynników chemicznych można przeprowadzić proces rozkładu wody. Badamy skład jakościowy wody.

Odczynniki:

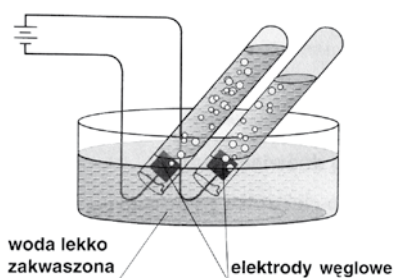
rozcieńczony roztwór kwasu
siarkowego(VI), woda

Sprzęt:

dwie probówki, krystalizator, dwie elektrody węglowe, źródło stałego prądu elektrycznego

Przebieg doświadczenia

Sprawdzamy, jakie zajądą zmiany, jeżeli do krystalizatora wlejemy wodę i umieścimy w nim dwie probówki także napełnione wodą, tak jak pokazano to na rysunku poniżej, w których znajdują się elektrody węglowe, podłączone do źródła prądu stałego. Obserwujemy zachodzące procesy i sprawdzamy, jakie powstaną gazy w wyniku tych procesów.



Rys. 22. Rozkład wody pod wpływem prądu elektrycznego.

Informacje szczegółowe

Jeżeli do doświadczenia stosuje się elektrody węglowe, to należy wodę zakwaszyć kwasem siarkowym(VI). Wówczas następuje wyraźny rozkład wody, z wydzielaniem właściwych objętości wodoru i tlenu.

Rozkład wody pod wpływem prądu elektrycznego zachodzi z dużą wydaj-

nością, gdy użyje się elektrod platynowych. Jako źródło prądu stałego można użyć zasilacza, do którego podłącza się przewody z elektrodami, lub można użyć dwu płaskich baterii o napięciu prądu wynoszącym 4,5V. Dla uatrakcyjnienia eksperymentu można wykonać go ustawiając zmontowany zestaw na płycie grafoskopu. Wtedy efekty zachodzących zmian można obserwować się na ekranie.

Spostrzeżenia

Po podłączeniu elektrod do źródła prądu stałego zachodzi reakcja chemiczna, w wyniku której w obu probówkach zbierają się pewne gazy. Po włożeniu palącego się łuczywa do probówki, w której było dwa razy więcej gazu, nastąpił charakterystyczny trzask. Był to wodór.

W drugiej probówce tłące się łuczywo zapaliło się jasnym płomieniem. Jest to dowód na obecność tlenu.

Wnioski

Za pomocą prądu elektrycznego woda ulega reakcji rozkładu na tworzące ją pierwiastki chemiczne: wodór i tlen. *W skład cząsteczki wody wchodzi atomy wodoru i atomy tlenu.*

Doświadczenie 4:

ROZKŁAD WODY ZA POMOCĄ PRĄDU ELEKTRYCZNEGO W APARACIE HOFMANNA

Cel doświadczenia:

- zbadanie składu chemicznego wody,
- przygotowanie uczniów do wykonywania prostych analitycznych czynności laboratoryjnych, takich jak zbieranie gazów i ich jakościowa identyfikacja.

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić reakcję rozkładu wody z wykorzystaniem aparatu Hofmanna, znając metodę rozkładu wody wykorzystaną w poprzednim doświadczeniu to jest za pomocą prądu elektrycznego.

Odczynniki:

kwas siarkowy(VI), woda

Sprzęt:

aparat Hofmanna, źródło prądu stałego, przewody elektryczne, dwie probówki

Przebieg doświadczenia

Aparat do elektrolizy wody napełniamy rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI). Następnie łączymy elektrody ze źródłem prądu stałego. Obserwujemy zachodzące zmiany w przestrzeniach przeelektrodowych. Wykorzystując znane sposoby identyfikacji różnych gazów, wykonujemy odpowiednie próby. W tym celu zbliżamy wylot jednej z probówek do kranu umieszczonego nad elektrodą połączoną z ujemnym źródłem prądu i otwieramy go na chwilę, aby gaz przedostał się do probówki. Do wylotu tej probówki zbliżamy palące się łuczywo. Do drugiego kranu zbliżamy tłące się łuczywo i otwieramy go. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Informacje szczegółowe

Przed przystąpieniem do pobierania wodoru z jakiegokolwiek aparatu lub zbiornika należy zawsze sprawdzić jego czystość. W tym celu zbieramy wodór w probówce i zbliżamy jej wylot do płomienia. Czysty wodór spala się spokojnie. Natomiast każda słaba eksplozja wskazuje, że mamy do czynienia z mieszaniną wybuchową. Należy wówczas powtarzać czynność tę tak długo, aż powietrze z aparatu reakcyjnego zostanie całkowicie wyparte, a ponowna próba wykaże, że uchodzący wodór jest czysty, wolny od domieszek powietrza.

Spostrzeżenia

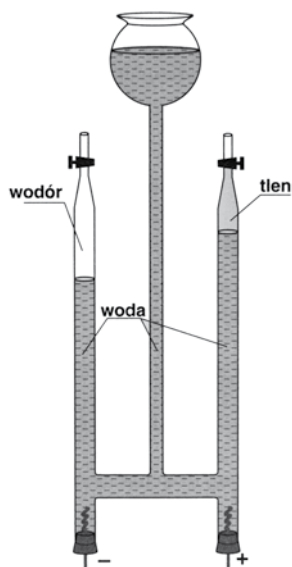
Podczas elektrolizy na elektrodach wydzielili się dwa rodzaje gazów. Przy katodzie wydzielili się wodór. Zbliżenie zapalonego łuczywa do wylotu probówki powoduje charakterystyczny trzask, towarzyszący zawsze spalaniu mieszaniny wodoru z powietrzem. Przy anodzie wydzielili się tlen. Zbliżenie tłącego się łuczywa do wylotu rurki spowodowało jego ponowne zapalenie się.

Wnioski

Woda jest związkiem chemicznym wodoru i tlenu. Z rozkładu wody otrzymujemy dwa razy większą objętość wodoru w stosunku do objętości powstałego równocześnie tlenu.

Ta objętość powstałych gazów w aparacie Hofmanna wynika ze składu chemicznego cząsteczek wody. Jedna cząsteczka wody o wzorze chemicznym

H_2O składa się z dwóch atomów wodoru i jednego atomu tlenu.



Rys. 23. Elektroliza wody w aparacie Hofmanna

Doświadczenie 5:

WPLYW POLA ELEKTRYCZNEGO NA STRUMIEŃ WODY

Cel doświadczenia:

- wykazanie, że pole magnetyczne ma wpływ na strumień wody.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać jak zachowuje się cienki strumień wody w polu elektrycznym

Odczynniki:
woda

Sprzęt:
pręt ebonitowy, wełniana tkanina

Przebieg doświadczenia

Otwieramy nad zlewem kran z wodą i tak regulujemy wypływ wody, aby tworzyła ona cienki strumień. Następnie zbliżamy do strumienia wypływającej wody pręt ebonitowy potarty wełnianą tkaniną. Obserwujemy zachodzące zjawisko.

Spostrzeżenia

Zbliżenie naelektryzowanego pręta ebonitowego do strumienia wody powoduje jego odchylenie pod odpowiednim kątem w kierunku pręta.

Wnioski

Wytworzone wokół laski ebonitowej pole elektryczne oddziałuje na strumień wody. Naładowana ujemnie laska ebonitowa przyciąga cząsteczki wody, które ustawiają się dodatnim biegunem, w kierunku ujemnego pola elektrycznego.

Doświadczenie 6:**DESTYLACJA WODY****Cel doświadczenia:**

- zapoznanie się uczniów z jednym ze sposobów oczyszczania wody,
- nawiązanie do problemów zanieczyszczenia wód i sposobów ich oczyszczania,
- zwrócenie uwagi na, problemem czystości wody w przemyśle oraz problem powstawania „kamienia kotłowego”.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując właściwość fizyczną zwaną parowaniem wody, należy przeprowadzić proces destylacji wody w temperaturze 100°C.

Odczynniki:

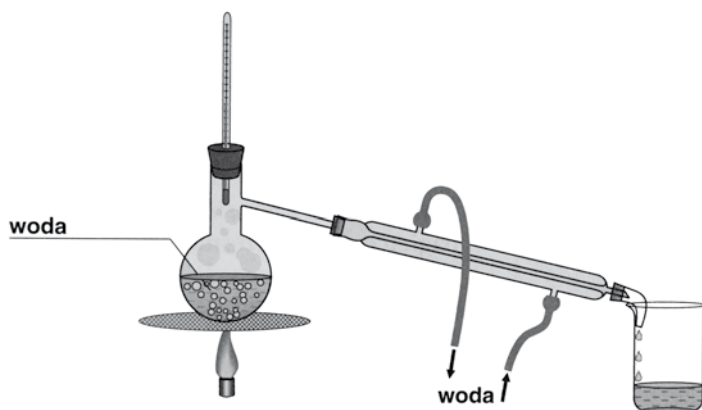
woda wodociągowa

Sprzęt:

metalowy statyw z łapą, kolba destylacyjna 100 cm³, palnik, korek gumowy z osadzonym termometrem, zlewka, chłodnica, płytka metalowa

Przebieg doświadczenia

Należy zmontować aparaturę do destylacji zgodnie z załączonym schematem. Do kolby destylacyjnej wlewamy około 50 cm³ wody i zamykamy jej wylot korkiem, zaopatrzonego w termometr ze skalą do 150°C. Następnie boczną rurkę kolby łączymy z chłodnicą wodną. Pod wylotem chłodnicy umieszczamy odbieralnik w postaci zlewki lub probówki. Rozpoczynamy ostrożne ogrzewanie kolby przez płytkę metalową. Obserwując wskazania termometru, notujemy temperaturę, w której woda zaczyna wrzeć.



Rys. 24. Destylacja wody

Informacje szczegółowe

Należy pamiętać, by do kolby destylacyjnej wrzucić kawałki potłuczonej porcelany. Zabezpiecza to wodę przed możliwością jej przegrzania i pęknięcia kolby. W wyniku przegrzania może nastąpić wyrzucenie gorącej zawartości kolby na zewnątrz połączone z jej rozsadzeniem. Termometr powinien być tak umieszczony w korku, aby zbiornik cieczy termometrycznej znajdował się na wysokości rurki bocznej kolby, która odprowadza powstałe pary do chłodnicy. Wodę należy podłączyć do chłodnicy tak, by przepływała przez nią w kierunku przeciwnym do kierunku przesuwających się par wody, a więc zgodnie z zachowaniem zasady przeciwprądu.

Spostrzeżenia

Woda w kolbie wrzała w temperaturze 100°C . Powstała para wodna skraplała się w chłodnicy. W odbieralniku zbierała się czysta woda. Ścianki kolby destylacyjnej, po oddestylowaniu z niej prawie całej ilości wody, pokryły się żółtym nalotem, zwanym kamieniem kotłowym.

Wnioski

Destylacja jest jednym ze sposobów oczyszczania wody z soli mineralnych i innych zanieczyszczeń.

Doświadczenie 7:**OCZYSZCZANIE WODY ZAWIERAJĄCEJ ROZPROSZONE CZĄSTKI SUBSTANCJI STAŁYCH****Cel doświadczenia:**

- zapoznanie z laboratoryjnym sposobem oczyszczania wody z zanieczyszczeń stałych.

Zadanie laboratoryjne

Należy oddzielić cząstki stałe rozproszone w wodzie w postaci zawiesiny od cząsteczek wody, wykorzystując w tym celu sączonek z bibuły.

Odczynniki:

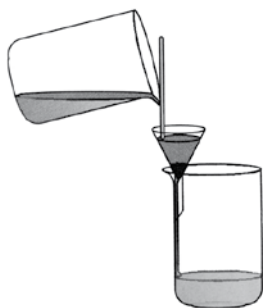
zawiesina gliny w wodzie lub woda z akwarium

Sprzęt:

zlewka, lejek szklany, sączonek z bibuły, bagietka szklana

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy zestaw do sączenia. W tym celu wkładamy do lejka sączonek wykonany z bibuły, którego górna krawędź powinna znajdować się poniżej krawędzi lejka. Następnie zwilżamy sączonek wodą destylowaną po to, aby przylegał on do ścianek lejka. Przygotowaną do oczyszczenia wodną zawiesinę wlewamy do lejka po bagietce. Równocześnie zwracamy uwagę na to, aby poziom cieczy w lejku nie przekroczył górnej krawędzi sączoneka oraz aby nóżka lejka przylegała do ścianki zlewki.



Rys. 25. Sączenie wody

Spostrzeżenia

Przesącz spływający z lejka do zlewki jest klarowny. Natomiast na sączoneku pozostały cząstki substancji stałej, która tworzyła zawiesinę.

Wnioski

Wody naturalne zawierają nie tylko rozpuszczone gazy i sole mineralne. Zawarte są w nich również substancje nierozpuszczalne, znajdujące się w postaci zawiesin.

Doświadczenie 8:

SĄCZENIE ZAWIESINY

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z innym sposobem oczyszczania wody z cząstek substancji stałych.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując piasek i żwir, należy przeprowadzić proces usuwania cząstek stałych z wody. Należy także zastanowić się, w jaki sposób można wykorzystać tę metodę oczyszczania wody?

Odczynniki:

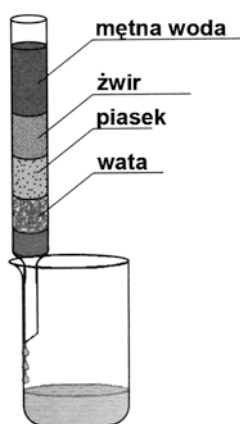
zmętniała woda ze stawu, żwir o różnej grubości ziaren, piasek

Sprzęt:

rura szklana o średnicy 3,5 cm i długości około 60 cm, statyw do zamocowania rury, korek z cienką rurką szklaną, zlewka, wata szklana

Przebieg doświadczenia

Do rury szklanej, której dolny wylot zamknięto korkiem z osadzoną w nim cienką rurką odprowadzającą, wkładamy watę szklaną, a następnie sypimy piasek. Na warstwę piasku sypimy kolejno: żwir o ziarnach drobniejszych i żwir o dużych ziarnach. Przez tak sporządzony filtr przepuszczamy pewną ilość wodnej zawiesiny.



Rys. 26. Filtrowanie wody zawierającej rozproszone cząstki substancji stałej

Informacje szczegółowe

Pierwsza warstwa żwiru powinna mieć ziarna o średnicy rzędu kilku milimetrów. Jej wysokość powinna wynosić około 5 cm. Druga warstwa drobniejszego żwiru powinna mieć wysokość około 8 cm, a wysokość warstwy piasku powinna wynosić około 30 cm. Wielkości te dobrano odpowiednio do średnicy zastosowanej rury szklanej tak, aby efektywność filtrowania była duża, a czas przepływu każdej porcji zawiesiny niezbyt długi.

Spostrzeżenia

Wyciekająca woda z rury wypełnionej piaskiem jest klarowna i czysta.

Wnioski

Woda została oczyszczona. Sączenie zawiesiny przez warstwy piasku jest jednym ze sposobów oczyszczania wody z cząstek substancji stałych.

Doświadczenie 9:**PRAŻENIE GIPSU****Cel doświadczenia:**

- zapoznanie uczniów z faktem, że woda, obecna w przyrodzie, występuje pod różnymi postaciami,
- stwierdzenie, że woda może być związana z różnymi substancjami chemicznymi, a także znajduje się w organizmach żywych,
- doświadczalne odzyskanie wody z gipsu, w którym jest ona związana chemicznie.

Zadanie laboratoryjne

Należy zastanowić się, w jaki sposób można odzyskać wodę z gipsu. Do wykonania eksperymentu należy użyć zaproponowany sprzęt.

Odczynniki:

gips krystaliczny

Sprzęt:

probówka, palnik gazowy, łapa do probówek

Przebieg doświadczenia

Do probówki wkładamy mały kawałek krystalicznego gipsu. Probówkę inten-

sywnie ogrzewamy w płomieniu palnika. Podczas ogrzewania obserwujemy, co dzieje się na ściankach probówki.

Spostrzeżenia

Na ściankach probówki, w pobliżu jej wylotu osadziły się krople wody. Na dnie probówki pozostał biały proszek.

Wnioski

Gips krystaliczny jest substancją stałą, która zawiera wodę. Poprzez ogrzewanie gipsu krystalicznego można tę wodę odzyskać.

Doświadczenie 10:

OBSERWACJA ZMIAN STANÓW SKUPIENIA WODY

Cel doświadczenia

- obserwowanie zmian stanów skupienia wody,
- uświadomienie uczniom, że niektóre proste eksperymenty można wykonywać w domu.

Zadanie laboratoryjne

Mając wodę w postaci lodu oraz wykorzystując wpływ ciepła na lód, należy wykazać, że woda może występować w trzech stanach skupienia.

Odczynniki:

kostki lodu

Sprzęt:

palnik gazowy, świeca, drut, probówka, termometr, zlewka

Przebieg doświadczenia

W celu zaobserwowania zmian stanów skupienia wody, należy w pierwszej kolejności umieścić bryłki lodu w zlewce. Jakie zjawisko fizyczne obserwuje się po chwili?

Następnie wkładamy termometr pomiędzy bryłki lodu i odczytujemy temperaturę.

Powstałą z lodu wodę ogrzewamy aż do wrzenia. Obserwujemy wewnętrzne ścianki zlewki i mierzymy temperaturę wody.

Następnie zapaloną świeczkę, umocowaną na drucie, umieszczamy tuż nad powierzchnią wrzącej wody w zlewce.

Nad zlewką z wrzącą wodą umieszczamy chłodny przedmiot, na przykład probówkę napełnioną zimną wodą.

Spostrzeżenia

W naczyniu pojawiła się woda. Wody przybywa w miarę upływu czasu, ale temperatura wskazywana przez termometr nie ulega zmianie. Po całkowitym rozpuszczeniu się lodu temperatura wody zaczęła wzrastać. Po ogrzaniu powstałej z lodu wody do wrzenia wewnętrzne ścianki zlewki pokrywają się cienką warstwą pęcherzyków gazu.

Dalsze ogrzewanie wody powoduje wzrost jej temperatury do 100°C . W wodzie pojawiają się duże pęcherzyki gazu, a nad jej powierzchnią unosi się para. Podczas ogrzewania ubywa wody, lecz temperatura jej nie ulega zmianie.

Płomień palącej się świeczki nad powierzchnią wody gaśnie.

Na powierzchni probówki wypełnionej zimną wodą powstają krople wody.

Wnioski

Lód jest substancją stałą, która topi się w temperaturze 0°C . Zmiana stanu skupienia lodu ze stałego na ciekły odbywa się w tej samej temperaturze która wynosi 0°C . Powstałe pęcherzyki gazu to gazowe składniki powietrza, głównie tlen i azot oraz tlenek węgla(IV), które w wodzie zimnej są dobrze rozpuszczalne. Gazy te wydzielają się z wody na skutek ogrzewania.

Woda wrze w temperaturze 100°C . Wrzenie to zjawisko gwałtownego parowania cieczy nie tylko jej powierzchnią, lecz całą jej objętością.

Przestrzeń nad powierzchnią wrzącej wody pozbawiona jest powietrza.

Nad powierzchnią wrzącej wody znajduje się woda w stanie gazowym. Ten stan skupienia wody nazywa się parą wodną.

Doświadczenie 11:

OZNACZANIE ZAWARTOŚCI WODY W LIŚCIACH I W OWOCACH

Cel doświadczenia:

- obserwacja zmian zachodzących w roślinach, które straciły część wody,
- zwrócenie uwagi na występowanie wody we wszystkich organizmach żywych.

Zadanie laboratoryjne

Badamy, jakie zmiany zachodzą w roślinie na skutek usunięcia z niej wody. Wykonując doświadczenie, należy określić masę rośliny przed i po wykonaniu eksperymentu.

Odczynniki:

liście drzew, zioła, owoce

Sprzęt:

waga laboratoryjna, palnik gazowy, płytka grzejna, parownica

Przebieg doświadczenia

Zbieramy liście drzew lub zioła i ważymy. Następnie przechowujemy je do następnej lekcji. Ponownie ważymy. Co można powiedzieć o masie tych liści lub ziół?

O czym to świadczy?

Następnie świeżo ścięty liść ważymy na wadze laboratoryjnej i przenosimy go do parownicy. W parownicy liść ogrzewamy przez kilka minut. Po zakończeniu ogrzewania liść ważymy ponownie.

Obserwujemy, jak po zakończeniu ogrzewania wygląda badany liść oraz co można zauważyć na ściankach parownicy.

Spostrzeżenia

Masa liści uległa zmianie, zmniejszyła się. Liście zwiędły i wyschły.

Na ściankach parownicy pojawiły się krople wody. Liść uległ wysuszeniu. Jego masa zmniejszyła się.

Wnioski

Rośliny pozbawione wody giną. *Woda jest związkiem chemicznym niezbędnym do życia żywych organizmów.*

Doświadczenie 12:

REAKCJA CHEMICZNA PARY WODNEJ Z MAGNEZEM

Cel doświadczenia:

- przedstawienie jednego ze sposobów otrzymywania wodoru, polegającego na reakcji chemicznej wymiany, która zachodzi pomiędzy magnezem i parą wodną.

Zadanie laboratoryjne

Wprowadzając tłący się magnez do naczynia z parą wodną, sprawdzamy, czy zachodzi reakcja chemiczna, oraz badamy powstałe produkty reakcji. Na podstawie identyfikacji produktów określamy typ reakcji chemicznej.

Odczynniki:

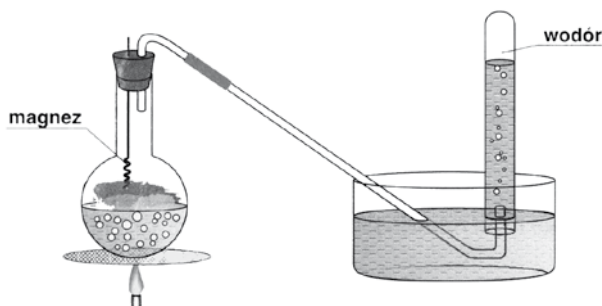
wstążka magnezowa, woda

Sprzęt:

kolba kulista okrągłodenna o pojemności 500 cm³, statyw, trójnóg, palnik gazowy, płytka metalowa, krystalizator, probówka do zbierania gazu, rurka szklana, wężyk gumowy, drut żelazny, korek

Przebieg doświadczenia

Montujemy zestaw taki, jak przedstawiono na rysunku. W kolbie, umieszczonej w statywie, gotujemy wodę w celu wypełnienia całej jej objętości parą wodną. Z chwilą, gdy para wodna zacznie wydostawać się z kolby, wprowadzamy do jej wnętrza zapalony magnez, zawieszony na drucie umocowanym w korku. W korku tym znajduje się również otwór z rurką odprowadzającą. Badamy właściwości wydzielonego gazu.



Rys. 27. Reakcja chemiczna pary wodnej z magnezem

Spostrzeżenia

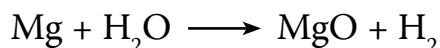
Magnez palił się w atmosferze pary wodnej. W probówce zebrał się bezbarwny gaz, który po zbliżeniu do płomienia zapalił się. Do wody opadł biały proszek.

Wnioski

Pod wpływem palącego się magnezu w parze wodnej zaszła reakcja chemicz-

na, w wyniku której para wodna uległa rozkładowi. Atomy magnezu połączyły się z atomami tlenu pochodzącymi z cząsteczek wody i utworzył się związek chemiczny - tlenek magnezu. W wyniku reakcji chemicznej powstał także wodór.

Przeprowadzona reakcja zalicza się do reakcji chemicznych wymiany. Oto równanie tej reakcji:



Jeden atom magnezu reaguje z jedną cząsteczką wody w wyniku czego powstają jedna cząsteczka tlenku magnezu i jedna cząsteczka wodoru.

Doświadczenie 13:

OTRZYMYWANIE WODORU W REAKCJI CHEMICZNEJ KWASU CHLOROWODOROWEGO Z CYNKIEM

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z jednym ze sposobów otrzymywania wodoru, na skalę laboratoryjną,
- zapoznanie uczniów z niektórymi właściwościami fizycznymi wodoru takimi, jak: gęstość względem powietrza, rozpuszczalność w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując zaproponowany sprzęt i odczynniki, należy zmontować zestaw do otrzymywania wodoru według załączonego schematu.

Odczynniki:

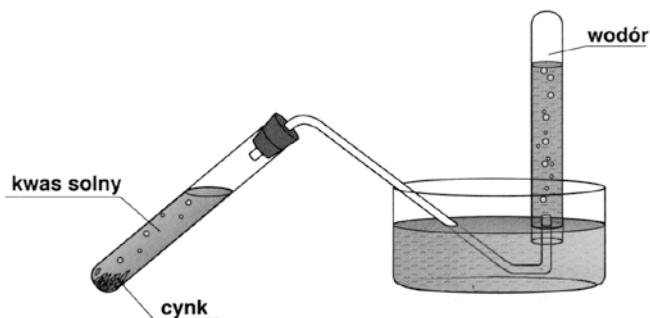
cynk, roztwór kwasu chlorowodorowego

Sprzęt:

probówki, korek z rurką odprowadzającą, krystalizator z wodą, łuczywo

Przebieg doświadczenia

W próbówce umieszczamy kilka kawałków cynku i dodajemy rozcieńczony roztwór kwasu solnego. Wydzielający się gaz zbieramy do kilku probówek wypełnionych wodą, trzymając je dnem skierowanym ku górze. Do wylotu jednej z probówek z zebrany gazem zbliżamy palące się łuczywo.



Rys. 28. Otrzymywanie wodoru w reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z cynkiem

Spostrzeżenia

Po dodaniu roztworu kwasu solnego do probówki z cynkiem, wydzielały się pęcherzyki gazu. Po zbliżeniu palącego się łuczywa do wylotu jednej z probówek z zebranym gazem, nastąpiła głośna eksplozja.

Wnioski

Zebrany gaz jest wodór. Sposób zbierania gazu wskazuje na to, że jest to gaz lżejszy od powietrza i nierozpuszczalny w wodzie.

Doświadczenie 14:

PORÓWNANIE GĘSTOŚCI WODORU Z GĘSTOŚCIĄ POWIETRZA

Cel doświadczenia:

- przedstawienie w atrakcyjny sposób porównania gęstości wodoru względem gęstości powietrza.

Zadania laboratoryjne

Sprawdzamy, który z gazów jest lżejszy: wodór czy powietrze.

Odczynniki:

wodór, cynk, 10% roztwór kwasu solnego, glicerol, wodny roztwór mydła

Sprzęt:

gumowe baloniki, dwa cylindry, świeca, probówka z rurką odprowadzającą

Przebieg doświadczenia

1. Badanie gęstości wodoru z wykorzystaniem gumowych balonów. Obserwujemy, co się dzieje z balonem, który zostanie napełniony wodorem.

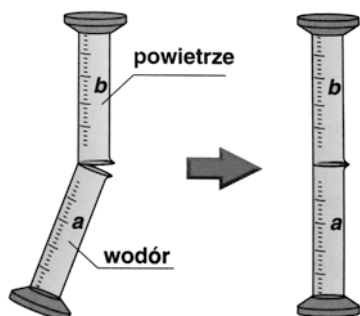
2. Wykonanie baniek mydlanych napełnionych wodorem.

Przygotowujemy roztwór mydła w wodzie destylowanej. Do roztworu dodajemy niewielką ilość glicerolu. Przygotowujemy wytwornicę wodoru składającą się z probówki z cynkiem zalanym kwasem solnym. Probówkę zamykamy korkiem z rurką odprowadzającą, której koniec umieszczamy w roztworze mydła. W ten sposób tworzymy bańki mydlane napełnione wodorem. Obserwujemy, jak zachowują się poszczególne bańki odrywające się od rurki. Zbliżamy do baniek palące się łuczywo.

3. Przetaczanie wodoru.

Jeden z cylindrów napełniamy wodorem i odwracamy wylotem skierowanym do góry. Po zbliżeniu drugiego cylindra odwróconego dnem do góry, „przetaczamy” do niego zebrany wodór.

Po krótkim czasie do górnego cylindra zbliżamy płomień.



Rys. 29. Przetaczanie wodoru

Spostrzeżenia

Balon napełniony wodorem unosi się w górę.

Utworzone bańki unoszą się w powietrzu. Po zbliżeniu do nich palącego się łuczywa bańki pękają i wodór zapala się. Towarzyszą temu głośne eksplozje.

Po zbliżeniu płomienia do wylotu górnego cylindra nastąpiło zapalenie się wodoru, czemu towarzyszył charakterystyczny wybuch.

Wnioski

Unoszący się balon, który został napełniony wodorem, bańki mydlane wypełnione wodorem oraz przemieszczanie się wodoru z dolnego cylindra do cylindra górnego świadczą o tym, że wodór jest gazem bardzo lekkim i lżejszym od powietrza. Oznacza to także, że gęstość wodoru jest mniejsza od gęstości

powietrza. Zapalanie się baniek mydlanych wypełnionych wodorem świadczy o wybuchowym spalaniu się wodoru w powietrzu.

Doświadczenie 15:

WYKAZANIE PALNOŚCI WODORU

Cel doświadczenia:

- wykazanie palności czystego wodoru, bez domieszek powietrza.

Zadanie laboratoryjne

Badamy palność czystego wodoru otrzymanego w reakcji chemicznej kwasu siarkowego(VI) z cynkiem.

Odczynniki:

kwas solny lub kwas siarkowy(VI),
granulki cynku

Sprzęt:

zestaw laboratoryjny do otrzymywania wodoru, płytka szklana, cylinder, świeca

Przebieg doświadczenia

Napełniamy cylinder wodorem, zbierając go nad wodą. Następnie wylot cylindra zamykamy płytką szklaną i cylinder odwracamy, stawiając go na stole. Usuwamy płytkę szklaną i do wylotu cylindra zbliżamy płonącą świecę.

Informacje szczegółowe

Aby lepiej obserwować płomień palącego się wodoru u wylotu cylindra, należy do cylindra wlewać wodę wolnym strumieniem. Wtedy wodór wypierany jest stopniowo w cylindrze z dolnych jego partii ku górze. W przeciwnym razie wodór spali się we wnętrzu cylindra i nie da się zaobserwować palącego się wodoru u wylotu cylindra.

Spostrzeżenia

Po zbliżeniu palącej się świecy do wylotu cylindra, nastąpiło spalanie się wodoru.

Wnioski

Wodór spala się spokojnym, prawie bezbarwnym płomieniem.

Doświadczenie 16:

WŁAŚCIWOŚCI WYBUCHOWE MIESZANINY WODORU Z POWIETRZEM

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z przebiegiem spalania mieszaniny wodoru z powietrzem,
- porównanie spalania mieszaniny wodoru z powietrzem ze spalaniem się czystego wodoru.

Zadanie laboratoryjne

Sprawdzamy, czy mieszanina wodoru z powietrzem spala się podobnie jak czysty wodór? Wykonujemy doświadczenie podobne do poprzedniego, z modyfikacją, pozwalającą na uzyskanie mieszaniny wodoru z powietrzem.

Odczynniki:

10% roztwór kwasu solnego, cynk

Sprzęt:

cylinder szklany z wodorem, świeca

Przebieg doświadczenia

Powtarzamy poprzednie doświadczenie z tym, że najpierw zdejmujemy płytkę szklaną z cylindra i dopiero po chwili zbliżamy płonącą świecę lub łuczywo do wylotu cylindra. Tę zmianę wprowadzamy w celu otrzymania mieszaniny wodoru z powietrzem.

Informacje szczegółowe

W celu zabezpieczenia cylindra przed ewentualnym rozerwaniem podczas pokazu, należy stosować cylinder o szerokim otworze. Cylinder można również owinać grubą tkaniną np. ręcznikiem.

Spostrzeżenia

W cylindrze nastąpił silny wybuch.

Wnioski

Mieszanina wodoru z powietrzem spala się wybuchowo.

Szczególnie niebezpieczna jest mieszanina wodoru z tlenem w stosunku objętościowym 2:1, zwana mieszaniną piorunującą.

Doświadczenie 17:**CZY WODÓR PODTRZYMUJE PALENIE?****Cel eksperymentu:**

- sprawdzenie czy w atmosferze wodoru może zachodzić proces spalania.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując palącą się świecę oraz wodór zebrany w cylindrze, badamy wpływ wodoru na proces palenia się.

Odczynniki:

cylinder napełniony wodorem

Sprzęt:

świeca umocowana na drucie

Przebieg doświadczenia

Do cylindra napełnionego wodorem i odwróconego dnem do góry wprowadzamy palącą się świecę umocowaną na drucie. Następnie świecę wyjmujemy z cylindra i ponownie wkładamy do jego wnętrza. Jakie zjawiska można było zaobserwować?

Spostrzeżenia

W atmosferze wodoru płomień świecy gasł i zapalał się ponownie podczas jej wyjmowania z cylindra z wodorem. Wodór zapalał się od płomienia wprowadzanej do wnętrza cylindra świecy. W celu ponownego zapalenia się świecy należy powoli wysuwać ją z cylindra.

Wnioski

Wodór jest gazem palnym ale sam nie podtrzymuje palenia.

Doświadczenie 18:**BADANIE RÓŻNICY WE WŁAŚCIWOŚCIACH CHEMICZNYCH MIĘDZY WODOREM CZĄSTECZKOWYM A WODOREM W POSTACI ATOMOWEJ?****Cel doświadczenia:**

- wykonanie doświadczenia i obserwacja powstających w wyniku reakcji chemicznej zmian,

- określenie różnic w reaktywności chemicznej wodoru w postaci atomowej i wodoru w postaci cząsteczkowej.

Zadanie laboratoryjne

Badamy reaktywność chemiczną wodoru w postaci cząsteczkowej i wodoru w postaci atomowej, wykonując doświadczenie z roztworem manganianu(VII) potasu i cynkiem.

Odczynniki:

rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI), rozcieńczony roztwór manganian(VII) potasu, cynk

Sprzęt:

probówki, korek z rurką odprowadzającą

Przebieg doświadczenia

W celu zbadania reaktywności chemicznej wodoru, wlewamy do trzech probówek roztwór manganianu(VII) potasu. Do dwu z nich dodajemy niewielką ilość roztworu kwasu siarkowego(VI). Badamy działanie wodoru cząsteczkowego na roztwór manganianu(VII) potasu, którego nie zakwaszono, oraz na roztwór drugi, do którego dodano kwas. Następnie do tych roztworów wprowadzamy koniec rurki z probówki, w której otrzymuje się wodór w reakcji chemicznej kwasu siarkowego(VI) z cynkiem. Badamy również działanie wodoru atomowego, to jest wodoru w chwili jego powstawania, wrzucając kawałek cynku do następnej probówki, w której znajduje się roztwór manganianu(VII) potasu z dodatkiem kwasu siarkowego(VI).

Spostrzeżenia

Nawet długotrwałe przepuszczanie wodoru przez kwasowy lub obojętny roztwór manganianu(VII) potasu nie powoduje zmian w obu roztworach.

Natomiast wodór w postaci atomowej to jest w chwili powstawania podczas reakcji cynku z kwasem siarkowym(VI) odbarwia fioletowy roztwór manganianu(VII) potasu.

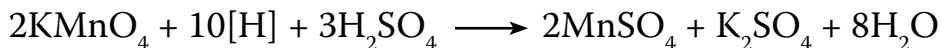
Wnioski

Podczas reakcji chemicznej cynku z kwasem siarkowym(VI), wydzielający się wodór atomowy w pierwszym momencie reaguje bardzo energicznie z roztworem manganianu(VII) potasu, który ma barwę fioletową, powodując jego odbarwienie.

Dzieje się tak dlatego, ponieważ powstające w wyniku tej reakcji chemicznej

produkty są bezbarwne.

Można to przedstawić następującym równaniem reakcji:



Dwie cząsteczki manganianu(VII) potasu reagują z dziesięcioma atomami wodoru i z trzema cząsteczkami kwasu siarkowego(VI) w wyniku czego powstają dwie cząsteczki siarczanu(VI) manganu(II) i jedna cząsteczka siarczanu(VI) potasu i osiem cząsteczek wody.

Wodór w postaci atomowej jest nietrwały i bardzo szybko przekształca się w cząsteczkę dwuatomową, która nie przejawia tak energicznej reaktywności chemicznej, jaką wykazuje wodór w chwili tworzenia.

Doświadczenie 19:

ROZPUSZCZANIE RÓŻNYCH SUBSTANCJI CHEMICZNYCH W WODZIE

Cel doświadczenia:

- wykazanie zależności rozpuszczalności substancji w wodzie od ich rodzaju.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, czy wszystkie substancje przedstawione do doświadczenia rozpuszczają się w wodzie.

Wykazanie od czego zależy różna rozpuszczalność w wodzie substancji użytych do doświadczenia. W celu uzyskania odpowiedzi na powyższe problemy, należy zaplanować odpowiednie eksperymenty i wykonać je.

Odczynniki:

sproszkowana kreda, denaturat, olej słonecznikowy, kwas cytrynowy, benzyna, sól kamienna, woda

Sprzęt:

próbówki, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Do sześciu probówek umieszczonych w statywie nalewamy jednakową ilość wody, na przykład po 10 cm³. Następnie kolejno do probówek dodajemy: do

pierwszej — szczyptę sproszkowanej kredy, do drugiej — 1 cm^3 denaturatu, do trzeciej — 1 cm^3 oleju słonecznikowego, do czwartej — szczyptę kwasu cytrynowego, do piątej — 1 cm^3 benzyny oraz do probówki szóstej — szczyptę soli kamiennej. Pozostawiając probówki w statywie, obserwujemy, jakie zachodzą zmiany w poszczególnych probówkach.

Spostrzeżenia

Kreda nie rozpuściła się w wodzie, tworząc w niej zawiesinę. Denaturat rozpuszcza się w wodzie bardzo dobrze, tworząc klarowny roztwór. Olej słonecznikowy pływa po powierzchni wody i nie rozpuszcza się w niej. Kwas cytrynowy rozpuścił się w wodzie całkowicie. Sól kamienna także rozpuściła się w wodzie, lecz proces rozpuszczania trwał nieco dłużej niż proces rozpuszczania się kwasu cytrynowego. Benzyna, podobnie jak olej, nie rozpuściła się w wodzie i utworzyła na jej powierzchni cienką warstwę.

Wnioski

Jedne substancje chemiczne rozpuszczają się w wodzie, a inne nie.

To czy dana substancja chemiczna rozpuszcza się w wodzie oraz w jakim stopniu proces rozpuszczania zachodzi, zależy, między innymi, ***od rodzaju substancji rozpuszczanej.***

Doświadczenie 20:

ROZPUSZCZANIE SUBSTANCJI STAŁYCH W WODZIE

Cel doświadczenia:

- doświadczenie to, tak jak poprzednie, ma wykazać zależność rozpuszczania substancji stałych w wodzie od rodzaju substancji rozpuszczonej.

Zadanie laboratoryjne

Badamy rozpuszczalność wybranych substancji stałych w wodzie.

Odczynniki:

węglan sodu, cukier, manganian(VII) potasu, siarczan(VI) miedzi(II), woda

Sprzęt:

projektoroskop, cztery szalki Petriego

Przebieg doświadczenia

Do czterech szalek Petriego, ustawionych na płycie projektoskopu, wlewamy

po 20 cm³ wody destylowanej. Następnie do szalek sypiemy przygotowane wcześniej próbki substancji o masie około 0,1 g i obserwujemy zjawiska towarzyszące ich rozpuszczaniu.

Informacje szczegółowe

Doświadczenie to można wykonać w probówkach. Atrakcyjniej można przedstawić proces rozpuszczania się substancji, wykorzystując do tego celu projektor i obserwując na ekranie wędrówkę np fioletowej smugi pochodzącej od rozpuszczającego się manganianu(VII) potasu. W przypadku zastosowania projektorku łatwiej jest także ocenić, które substancje rozpuszczają się szybciej, a które wolniej.

Spostrzeżenia

Najłatwiej spośród badanych substancji rozpuszcza się węglan sodu i cukier. Łatwość rozpuszczania się manganianu(VII) potasu jest nieco mniejsza. Najtrudniej rozpuszcza się siarczan(VI) miedzi(II).

Wnioski

Rozpuszczalność substancji chemicznych zależy od ich rodzaju.

Doświadczenie 21:

PRÓBA ROZPUSZCZENIA DENATURATU I BENZYNY W WODZIE

Cel doświadczenia:

- próba udzielenia odpowiedzi na pytanie: Dlaczego woda dla jednych substancji jest rozpuszczalnikiem, a dla innych nim nie jest?

Zadanie laboratoryjne

Należy przeprowadzić próby rozpuszczania denaturatu i benzyny w wodzie, i na podstawie wyników obu prób ustalić, która z rozpuszczanych substancji ma cząsteczki o budowie podobnej do budowy cząsteczek wody.

Odczynniki:

denaturat, benzyna, woda

Sprzęt:

dwie probówki

Przebieg doświadczenia

Do dwu probówek nalewamy kilka cm^3 wody, a następnie do jednej dodajemy jeszcze 2 cm^3 benzyny, a do drugiej 2 cm^3 denaturatu.

Następnie lekko wstrząsamy zawartością probówek i pozostawiamy je na kilka minut. Obserwujemy wnętrza obu probówek.

Spostrzeżenia

Denaturat rozpuszcza się w wodzie, natomiast benzyna nie wykazuje tej właściwości.

Wnioski

Cząsteczki denaturatu mają pewne podobieństwo do cząsteczek wody i dlatego alkohol bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Mówi się wtedy, że podobne rozpuszcza się w podobnym.

Benzyna nie rozpuściła się w wodzie. Cząsteczki benzyny nie mają wspólnych cech z cząsteczkami wody. Nie są do nich „podobne”.

Doświadczenie 22:

WPLYW TEMPERATURY NA SZYBKOŚĆ ROZPUSZCZANIA SIĘ SUBSTANCJI STAŁYCH W WODZIE

Cel doświadczenia:

- potwierdzeniem tezy o zwiększającej się rozpuszczalności substancji stałych w wodzie wraz ze wzrostem temperatury.

Zadanie laboratoryjne

Wykonuje doświadczenie pozwalające na zaobserwowanie wpływu temperatury na szybkość rozpuszczania się substancji stałych w wodzie.

Odczynniki:

dwa średniej wielkości kryształy siarczanu(VI) miedzi(II), woda

Sprzęt:

probówki

Przebieg doświadczenia

W każdej z dwóch probówek umieszczamy po jednym kryształku siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie do jednej probówki wlewamy określoną objętość zim-

nej wody, a do drugiej taką samą ilość wody gorącej. Obserwujemy zmiany zachodzące w obu probówkach.

Spostrzeżenia

W probówce, do której dodano zimną wodę, proces rozpuszczania się kryształu zachodził powoli. W probówce z gorącą wodą nastąpiło szybkie zanikanie kryształu, aż do całkowitego jego rozpuszczenia się.

Wnioski

Wraz ze wzrostem temperatury wody zwiększa się rozpuszczalność substancji stałych w wodzie.

Doświadczenie 23:

WPŁYW STOPNIA ROZDROBNIENIA SUBSTANCJI STAŁYCH NA Szybkość rozpuszczania się w wodzie

Cel doświadczenia:

- obserwacja wpływ rozdrobnienia substancji stałych na szybkość rozpuszczania się tej substancji w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Wykonujemy doświadczenie, które jest potwierdzeniem wpływu stopnia rozdrobnienia substancji na szybkość rozpuszczania się w wodzie.

Odczynniki:

siarczan(VI) miedzi(II), woda

Sprzęt:

dwie probówki, moździerz, statyw do probówek

Przebieg doświadczenia

Wybieramy dwa duże, o podobnej wielkości, kryształy siarczanu(VI) miedzi(II). Jeden z nich wkładamy do probówki, a drugi rozcieramy w moździerzu i powstały proszek przenosimy do drugiej probówki. Następnie do obu probówek dodajemy jednakową ilość wody i wstawiamy do statywu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Spostrzeżenia

W próbówce z rozdrobnionym siarczanem(VI) miedzi(II) kryształy szybko zniknęły, a roztwór szybciej zabarwił się na kolor niebieski niż w próbówce z dużymi kryształami siarczanu.

Wnioski

Rozdrobnienie substancji stałej stworzyło cząsteczkom wody lepszy dostęp do tej substancji. Ułatwiło to przechodzenie substancji stałej do roztworu. Można stwierdzić, że **większe rozdrobnienie substancji stałej przyspiesza proces rozpuszczania się tej substancji.**

Doświadczenie 24:

BADANIE WPŁYWU MIESZANIA NA SZYBKOŚĆ ROZPUSZCZANIA SIĘ SUBSTANCJI STAŁEJ W WODZIE

Cel doświadczenia:

- obserwacja wpływ mieszania roztworu na szybkość rozpuszczania się substancji stałej w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Badamy wpływ mieszania roztworu na szybkość rozpuszczania się substancji stałej. Wyjaśniamy, dlaczego substancje stałe szybciej rozpuszczają się, gdy roztwór jest mieszany.

Odczynniki:

siarczan(VI) miedzi(II), woda

Sprzęt:

dwie próbówki, statyw do probówek, moździerz

Przebieg doświadczenia

W celu sprawdzenia, czy mieszanie wpływa na szybkość rozpuszczania się substancji stałej w wodzie, należy wykonać dwie równoległe próby. Do dwu probówek wprowadzamy jednakowe ilości utartego w moździerzu siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie wlewamy do nich takie same ilości wody, na przykład po 10 cm³, o tej samej temperaturze. Zawartość jednej z probówek intensywnie mieszamy, natomiast drugą probówkę pozostawiamy w statywie. Jakie obserwujemy zmiany?

Spostrzeżenia

W probówce, której zawartość była mieszana, następowało szybkie rozpuszczanie się kryształów soli. Objawiało się to intensywnym zabarwianiem wody na kolor niebieski. Substancja stała pozostawiona w probówce drugiej bez dodatkowego mieszania, rozpuszczała się powoli i wciąż widoczne były w niej nierozpuszczone kryształy siarczanu(VI) miedzi(II).

Wnioski

Mieszanie podczas rozpuszczania substancji stałej w wodzie **powoduje przyspieszenie procesu rozpuszczania danej substancji**.

Doświadczenie 25:

SPORZĄDZANIE WODNYCH ROZTWORÓW RÓŻNYCH SUBSTANCJI

Cel doświadczenia:

- zapoznanie ze sposobem przygotowywania roztworów wodnych różnych substancji stałych,
- badanie wpływu różnych czynników na szybkość rozpuszczania się substancji stałych w wodzie,
- zwrócenie uwagi na fakt, że substancje stałe rozpuszczone w wodzie tworzą z nią mieszaninę jednorodną.

Zadanie laboratoryjne

Stosując chlorek sodu oraz manganian(VII) potasu, wykonujemy eksperyment przedstawiający wpływ stopnia rozdrobnienia substancji stałych, temperatury roztworu oraz intensywności mieszania na szybkość rozpuszczania się substancji stałych w wodzie.

Odczynniki:

chlorek sodu gruboziarnisty oraz bardzo drobno zmielony, kryształ manganianu(VII) potasu, woda

Sprzęt:

sześć probówek, bagietka szklana, palnik gazowy, cienki drut, zlewka, łapy drewniane do probówek

Przebieg doświadczenia

1. Przygotowujemy po kilka jednogramowych próbek chlorku sodu gruboziarnistego i drobno zmielonego. Porównujemy czas rozpuszczania się dwu

próbek soli o różnym stopniu rozdrobnienia. Następnie porównujemy czas rozpuszczania się próbek soli o tym samym stopniu rozdrobnienia, mieszając jeden roztwór bagietką, a drugi pozostawiając bez mieszania. W dalszej próbie porównujemy czas rozpuszczania się próbek soli przygotowanych jak poprzednio, lecz w wodzie o temperaturze pokojowej i w gorącej wodzie.

2. Duży kryształ manganianu(VII) potasu wiążemy na końcu cienkiego drutu i zanurzamy tuż pod powierzchnią wody w zlewce. Obserwujemy, jakie zachodzą zmiany oraz po jakim czasie zabarwienie roztworu stanie się jednokolorowe w całej jego objętości.

Zastanawiamy się, dlaczego proces ten trwa dość długo.

Informacje szczegółowe

Porównując czas rozpuszczania dwu próbek substancji o różnym rozdrobnieniu, należy tak postępować, aby w obu przypadkach stosowane były te same ilości wody o takiej samej temperaturze. Badając wpływ mieszania substancji na szybkość rozpuszczania, należy przyjąć założenie, że w obu przypadkach użyte są do doświadczenia te same ilości wody o jednakowej temperaturze oraz że substancje badane mają jednakowy stopień rozdrobnienia. W ostatnim przypadku badania wpływu temperatury na szybkość rozpuszczania, dla obu prób, poza temperaturą, pozostałe warunki muszą być jednakowe.

Spostrzeżenia

Próbka drobno zmielonej soli rozpuściła się szybciej niż sól grubokrystaliczna. Na skutek mieszania sól również rozpuszcza się szybciej niż w próbie wykonywanej bez mieszania. W gorącej wodzie proces rozpuszczania zachodzi szybciej niż w wodzie zimnej.

Od zawieszonego kryształu manganianu(VII) potasu przesuwają się barwne smugi, które docierają stopniowo do dna zlewki i po nim równomiernie rozpościerają się. Po upływie pewnego czasu zajmuje ona całą objętość wody, co można zaobserwować dzięki równomiernemu zabarwieniu całego roztworu na kolor fioletowy.

Wnioski

Szybkość rozpuszczania soli w wodzie zależy od stopnia rozdrobnienia soli, temperatury roztworu, a także od tego, czy roztwór dodatkowo jest mieszany. We wszystkich przypadkach otrzymano roztwór chlorku sodu w wodzie. Substancją rozpuszczoną jest chlorek sodu, natomiast woda jest rozpuszczalnikiem.

Kryształ manganianu(VII) potasu rozpuszcza się w wodzie. Powstaje roztwór wodny o charakterystycznym fioletowym zabarwieniu. Wyrównanie zabarwienia w całej objętości roztworu następuje po dość długim czasie, ponieważ kryształ nie jest rozdrobniony, temperatura użytej wody jest pokojowa, a roztwór nie był mieszany. Mieszanina chlorku sodu w wodzie i manganianu(VII) potasu w wodzie są mieszaninami jednorodnymi.

Doświadczenie 26:

BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI RÓŻNYCH SUBSTANCJI W TEJ SAMEJ ILOŚCI WODY O JEDNAKOWEJ TEMPERATURZE

Cel eksperymentu:

- eksperyment ma na celu wykazanie różnej rozpuszczalności substancji stałych w wodzie w zależności od rodzaju substancji rozpuszczanych, ilości substancji rozpuszczanej w danej objętości wody oraz od temperatury.

Zadanie laboratoryjne

Sprawdzamy, czy w danej ilości wody, w odpowiednich warunkach można rozpuścić dowolne ilości określonej substancji stałej.

Badamy, co można zrobić, aby w tej samej objętości wody rozpuścić większą ilość substancji niż jest to możliwe.

Odczynniki:

sól kamienna, cukier

Sprzęt:

dwie zlewki o pojemności 100 cm³,
bagietki szklane, palnik, trójnóg,
płytką metalową

Przebieg doświadczenia

Nalewamy do dwu zlewek po 10 cm³ wody. Do jednej z nich wsypujemy małą porcję soli kamiennej, a do drugiej taką samą porcję cukru. Powstające roztwory intensywnie mieszamy. Gdy substancje ulegną całkowitemu rozpuszczeniu, dodajemy następne porcje, obserwując czy po każdej dodawanej porcji ulega ona całkowitemu rozpuszczeniu się.

W momencie, gdy zarówno sól jak i cukier nie będą chciały się już rozpuszczać, ogrzewamy obie zlewki. Obserwujemy, co stanie się z nierozpuszczony-

mi substancjami. Gdy osad się rozpuści, dodajemy jeszcze małe porcje obu substancji do odpowiednich roztworów.

Spostrzeżenia

Pierwsze porcje dodawanych substancji do określonej objętości wody rozpuszczały się bardzo dobrze. Kolejne, dodawane ilości poszczególnych substancji rozpuszczały się coraz wolniej aż do momentu, gdy następna ilość dodanej substancji już w roztworze się nie rozpuszcza i pozostaje w nim w postaci osadu. Podwyższenie temperatury obu zlewek powoduje dalsze rozpuszczanie się substancji w tej samej ilości wody, jaką użyto na początku do doświadczenia.

Wnioski

Cukier łatwiej rozpuszcza się w wodzie niż sól kamienna. Można go dużo więcej rozpuścić w tej samej ilości wody niż soli. Rozpuszczalność cukru w wodzie jest większa niż rozpuszczalność soli kamiennej. Aby zwiększyć w danych warunkach rozpuszczalność substancji stałej, można na przykład podwyższyć temperaturę roztworu. Żadnej substancji stałej nie można wprowadzać do roztworu w ilościach nieograniczonych.

Doświadczenie 27:

ROZPUSZCZANIE SUBSTANCJI STAŁEJ W WODZIE. ROZTWÓR NASYCONY I NIENASYCONY

Cel doświadczenia:

- wykazanie, jak otrzymuje się roztwór nasycony i roztwór nienasycony danej substancji chemicznej rozpuszczanej w wodzie,
- opanowanie pojęć: roztwór nasycony i roztwór nienasycony.

Zadania laboratoryjne

Należy sprawdzić w jakim stopniu rozpuszczają się, w podanej ilości wody, zaproponowane w doświadczeniu substancje stałe. Co można powiedzieć o powstałych roztworach?

Odczynniki:

siarczan(VI) miedzi(II), sól kamienna, tiosiarczan(VI) sodu

Sprzęt:

trzy probówki, korki do probówek

Przebieg doświadczenia

Do trzech probówek nalewamy po 5 cm³ wody i odpowiednio do każdej dodajemy po 2 g: do pierwszej siarczanu(VI) miedzi(II), do drugiej chlorku sodu i do trzeciej tiosiarczanu(VI) sodu. Wyloty probówek zamykamy korkami i kilkakrotnie wstrząsamy ich zawartością.

Co obserwujemy?

Do probówek dodajemy jeszcze niewielkie porcje tych samych substancji. Co teraz obserwujemy?

Informacje szczegółowe

Doświadczenie wykonujemy w wodzie o temperaturze 20°C. W tej temperaturze otrzymamy, przy założonej ilości wody 5 cm³, nasycony roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) oraz chlorku sodu. Roztwór tiosiarczanu(VI) sodu będzie w tych warunkach roztworem nienasyconym.

Spostrzeżenia

W tej samej ilości wody rozpuszczają się różne ilości różnych substancji. Tiosiarczan(VI) sodu rozpuścił się całkowicie, w przeciwieństwie do dwu pozostałych substancji.

Wnioski

Jeżeli w określonej temperaturze i w danej objętości wody nie może się już rozpuścić więcej substancji rozpuszczanej, to mówimy, że ***otrzymano roztwór nasycony***. Natomiast roztwór, w którym można jeszcze rozpuścić pewną ilość substancji rozpuszczanej, nazywamy ***roztworem nienasyconym***.

Doświadczenie 28:**ZASTOSOWANIE REGUŁY PRZEKORY DO UKŁADU
ROZTWÓR NASYCONY - OSAD*****Cel doświadczenia:***

- zapoznanie z przykładem zadania problemowego którego rozwiązanie otrzymujemy poprzez wykonanie eksperymentu,
- uświadomienie faktu, że eksperymentalne rozwiązywanie zadań problemowych z chemii zwiększa aktywność twórczą uczniów, zgodnie z realizacją założonych celów dydaktyczno-wychowawczych.

Zadanie laboratoryjne

Należy rozwiązać problem laboratoryjny postępując z niżej podaną procedurą.

Odczynniki:

nasycony roztwór soli kamiennej,
stężony kwas solny, siarczan(VI)
sodu

Sprzęt:

zlewka, pipeta, kostki lodu z lodówki

1. Sformułowanie problemu:

W naczyniu znajduje się nasycony roztwór soli kamiennej oraz pewna ilość nierozpuszczonej soli. Co trzeba zrobić, aby nastąpiło dodatkowe strącenie soli z roztworu bez odparowywania wody z układu?

2. Niezbędna wiedza:

1. Pojęcia: roztwór nasycony, osad; 2. Równowaga chemiczna i czynniki wpływające na równowagę chemiczną; 3. Zależność rozpuszczalności soli od temperatury.

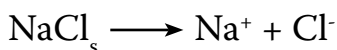
3. Analiza zadania:

Kierunek rozważań

a: Rozpuszczalność wielu soli w wodzie wzrasta ze wzrostem temperatury. Obniżenie temperatury roztworu powinno wywołać odmienny skutek, czyli zmniejszenie rozpuszczalności.

Kierunek myślenia

b: Analizując skład roztworu, stwierdzamy, że znajdują się w nim: jony sodu, jony chlorkowe i cząsteczki wody. Między strąconym (stałym) chlorkiem sodu a swobodnymi jonami znajdującymi się w roztworze, istnieje określony stan równowagi:



4. Sformułowanie hipotez:

Podczas obniżenia temperatury mieszaniny, rozpuszczalność soli powinna się zmniejszyć, w wyniku czego pewna jej część powinna wykrystalizować.

Również zwiększenie stężenia jonów sodu lub jonów chlorkowych powinno

spowodować przesunięcie równowagi w lewo, a więc spowodować wykrystalizowanie dodatkowych ilości soli.

5. Weryfikacja eksperymentalna:

Wykonanie doświadczenia. W tym celu do zlewki z nasyconym roztworem soli kamiennej w temperaturze pokojowej i pewnym jej nadmiarem w postaci nierozpuszczonej soli dodajemy stężony kwas solny lub roztwór siarczanu(VI) sodu. Obserwujemy zachodzące zmiany. Następnie drugą taką samą mieszaninę oziębiamy wkładając zlewkę do naczynia zawierającego mieszaninę oziębiającą wody z lodem. Sprawdzamy czy w roztworze zachodzą zmiany.

Informacje szczegółowe

Ciepło rozpuszczania soli kamiennej jest tak małe, że podczas oziębiania roztworu nie da się zaobserwować strącania soli. Rozpuszczalność chlorku sodu wzrasta w niewielkim stopniu ze wzrostem temperatury roztworu i dlatego strącanie soli podczas oziębiania jest niewielkie i trudne do zaobserwowania.

Spostrzeżenia

W wyniku dodawania do nasyconego roztworu chlorku sodu stężonego kwasu solnego lub roztworu siarczanu(VI) sodu strącają się dodatkowe ilości krystalicznej soli. Natomiast oziębianie układu nie spowodowało strącania się soli.

6. Sformułowanie odpowiedzi:

Z nasyconego roztworu soli kamiennej można strącić chlorek sodu, jeżeli do roztworu wprowadzi się stężony kwas solny lub roztwór siarczanu(VI) sodu.

Doświadczenie 29:

OTRZYMYWANIE KOLOIDOWEGO ROZTWORU WODOROTLENKU ŻELAZA(III)

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z nowym typem roztworów, jakimi są roztwory koloidowe,
- zapoznanie z właściwościami roztworów koloidowych.

Zadanie laboratoryjne

Badamy zachowanie się roztworu chlorku żelaza(III) po wprowadzeniu go do wrzącej wody.

Odczynniki:

2% roztwór chlorku żelaza(III),
woda destylowana, chlorek sodu lub
cukier

Sprzęt:

zlewka, probówki, bagietka, palnik
gazowy

Przebieg doświadczenia

Do wrzącej wody wlewamy małymi porcjami, równocześnie mieszając, 2% wodny roztwór chlorku żelaza(III) o wzorze chemicznym FeCl_3 . Otrzymany roztwór koloidowy wodorotlenku żelaza(III) wykorzystujemy w następnym doświadczeniu. Dodatkowo, dla celów porównawczych, przygotowujemy roztwór chlorku sodu lub roztwór cukru.

Spostrzeżenia

Po dodaniu żółtego roztworu chlorku żelaza(III) do wrzącej wody powstał roztwór o barwie ciemnobrunatnej.

Wnioski

Zmiana barwy roztworu świadczy o powstaniu innej, nowej postaci roztworu. W wyniku dodawania rozcieńczonego roztworu chlorku żelaza(III) do wrzącej wody powstał roztwór wodorotlenku żelaza(III). Wielkość cząstek tego wodorotlenku jest taka, że otrzymano klarowny roztwór a nie zawiesinę tego wodorotlenku w wodzie. Roztwory, których cząstki substancji rozpuszczonej są większe niż cząstki roztworów rzeczywistych a mniejsze niż cząstki zawiesiny nazywamy roztworami koloidowymi. W tym doświadczeniu ***powstał koloidowy roztwór wodorotlenku żelaza(III).***

Doświadczenie 30:

BADANIE EFEKTU TYNDALLA

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów z różnicą, jaka istnieje pomiędzy roztworem właściwym a roztworem koloidowym,

- identyfikacja roztworów koloidowych na podstawie badania efektu Tyndalla.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując zaproponowaną w doświadczeniu komorę do badań efektu Tyndalla, należy zbadać zachowanie się wiązki światła przechodzącej przez otrzymany wcześniej roztwór wodorotlenku żelaza(III).

Odczynniki:

roztwór właściwy na przykład roztwór chlorku sodu lub roztwór cukru, roztwór koloidowy wodorotlenku żelaza(III)

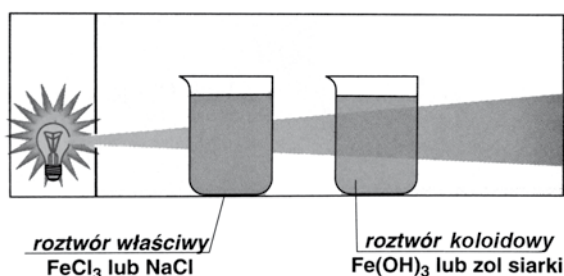
Sprzęt:

komora do badań efektu Tyndalla, dwie zlewki, żarówka

Przebieg doświadczenia

W komorze do badania efektu Tyndalla ustawiamy dwie kувety lub dwie zlewki, z których jedna zawiera roztwór właściwy soli kamiennej, a druga zawiera roztwór koloidowy wodorotlenku żelaza(III). Następnie włączamy żarówkę i przez otwór w bocznej ścianie komory obserwujemy promień światła, który po przejściu przez szczelinę, przechodzi kolejno poprzez ustawione kувety lub zlewki z badanymi roztworami.

Obserwujemy, w jaki sposób wiązka światła przechodzi przez roztwór właściwy chlorku sodu, a w jaki przez roztwór koloidowy. Próbuujemy wyjaśnić, dlaczego tak się dzieje.



Rys. 30. Badanie efektu Tyndalla

Informacje szczegółowe

Komorę do badania efektu Tyndalla można wykonać ze sklejki. W jednej trzeciej długości komory umieszczamy przegrodę z małą szczeliną. Montujemy

żarówkę, lecz źródłem światła może być także odpowiednio zbliżony obiektywem rzutnik przeźroczy. Druga część komory służy do ustawiania zlewek z badanymi roztworami.

Spostrzeżenia

Wiązka światła przechodzi bez przeszkód przez roztwór właściwy chlorku sodu. Przechodząc dalej przez roztwór koloidowy wodorotlenku żelaza(III), wiązka ta ulega rozproszeniu na większych cząstkach tego roztworu. Dzięki temu można zaobserwować drogę wiązki świetlnej przechodzącej przez roztwór koloidowy. Na skutek tego zjawiska powstała jasna smuga.

Wnioski

Cząstki koloidowe zawarte w roztworach koloidowych *mają zdolność rozpraszania światła*. Jasna smuga powstająca pod wpływem światła w roztworze koloidowym nosi nazwę stożka Tyndalla, a powstały efekt nosi nazwę efektu Tyndalla, od nazwiska anielskiego uczonego Johna Tyndalla, który pierwszy zaobserwował to zjawisko.

Doświadczenie 31:

BADANIE WŁAŚCIWOŚCI ROZTWORÓW KOLOIDOWYCH

Cel doświadczenia:

- zbadanie procesu dializy w przypadku roztworów koloidowych.

Zadanie laboratoryjne

Wykonując odpowiedni eksperyment, należy zbadać, czy cząstki koloidowe roztworu wodorotlenku żelaza(III) mogą przedostawać się przez błonę półprzepuszczalną wykonaną z pergaminu. Wyniki doświadczenia należy odpowiednio umotywić.

Odczynniki:

woda destylowana, 2% roztwór chlorku żelaza(III)

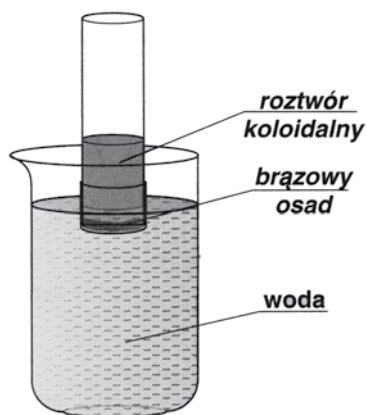
Sprzęt:

palnik gazowy, płytki metalowa, trójnóg, kolba stożkowa, dializator w postaci rurki szklanej z dnem pergaminowym

Przebieg doświadczenia

Do kolby stożkowej wlewamy około 100 cm^3 wody destylowanej i ogrzewamy do wrzenia. Następnie przerywamy ogrzewanie, usuwając palnik i dolewamy do wrzącej wody, kroplami, około 10 cm^3 2% roztworu chlorku żelaza(III). Ponownie ogrzewamy roztwór do wrzenia i w tym stanie utrzymujemy go przez kilka minut. Po kilku minutach odstawiamy kolbę do ochłodzenia. Po tym etapie eksperymentu zawartość kolby ma ciemniejsze zabarwienie niż świeży roztwór chlorku żelaza(III) zastosowany na początku doświadczenia. Mieszanina jest przezroczysta i nie obserwuje się w niej żadnego osadu. Następnie przygotowujemy dializator, czyli rurkę szklaną z dnem wykonanym z papieru pergaminowego.

Część zawartości kolby wlewamy do dializatora i zanurzamy w zlewce z wodą. Po upływie około godziny wyjmujemy dializator ze zlewki i wylewamy z niego ciecz. Obserwujemy wewnętrzną stronę papieru pergaminowego i badamy odczyn wody w zlewce.



Rys. 31. Badanie zdolności roztworu koloidowego do dializy

Informacje szczegółowe

Chlorek żelaza(III), znajdujący się we wrzącym roztworze, reaguje z wodą, w wyniku czego powstaje kwas chlorowodorowy oraz nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek żelaza(III), którego obecności w roztworze po reakcji nie dało się zaobserwować, mimo że jest on nierozpuszczalny w wodzie. Dopiero zastosowanie półprzepuszczalnej przegrody z pergaminu wykazało, że uzyskaliśmy mieszaninę składającą się z roztworu wodnego chlorowodoru i nierozpuszczalnego w wodzie wodorotlenku żelaza(III). Wodorotlenek ten uległ tak silnemu rozproszeniu w roztworze, że nie można go zauważyć gołym okiem. Pergaminowa przegroda nie stanowi przeszkody dla częste-

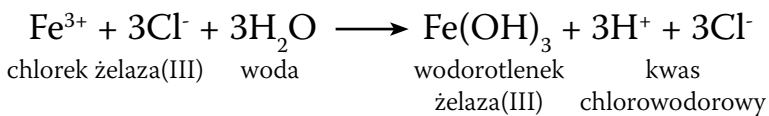
czek chlorowodoru, które w tych warunkach rozpadają się na jony chlorkowe i wodorowe. Natomiast cząstki osadu wodorotlenku żelaza(III), pomimo że są niewidoczne, okazały się bardzo duże w porównaniu z jonami powstałymi z cząsteczek chlorowodoru. Duże rozmiary cząstek wodorotlenku żelaza(III) uniemożliwiają przejście przez przegrodę pergaminową. W podobny sposób zachowują się roztwory wielu substancji, na przykład klejów, białek, żelatyny, skrobi.

Spostrzeżenia

Na wewnętrznej stronie pergaminowego papieru stwierdzamy obecność galaretowatego osadu o barwie brązowej. Odczyn wody w zlewce jest kwasowy.

Wnioski

Roztwory koloidowe nie ulegają dializie. Ich duże cząstki nie mogą przejść przez pory przegród, zwanych błonami półprzepuszczalnymi, do rozpuszczalnika znajdującego się za przegradą. Kwasowy odczyn roztworu w zlewce spowodowany jest reakcją chemiczną pomiędzy chlorkiem żelaza(III) a wodą, w wyniku której powstaje kwas chlorowodorowy.



Doświadczenie 32:

OTRZYMYWANIE POJEDYNCZEGO KRYSZTAŁU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie się z jednym ze sposobów otrzymywania pojedynczego kryształu - monokryształu określonej substancji chemicznej,
- przypomnienie takich pojęć, jak: roztwór nasycony i roztwór nienasycony, oraz znajomości czynników, które wpływają na rozpuszczalność określonej substancji w wodzie.

Zadanie laboratoryjne

Wykorzystując wiadomości dotyczące roztworów nasyconych oraz czynników wpływających na rozpuszczalność substancji stałej w wodzie, należy otrzymać duży kryształ siarczanu(VI) miedzi(II).

Odczynniki:

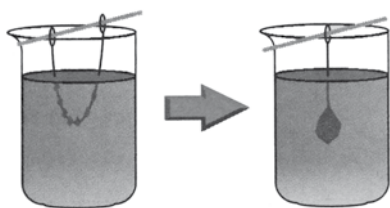
nasycony roztwór siarczanu(VI) miedzi(II)

Sprzęt:

zlewka, cienka żyłka, bagietka szklana

Przebieg doświadczenia

Do nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) wkładamy swobodnie zwisającą cienką żyłkę przywiązaną obu końcami do bagietki. Po pewnym czasie na żyłce powstaje kilka małych kryształów soli, które posłużą jako zarodki krystalizacji. Wyciągamy nitkę z roztworu i wybieramy najbardziej okazały z kryształów. Część żyłki znajdującą się pod kryształem odcinamy, natomiast górną część zmywamy wodą. Tak przygotowany kryształ z żyłką przywiązujemy ponownie do bagietki, którą opieramy o brzeg zlewki. W tym przypadku żyłka swobodnie zwisa w roztworze. Podczas wzrostu kryształu dolewamy co pewien czas stężonego roztworu użytej do krystalizacji soli.



Rys. 32. Otrzymywanie monokryształów

Spostrzeżenia

Po kilku dniach na końcu żyłki powstał duży, okazały kryształ, z wyraźnie wykształconymi ścianami, których krawędzie można zmierzyć linijką.

Wnioski

Zaprezentowana metoda otrzymywania pojedynczego kryształu pozwala na otrzymywanie pojedynczych kryształów o bardzo dużych rozmiarach tak zwanych monokryształów.

Doświadczenie 33:

OTRZYMYWANIE PRZESYCONEGO ROZTWORU OCTANU SODU

Cel doświadczenia:

- wykazanie, jak w prosty sposób można otrzymać w określonych stałych

- warunkach z roztworu nasyconego roztwór przesycony,
- kształcenie umiejętności analizowania danych uzyskanych z tablic i wykresów.

Zadanie laboratoryjne

Wykonać próbę otrzymania nasyconego roztworu octanu sodu, a następnie przekształć go w roztwór przesycony. Jak można sprawdzić, czy dany roztwór jest roztworem przesyconym? W doświadczeniu posłużyć się krzywymi rozpuszczalności substancji stałych w wodzie.

Odczynniki:
octan sodu

Sprzęt:
Probówki, zlewka, statyw do probówek, korki

Przebieg doświadczenia

Do probówki wlewamy 5cm^3 wody i wsypujemy 15g octanu sodu. Następnie probówkę tę wstawiamy do zlewki z gorącą wodą. Po rozpuszczeniu się całej ilości octanu sodu, przelewamy połowę roztworu do drugiej probówki.

Obie probówki zamykamy korkami i umieszczamy w statywie, do ochłodzenia. Obserwujemy, czy po ochłodzeniu w obu probówkach zachodzą jakieś zmiany.

Spostrzeżenia

Biorąc pod uwagę krzywe rozpuszczalności octanu sodu, po oziębieniu tego roztworu część substancji powinna wykrystalizować. Jednak żadne zmiany nie zaszły, a roztwór pozostał nadal klarowny.

Wnioski

Powstał roztwór przesycony, czyli taki, w którym znajduje się więcej substancji rozpuszczonej niż w nasyconym roztworze.

Doświadczenie 34:

OTRZYMYWANIE KRYSZTAŁÓW Z ROZTWORÓW DANEJ SUBSTANCJI

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów ze sposobem otrzymywania kryształów substancji

rozpuszczonej w wodzie, w określonych warunkach,

- zapoznanie się z wpływem różnych czynników na przyspieszenie procesu krystalizacji.

Zadanie laboratoryjne

Należy zbadać, jakie zjawisko zachodzi podczas pocierania bagietką o ścianki naczynia, w którym znajduje się przesycony roztwór octanu sodu.

Odczynniki:

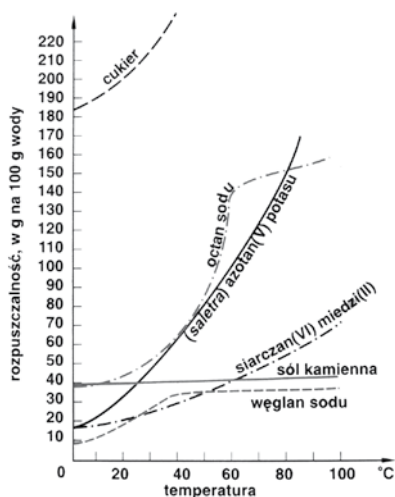
octan sodu, woda

Sprzęt:

dwie wysokie probówki o pojemności 150 cm³, zlewka o pojemności 1000 cm³, bagietka szklana, palnik gazowy, trójnog, siatka ceramiczna

Przebieg doświadczenia

Dwie wysokie probówki napełniamy kolejno 100 cm³ wody i do każdej z nich dodajemy po 100g bezwodnego octanu sodu. Obie probówki podgrzewamy w łaźni wodnej, aż do całkowitego rozpuszczenia się octanu sodu. Następnie przerywamy ogrzewanie i pozostawiamy zlewki z roztworami do ochłodzenia, zwracając uwagę na to, aby w tym czasie naczyń z roztworami nie poruszać. Po ochłodzeniu się roztworów, do jednego z nich wrzucamy mały kryształ octanu sodu, a do drugiego wkładamy bagietkę szklaną i lekko pocieramy nią o ścianki probówki. Obserwujemy, jakie powstają zmiany, próbując wyjaśnić, co jest przyczyną zachodzącego zjawiska, korzystając w tym celu z krzywych rozpuszczalności octanu sodu w wodzie.



Rys. 33. Krzywe rozpuszczalności różnych substancji w wodzie

Spostrzeżenia

Zarówno w pierwszej probówce, natychmiast po wrzuceniu jednego kryształka octanu sodu, jak i w drugiej probówce, już po pierwszym potarciu bagietką o ścianki probówki, nastąpiła gwałtowna krystalizacja octanu sodu. Powstały charakterystyczne kryształy o kształcie igieł.

Wnioski

Biorąc pod uwagę krzywe rozpuszczalności octanu sodu w wodzie, można stwierdzić, że w zaproponowanych warunkach eksperymentu powstał roztwór przesycony użytej soli. Ponieważ wiadomo, że przesycone roztwory substancji rozpuszczonych są niestabilne, dlatego lekkie zaburzenie stabilności tego stanu poprzez wrzucenie kryształu do roztworu lub pocieranie bagietką o ścianki naczynia, w którym znajduje się roztwór przesycony, a nawet rozchodzące się dźwięki, które docierają do roztworu, mogą powodować krystalizację nadmiaru rozpuszczonej substancji.

Doświadczenie 35:

OTRZYMYWANIE SUBSTANCJI STAŁYCH W WYNIKU SZYBKIEJ I POWOLNEJ KRYSTALIZACJI

Cel doświadczenia:

- wykazanie zależności, jaka istnieje pomiędzy wielkością otrzymywanych kryształów a sposobem prowadzenia procesu krystalizacji,
- nawiązanie do procesów przemysłowych krystalizacji związków chemicznych i wpływu warunków prowadzonego procesu technologicznego na jakość końcowego produktu.

Zadanie laboratoryjne

Należy wykazać wpływ szybkości chłodzenia roztworu nasyconego substancji stałej na wielkość powstających kryształów.

Odczynniki:

uwodniony siarczan(VI) miedzi(II)
w wzorze chemicznym
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Sprzęt:

dwie zlewki o pojemności 250 cm^3

Przebieg doświadczenia

Korzystając z danych uzyskanych z krzywych rozpuszczalności (patrz rysunek 34), przygotowujemy w obu zlewkach nasycone, gorące roztwory siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie jedną zlewkę wkładamy do łaźni z zimną wodą, szybko ją chłodząc, a drugą pozostawiamy gorącą na stole po to, by chłodzenie roztworu zachodziło stopniowo i bardzo powoli. Obserwujemy, jakie zmiany zachodzą w miarę upływu czasu w obu zlewkach.

Spostrzeżenia

W wyniku gwałtownego oziębiania gorącego, nasyconego roztworu badanej substancji, następuje szybka krystalizacja, czemu towarzyszy powstawanie małych, drobnych kryształów tej substancji. Natomiast w gorącym, nasyconym roztworze badanej substancji, pozostawionym na kilka godzin, a nawet na kilka dni, zachodzi powolny proces krystalizacji. W rezultacie tego na dnie zlewki widoczne są duże, niebieskie kryształy.

Wnioski

Powolne obniżanie temperatury roztworu nasyconego sprzyja powstawaniu dużych kryształów. Gwałtowne obniżenie temperatury roztworu nasyconego danej substancji sprzyja powstawaniu drobnych kryształów.

Doświadczenie 36:**RÓŻNOBARWNE KRYSZTAŁY*****Cel doświadczenia:***

- należy wykorzystać podobieństwo krystalizacji niektórych substancji stałych z ich roztworów do otrzymania kryształu, który będzie miał różne występujące naprzemiennie barwy.

Zadanie laboratoryjne

Posługując się siarczanami(VI) różnych metali dawniej zwanymi ałunami, należy zaproponować sposób otrzymania pojedynczego kryształu składającego się z różnych barwnych warstw. Wykonując doświadczenie, posłuż się siarczanem(VI) glinu i potasu zwanego dawniej ałunem glinowo-potasowym i siarczanem(VI) chromu(III) i potasu zwanego dawniej ałunem chromowo-potasowym.

Odczynniki:

siarczan(VI) glinu i potasu,
siarczan(VI) chromu(III) i potasu,
siarczan(VI) miedzi(II)

Sprzęt:

trzy krystalizatory lub zlewki

Przebieg doświadczenia

Przygotowujemy nasycony roztwór siarczanu(VI) glinu i potasu i wlewamy go do krystalizatora lub zlewki, pozostawiając na kilka dni. Woda parując z roztworu, powoduje, że z czasem roztwór stanie się przesycony i siarczan(VI) glinu i potasu zacznie wydzielać się w postaci dużych, wykształconych kryształów. Następnie wybieramy najbardziej okazały z kryształów siarczanu(VI) chromu(III) i potasu. Posłuży on jako zarodek dalszej krystalizacji. Kryształ ten wkładamy do innego naczynia z nasyconym roztworem alunu glinowo-potasowego. Roztwór ten należy kilka razy dziennie dodatkowo wzbogacać siarczanem(VI) glinu i potasu. Obserwujemy co się dzieje w miarę odparowywania wody. Dalej powstały kryształ przenosimy do roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) na pewien czas i ponownie do roztworu siarczanu(VI) glinu i potasu. Tak postępujemy wielokrotnie.

Informacje szczegółowe

Ponieważ siarczan(VI) chromu(III) i potasu krystalizuje w takim samym układzie krystalograficznym jak siarczan(VI) glinu i potasu, to można kolejno przenosić kryształ z roztworu siarczanu(VI) glinu i potasu siarczanu(VI) do roztworu siarczanu(VI) chromu(III) i potasu i odwrotnie, powtarzając proces kilka razy. Dzięki temu otrzyma się kilka warstw kryształu na przemian bezbarwnych i fioletowych.

Spostrzeżenia

W miarę odparowywania wody, bezbarwny kryształ siarczanu(VI) glinu i potasu zwiększa swoją objętość z utworzeniem dobrze wykształconych krawędzi i ścian kryształu. W wyniku kilkakrotnego, naprzemiennego zanurzania kryształu raz w roztworze siarczanu(VI) glinu i potasu, a następnie w roztworze siarczanu(VI) chromu(III) i potasu, powstał kryształ, który zawierał na przemian bezbarwne warstwy pochodzące od bezbarwnego siarczanu(VI) glinu i potasu i warstwy barwy fioletowej, pochodzące od fioletowo zabarwionego siarczanu(VI) chromu(III) i potasu.

Wnioski

Wykorzystując zjawisko krystalizacji substancji stałej z jej roztworu oraz fakt, że różne substancje mogą krystalizować w takich samych układach krystalograficznych, można otrzymać kryształy o mieszanym składzie, które charakteryzują się różnymi barwami.

Doświadczenie 37:**SPORZĄDZANIE ROZTWORÓW O OKREŚLONYM STĘŻENIU PROCENTOWYM****Cel doświadczenia:**

- przygotowywanie przez uczniów roztworów wodnych różnych substancji chemicznych, znając masę tej substancji rozpuszczanej oraz masę użytego rozpuszczalnika,
- określenie definicji stężenia procentowego roztworu i sposobu przygotowywania roztworów substancji stałych o stężeniu wyrażonym w procentach masowych.

Zadanie laboratoryjne

Należy przygotować odpowiednie roztwory, których skład podano w opisie, i obliczyć stężenie procentowe roztworu soli kamiennej i cukru.

Odczynniki:

sól kamienna, cukier

Sprzęt:

cylinder miarowy, zlewki, bagietki szklane, waga laboratoryjna

Przebieg doświadczenia

Odwajamy na wadze laboratoryjnej dokładne ilości 10g soli kamiennej i 5g cukru. Odważone substancje wsypujemy do zlewki, do których wcześniej nalano wodę, odmierzoną dokładnie cylindrem miarowym. Do zlewki, w której rozpuszczamy sól kamienną nalewamy 90 cm³ wody, a do drugiej zlewki, w której przygotowujemy roztwór cukru, wlewamy 75 cm³ wody. Zawartość obu zlewki dokładnie mieszamy tak, by roztwór był jednolity.

Obliczamy, jakie stężenie procentowe mają przygotowane roztwory soli i cukru.

Spostrzeżenia

Do przygotowania roztworu soli kamiennej użyto 10g tej soli i 90 cm³ wody, co stanowi 90g wody. Zatem roztwór soli ma łączną masę 100g. W przygotowaniu roztworu cukru odważono 5g cukru i odmierzone 75 cm³ wody, co równe jest 75g wody. Roztwór cukru ma łączną masę 80g. Można obliczyć stężenia procentowe otrzymanych roztworów.

Wnioski

Stężenie procentowe otrzymanego roztworu soli kamiennej wynosi:

$$C_p = [m_s / (m_s + m_w)] 100\% = [10 \text{ g} / (10 \text{ g} + 90 \text{ g})] 100\% = 10\%$$

natomiast stężenie przygotowanego roztworu cukru równe jest:

$$C_p = [5 \text{ g} / (5 \text{ g} + 75 \text{ g})] 100\% = 6,25\%$$

gdzie: C_p — stężenie procentowe substancji w roztworze; m_s — masa substancji rozpuszczonej, wyrażona w gramach; m_w — masa wody, wyrażona w gramach.

Stężeniem procentowym roztworu nazywamy taką liczbę gramów substancji, która w danej temperaturze jest zawarta w 100 g roztworu.

Doświadczenie 38:

ODPAROWYWANIE ROZTWORU O ZNANYM STĘŻENIU PROCENTOWYM I WYZNACZENIE MASY OTRZYMANEJ SUBSTANCJI

Cel doświadczenia:

- ćwiczenie umiejętności sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym,
- ćwiczenie umiejętności obliczania zawartości substancji w określonej masie roztworu o znanym stężeniu procentowym.

Zadanie laboratoryjne

W jaki sposób obliczyć masę wziętego do doświadczenia roztworu? Jak można obliczyć masę rozpuszczonej soli kamiennej, zawartej w pobranej do analizy próbce roztworu?

Jak można sprawdzić, czy wynik obliczeń jest poprawny?

Odczynniki:

15% roztwór wodny soli kamiennej

Sprzęt:

palnik gazowy, trójnóg, siatka ceramiczna, waga, parownica, bagietka szklana, pipeta

Przebieg doświadczenia

Do dokładnie zważonej parownicy wlewamy określoną objętość 15% roztworu soli kamiennej. Parownicę z roztworem ważymy ponownie. Zapisujemy dane z pomiarów masy.

Następnie parownicę ostrożnie ogrzewamy palnikiem do momentu całkowitego odparowania wody. Po ochłodzeniu parownicy ważymy ją wraz z suchą pozostałością. Zapisujemy wynik ważenia.

Informacje szczegółowe

Podczas odparowywania roztworu soli kamiennej do sucha, należy zwrócić uwagę uczniów na to, aby ogrzewanie prowadzić równomiernie i powoli, by nie następowało pryskanie roztworu, co spowoduje ubytki jego masy i nieprawidłowy wynik analizy.

Spostrzeżenia

Masę wziętego do doświadczenia roztworu oblicza się z różnicy mas: parownicy z roztworem i masy parownicy pustej. Po odparowaniu całkowitej ilości wody z roztworu, w parownicy pozostała jedynie sucha substancja stała, którą można zważyć. Jeżeli na przykład masa parownicy wynosiła 92,5 g, a masa parownicy z roztworem 112,5 g, to masa roztworu jest równa różnicy:

$$112,5 \text{ g} - 92,5 \text{ g} = 20 \text{ g}$$

Jeżeli roztwór był 15%, to masa substancji rozpuszczonej w 20 g roztworu wynosi:

$$15\% = 100\% \cdot x \text{ g} / 20 \text{ g} \text{ to } x = 15\% \cdot 20 \text{ g} / 100\% = 3 \text{ g}$$

W celu sprawdzenia wyniku, ważymy otrzymaną po odparowaniu wody substancję stałą. Po odparowaniu wody łączna masa parownicy i suchej substancji wynosi 95,5 g. Stąd masa substancji rozpuszczonej jest równa: $95,5 \text{ g} - 92,5 \text{ g} = 3 \text{ g}$

Wnioski

W dwudziestu gramach 15% roztworu soli kamiennej znajdują się 3g tej soli.

Doświadczenie 39:

ODPAROWANIE ROZTWORU O NIEZNANYM STĘŻENIU PROCENTOWYM I WYZNACZENIE STĘŻENIA PROCENTOWEGO TEGO ROZTWORU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie się uczniów ze sposobem obliczania stężenia procentowego roztworu.

Zadanie laboratoryjne

Jak można obliczyć stężenie procentowe badanego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) o nieznanym stężeniu? Jakie czynności laboratoryjne należy wykonać oraz w jaki sposób sprawdzić wynik obliczeń?

Odczynniki:

roztwór siarczanu(VI) miedzi(II)

Sprzęt:

parownica, waga, palnik gazowy, trójnóg, siatka ceramiczna

Przebieg doświadczenia

Odparowujemy do sucha dokładnie odmierzoną ilość roztworu i wyznaczamy masę substancji pozostałej po odparowaniu wody. Znając masę roztworu użytego do analizy i masę zawartego w nim siarczanu(VI) miedzi(II), wyznaczamy stężenie procentowe tego roztworu.

Przykład obliczeń:

Masa użytej do eksperymentu parownicy wynosi 95 g. Masa parownicy z pewną ilością roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) użytego do analizy jest równa 115 g. Masa roztworu użytego do analizy jest równa różnicy mas parownicy z roztworem i masy pustej parownicy i wynosi: $115 \text{ g} - 95 \text{ g} = 20 \text{ g}$.

Masa parownicy z siarczanem(VI) miedzi(II) po odparowaniu wody wynosi 98,3 g. Masa suchej substancji jest więc równa: $98,3 \text{ g} - 95 \text{ g} = 3,3 \text{ g}$
Na tej podstawie można obliczyć stężenie procentowe wziętego do analizy roztworu:

$$x = 3,3 \text{ g} / 20 \text{ g} \cdot 100\% = 16,5\%$$

Wnioski

Stężenie procentowe otrzymanego do analizy roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) wynosiło 6,5%.

Ćwiczenie 40:

OBLICZANIE STĘŻENIA PROCENTOWEGO ROZTWORU

Cel doświadczenia:

- zapoznanie uczniów ze sposobem obliczania stężenia procentowego roztworu, którego objętość jest znana,
- wykorzystanie znajomości gęstości roztworu do obliczania stężenia procentowego roztworu.

Zadanie laboratoryjne

Oblicz, jakie jest stężenie procentowe roztworu jodiny, otrzymanego w wyniku rozpuszczenia przez laboranta 4,74 g jodu w 200 cm^3 alkoholu etylowego. Gęstość alkoholu etylowego wynosi $0,79 \text{ g/cm}^3$.

Obliczenia

Należy najpierw obliczyć, jaką masę ma 200 cm^3 alkoholu etylowego. W tym celu wykorzystamy znajomość gęstości alkoholu:

$$200 \text{ cm}^3 \cdot 0,79 \text{ g/cm}^3 = 158 \text{ g}.$$

W 200 cm^3 roztworu, który ma masę 162,74 g, znajduje się 4,74 g jodu. Ponieważ stężenie procentowe wyraża się liczbą gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu, obliczamy zawartość jodu x w 100 g tego roztworu:

$$x = 100 \text{ g} \times 4,74 \text{ g} / 162,74 \text{ g} = 2,9 \text{ g}$$

Odpowiedź

W 100 g alkoholowego roztworu jodu znajdują się 2,9 g jodu, a więc otrzymana jodyna jest 2,9 % roztworem jodu w alkoholu etylowym.

V

Bezpieczna praca w laboratorium chemicznym

5. Zachowanie bezpiecznej pracy w laboratorium chemicznym

Praca w laboratorium chemicznym jest związana z określonym niebezpieczeństwem i zagrożeniem zarówno dla eksperymentatora, jak i otoczenia. Praca ta wymaga rozsądku, określonej wiedzy, umiejętności eksperymentowania oraz odpowiedniego wyposażenia.

Laboratorium chemiczne powinno być zaopatrzone w środki zapewniające bezpieczeństwo osobom w nim pracującym. Do wyposażenia zapewniającego bezpieczeństwo należą: dobrze działające wyciągi, ekrany ochronne, okulary ochronne, rękawice i fartuchy ochronne, maski przeciwgazowe i respiratory, gaśnice, koce gaśnicze, piasek gaśniczy, ewentualnie hydranty przeciwpożarowe i urządzenia zraszające, apteczka pierwszej pomocy oraz naczynie (kieliszki) do płukania oczu. Wyjścia ewakuacyjne powinny być wyraźnie oznaczone, a przy najbliższym aparacie telefonicznym wywieszone numery telefonów pogotowia ratunkowego i straży pożarnej. Każda osoba podejmująca pracę w laboratorium powinna dokładnie zapoznać się z wyposażeniem zapewniającym bezpieczeństwo oraz z zasadami zachowania się podczas ewentualnych wypadków. Należy także przestudiować instrukcje bezpieczeństwa pracy obowiązujące w laboratorium. Ryzyko wypadku można zminimalizować poprzez stosowanie się do wszystkich obowiązujących instrukcji bezpiecznej pracy oraz dokładne poznanie właściwości używanych związków chemicznych. Jeżeli, mimo wszystko, zdarzy się wypadek, jego konsekwencje mogą być ograniczone do minimum poprzez stosowanie odpowiednich zabezpieczeń. Jeżeli zaistnieją jakiegokolwiek wątpliwości odnośnie do bezpiecznego stosowania poszczególnych odczynników chemicznych lub substancji pomocniczych, a także używanych przyrządów i urządzeń, należy zasięgnąć porady u osoby kierującej laboratorium.

W celu zapobieżenia wypadkom w laboratorium, należy przestrzegać następujące zasady:

- pod żadnym pozorem nie smakować chemicznych odczynników laboratoryjnych,
- podczas pracy z chemikaliami należy zawsze zakładać odzież ochronną,
- wszystkie prace ze związkami łatwopalnymi i toksycznymi należy prowadzić pod wyciągiem,
- unikać kontaktów odczynników chemicznych ze skórą, śluzówkami i oczami (okulary ochronne),
- w laboratorium chemicznym obowiązuje bezwzględne stosowanie okularów ochronnych,
- nie ogrzewać palnych rozpuszczalników otwartym płomieniem,
- jeżeli odzież weszła w kontakt ze znaczną ilością chemikaliów, należy natychmiast ją zdjąć,
- w laboratorium chemicznym pod żadnym pozorem nie można jeść, pić, ani palić papierosów, ze względu na niebezpieczeństwo wystąpienia zatrucia lub pożaru,
- jeżeli osoba pracująca w laboratorium, a szczególnie osoba biorąca udział w wypadku, źle się czuje (np. bóle głowy, zawroty głowy, nudności, wymioty), należy natychmiast skonsultować się z lekarzem.

5.1. Oznaczenia odczynników chemicznych ze względu na niebezpieczeństwo

W krajach Wspólnoty Europejskiej stosowane są następujące typy oznaczeń:

- symbole zagrożeń (piktogramy) określające rodzaje niebezpiecznych materiałów,
- informacje o rodzaju niebezpieczeństwa, oznaczane literą R (risk information) z odpowiednimi liczbami precyzującymi bardziej szczegółowo typ zagrożenia,
- porady bezpieczeństwa oznaczone literą S (safety advice) z odpowiednimi liczbami wskazującymi na sposób obchodzenia się z odczynnikiem wraz z dodatkowymi informacjami.

5.1.1. Symbole zagrożeń określające rodzaje materiałów niebezpiecznych (piktogramy w kolorze żółto-pomarańczowym)



PIKTOGRAM E — (Explosive) - materiał wybuchowy (grożący eksplozją). Piktogram uprzedza: substancja nawet bez kontaktu z tlenem wybuchu (reaguje egzotermicznie) w określonych warunkach. Środki ostrożności: unikać uderzeń, wstrząsów, tarcia, iskrzenia, ogrzewania oraz kontaktu z ogniem. Np. 2,4,6-trinitrofenol (kwas pikrynowy).



PIKTOGRAM O — (Oxidising) - materiał utleniający, łatwopalny, sprzyjający zapłonowi. Piktogram uprzedza: substancja jest silnym utleniaczem, podtrzymującym palenie. W zetknięciu z substancjami palnymi może spowodować zapłon. Sprzyja także utrzymywaniu się ognia substancji już płonących i przeskadza w walce z ogniem. Środki ostrożności: unikać wszelkich kontaktów z palnymi materiałami. Na przykład nadtlenek sodu, manganian(VII) potasu.



PIKTOGRAM F+ — Extremely flammable - materiał nadzwyczaj łatwopalny. Piktogram uprzedza: materiał jest cieczą o temperaturze zapłonu poniżej 0°C i temperaturze wrzenia poniżej 35°C, lub jest gazem lub mieszaniną gazów (włączając gazy skroplone), które łatwo zapalają się w powietrzu pod normalnym ciśnieniem i w temperaturze pokojowej. Środki ostrożności: unikać jakichkolwiek kontaktów ze źródłem ognia oraz unikać tworzenia się mieszanin zapalających z powietrzem. Trzymać z dala od źródła ciepła i otwartego ognia.



PIKTOGRAM F — Flammable - materiał łatwopalny. Piktogram uprzedza: substancja samozapalająca się lub zapalająca się w kontakcie z powietrzem. Środki ostrożności: unikać kontaktu z powietrzem. Na przykład biały fosfor, alkiloglin; substancja wrażliwa na wilgoć, tworząca w kontakcie z wodą palne gazy. Środki ostrożności: unikać kontaktu z wodą i wilgocią. Na przykład sól; ciecz z temperaturą zapłonu poniżej 21°C. Środki ostrożności: unikać kontaktu z wszelkimi źródłami zapłonu (ogień, iskry, źródła ciepła). Na przykład aceton; materiały ulegające zapaleniu po krótkotrwałym kontakcie ze źródłem ognia.

Środki ostrożności: unikać kontaktu z wszelkimi źródłami zapłonu (ogień, iskry, źródła ciepła). Na przykład propan, butan.



PIKTOGRAM X_n — Harmful - materiał szkodliwy. Piktogram uprzedza: po wprowadzeniu do organizmu przez wdychanie poprzez przewód pokarmowy oraz w wyniku penetracji przez skórę materiał stanowi zagrożenie dla zdrowia. Długotrwała ekspozycja może powodować nieodwracalne szkody w organizmie. Środki ostrożności: nie wdychać par, unikać kontaktu ze skórą. W wypadku objawów zatrucia (złe samopoczucie) skontaktować się z lekarzem. Na przykład pirydyna, kwas szczawiowy.



PIKTOGRAM Xi — Irritant - materiał drażniący. Piktogram uprzedza: substancja drażni skórę, oczy i układ oddechowy. Środki ostrożności: nie wdychać par, chronić oczy, unikać kontaktu ze skórą. Na przykład bromek benzylu, chlorek benzylu.



PIKTOGRAM T⁺ — Very toxic - materiał bardzo toksyczny. Piktogram uprzedza: materiał jest bardzo toksyczny. Inhalacja, połknięcie lub absorpcja przez skórę powoduje poważne schorzenie, a w niektórych wypadkach śmierć lub kalectwo. Środki ostrożności: nie wdychać par, unikać wszelkich kontaktów ze skórą i śluzówkami. W przypadku objawów zatrucia skontaktować się z lekarzem. Na przykład tal i jego związki.



PIKTOGRAM T — Toxic - materiał toksyczny. Piktogram uprzedza: substancja jest toksyczna. Środki ostrożności: nie wdychać par, unikać kontaktów ze skórą i śluzówkami. W przypadku objawów zatrucia skontaktować się z lekarzem. Na przykład anilina.



PIKTOGRAM C — Corrosive - materiał żrący. Piktogram uprzedza: materiał w kontakcie z żywymi tkankami oraz wyposażeniem laboratoryjnym powoduje zniszczenia. Środki ostrożności: nie wdychać oparów, unikać kontaktu ze skórą, oczami i odzieżą. W razie złego samopoczucia skontaktować się z lekarzem. Na przykład brom, kwas siarkowy(VI), fluorowodór, kwas azotowy(V).



PIKTOGRAM N — Dangerous for the environment - materiał niebezpieczny dla środowiska. Piktogram uprzedza: materiał wprowadzony do środowiska powoduje zmiany w równowadze biologicznej. Sam materiał lub produkty jego rozpadu mogą oddziaływać na różne obszary zarówno środowiska wodnego, jak i bezwodnego. Środki ostrożności: nie dopuszczać do rozprzestrzenienia się w glebie, nie wprowadzać do systemu kanalizacyjnego. Przestrzegać specjalnych instrukcji utylizacji. Na przykład tetrachlorometan.

W katalogach, a także na opakowaniach odczynników niektórych firm, podawane są na przykład dawki śmiertelne lub stężenia śmiertelne. Niekiedy podawane są tak zwane maksymalne limity ekspozycji MEL (maximum exposure limit) w mg/m^3 . MEL określa maksymalne dopuszczalne stężenie związku chemicznego w powietrzu przy założeniu 40 godzinnego tygodnia i 8 godzinnego dnia pracy.

Literatura:

1. Dziańkowski M., Soczewka J.: Chemia VIII. WSiP, Warszawa 1975.
2. Gródecka H. Winnicka B.: Chemia VII. WSiP, Warszawa 1980.
3. Kaczmarek E., Matysikowa Z., Piosik R.: Ochrona środowiska w nauczaniu chemii. WSiP, Warszawa 1991.
4. Kluz Z., Łopata K.: Chemia 7-8. WSiP, Warszawa 1996.
5. Matysikowa Z., Lenarcik B., Bałka M.: Doświadczenia chemiczne w szkole podstawowej. WSiP, Warszawa 1974.
6. Mikulska J., Nędzyński L.: Zbiór zadań z chemii dla klas 7 i 8. WSiP, Warszawa 1987.
7. Praca zbiorowa pod redakcją A. Burewicza: Zestaw ćwiczeń laboratoryjnych dla przedmiotu dydaktyka chemii (materiał klasy VII). Wyd. UAM, Poznań 1988.
8. Praca zbiorowa pod redakcją A. Burewicza: Zestaw ćwiczeń laboratoryjnych dla przedmiotu dydaktyka chemii (materiał klasy VIII). Wyd. UAM, Poznań 1989.
9. Praca zbiorowa pod redakcją M. Koniecznej: Eksperymentalne rozwiązywanie zadań problemowych z chemii. WSiP, Warszawa 1992.
10. Sękowski S.: Efektowna chemia. WNT, Warszawa 1984.
11. Seńczuk W., Toksykologia, PZWL, Warszawa 1999
12. Burewicz A., Jagodziński P., Doświadczenia chemiczne dla szkół podstawowych, WSiP, Warszawa 1997
13. Roesky. H.W., Spectacular chemical experiments, Viley-WCH Verlag GmbH & Co, Weinheim 2007
14. Summerlin L.R., Eayl J.L., Chemical demonstrations. A sourcebook for teachers Vol.1, Second Edition, American Chemical Society, Washington DC 1988
15. Summerlin L.R., Borgford C.L., Eayl J.L., Chemical demonstrations. A sourcebook for teachers Vol.2, Second Edition, American Chemical Society, Washington DC 1988
16. Bogford C.L., Summerlin L.R., Chemical Activities, American Chemical Society, Washington DC 1988
17. www.eksperymentychemiczne.pl (wrzesień 2008)
18. Janiuk R., Skrok K., Chemia i my. Podręcznik dla klasy 8, WSiP, Warszawa 1995
19. Kupryszewski G., Podstawowe zasady bezpiecznej pracy w laboratorium chemicznym, Wydawnictwo Gdańskie, Gdańsk 1999
20. Masuda T., Yotsuya K., Nakagome M., Yoneyama Y., Photoscience, Suken Shuppan, Tokyo 2007
21. Shimane M., Invitation to Chemistry, Jikkyo Shuppan, Tokyo 2007

22. Jagodziński P., Wolski R., Burewicz A., Horyzonty Dydaktyki Chemii, Zeszyt 1, OSI CompuTrain SA, Warszawa 2006
23. Jagodziński P., Wolski R., Burewicz A., Horyzonty Dydaktyki Chemii, Zeszyt 2, OSI CompuTrain SA, Warszawa 2006
24. Jagodziński P., Wolski R., Burewicz A., Horyzonty Dydaktyki Chemii, Zeszyt 3, OSI CompuTrain SA, Warszawa 2006
25. Jagodziński P., Wolski R., Burewicz A., Horyzonty Dydaktyki Chemii, Zeszyt 5, OSI CompuTrain SA, Warszawa 2006

Eksperymentu

ISBN 978-83-89723-63-8

Metodyka