

I Program nauczania chemii w szkole podstawowej

Program nauczania chemii w szkole podstawowej został przygotowany przez autorki podręczników serii *Chemia Nowej Ery* – **Teresę Kulawik** i **Marię Litwin**. Jest zgodny z nową podstawą programową (Dz. U. z 2017 r., poz. 356) i zawiera propozycję rozkładu materiału nauczania. W *Księżce Nauczyciela* znajduje się propozycja rozkładu materiału do podręcznika z serii *Chemia Nowej Ery* dla klasy siódmej szkoły podstawowej.

Program nauczania chemii w szkole podstawowej, przeznaczony do kształcenia ogólnego, **dopuszcza do użytku dyrektor szkoły** na wniosek nauczyciela lub nauczycieli danego przedmiotu (Dz. U. z 2009 r. Nr 89, poz. 730).

Nauczyciel może przedstawić dyrektorowi szkoły:

- program opracowany samodzielnie bądź we współpracy z innymi nauczycielami;
- program opracowany przez innego autora (autorów), wybrany spośród programów dostępnych na rynku, jeśli uważa, że taki właśnie program najbardziej odpowiada potrzebom jego uczniów i warunkom, w jakich pracuje;
- zmodyfikowany program opracowany przez innego autora (autorów), ze wskazaniem zakresu proponowanych zmian i ich uzasadnieniem.

Zaproponowany przez nauczyciela program nauczania ogólnego powinien być dostosowany do potrzeb i możliwości uczniów, dla których jest przeznaczony.

Program nauczania i podstawa programowa (Dz. U. z 2017 r., poz. 356) w wersji elektronicznej są dostępne na portalu

dlaNauczyciela.pl



Spis treści

1. Wstęp – charakterystyka programu, założenia dydaktyczne i wychowawcze
2. Szczegółowe cele edukacyjne kształcenia i wychowania
3. Materiał nauczania i procedury osiągnięcia szczegółowych celów edukacyjnych
4. Opis założonych osiągnięć uczniów i propozycje ich oceniania
5. Lista substancji, szkła i sprzętu laboratoryjnego użytych w doświadczeniach chemicznych
6. Propozycja rozkładu materiału nauczania

I Wstęp – charakterystyka programu, założenia dydaktyczne i wychowawcze

Program nauczania jest przewidziany do realizacji w ramach 128 godzin, czyli 2 godzin tygodniowo w klasie siódmej i 2 godzin tygodniowo w klasie ósmej. Treści nauczania zawarte w programie są:

- zgodne z podstawą programową kształcenia ogólnego w zakresie nauczania chemii w szkole podstawowej (Dz. U. z 2017 r., poz. 356);
- zgodne z aktualnym stanem wiedzy chemicznej oraz treściami omawianymi na lekcjach pozostałych przedmiotów przyrodniczych;
- dostosowane do możliwości ucznia klas siódmej i ósmej szkoły podstawowej.

Cele kształcenia i wychowania zawarte w programie – wymagania ogólne

I. Pozyskiwanie, przetwarzanie i tworzenie informacji:

- pozyskiwanie i przetwarzanie informacji z różnych źródeł z wykorzystaniem technologii informacyjno-komunikacyjnych;
- ocena wiarygodności uzyskanych danych;

- konstruowanie wykresów, tabel i schematów na podstawie dostępnych informacji.

II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów:

- opisywanie właściwości substancji i wyjaśnianie przebiegu prostych procesów chemicznych;
- wskazywanie związku właściwości różnych substancji z ich zastosowaniami i wpływem na środowisko naturalne;
- respektowanie podstawowych zasad ochrony środowiska;
- wskazywanie związku między właściwościami substancji a ich budową chemiczną;
- wykorzystanie wiedzy do rozwiązywania prostych problemów chemicznych;
- stosowanie poprawnej terminologii;
- wykonywanie obliczeń dotyczących praw chemicznych.

III. Opanowanie czynności praktycznych:

- bezpieczne posługiwanie się prostym sprzętem laboratoryjnym i podstawowymi odczynnikami chemicznymi;
- projektowanie i przeprowadzanie prostych doświadczeń chemicznych;

- rejestrowanie wyników doświadczeń chemicznych w różnych formach, formułowanie obserwacji, wniosków oraz wyjaśnień;
- przestrzeganie zasad bezpieczeństwa i higieny pracy.

2 Szczegółowe cele edukacyjne kształcenia i wychowania

Wyodrębnienie szczegółowych (operacyjnych) celów kształcenia z celów ogólnych umożliwia nauczycielowi właściwe skonstruowanie narzędzi kontroli, korektę jego pracy z uczniami oraz motywowanie uczniów do pracy. Operacjonalizacja celów nauczania to zamiana celów ogólnych na zbiór równoważnych celów operacyjnych, wyrażonych jako spodziewane osiągnięcia uczniów.

Cele operacyjne są to zadania dydaktyczno-wychowawcze, które określają, co uczeń powinien wiedzieć, rozumieć i umieć po zakończeniu procesu nauczania. Tworząc skalę celów nauczania, należy zachować hierarchię, tzn. uporządkować cele od najłatwiejszych do najtrudniejszych do osiągnięcia. Taka hierarchiczna klasyfikacja nosi nazwę taksonomii celów nauczania (tabela 1.). Zakłada

ona, że osiągnięcie celu wyższego jest poprzedzone osiągnięciem celu niższego.

Podobnie do taksonomii celów nauczania można przedstawić taksonomię celów wychowania, która dotyczy kształtowania u uczniów właściwych potrzeb, postaw i wartości.

Operacjonalizacja celów nauczania umożliwia:

- zwiększenie znaczenia celów nauczania i odpowiedzialności nauczyciela za ich osiągnięcie,
- dobór przez nauczyciela właściwych metod, środków i treści kształcenia,
- podwyższenie poziomu motywacji uczniów i właściwe jej ukierunkowanie.

Tabela 1. Taksonomia celów nauczania

Poziom	Kategoria celów	Zakres	Cele nauczania wyrażone wieloznacznice	Cele nauczania wyrażone za pomocą czasowników operacyjnych
I. Wiadomości	A – zapamiętanie wiadomości	znajomość pojęć chemicznych, faktów, praw, zasad, reguł itd.	wiedzieć	nazwać... zdefiniować... wymienić... wylizzyć...
	B – zrozumienie wiadomości	umiejętność przedstawiania wiadomości inaczej niż uczeń zapamiętał, wytłumaczenie wiadomości i ich interpretacja	rozumieć	wyjaśnić... streścić... rozróżnić... zilustrować... scharakteryzować... objaśnić...
II. Umiejętności	C – stosowanie wiadomości w sytuacjach typowych	umiejętność zastosowania wiadomości w sytuacjach podobnych do ćwiczeń szkolnych	stosować wiadomości	rozwiązać... zastosować... porównać... sklasyfikować... określić... obliczyć... rozpoznać... odróżnić... zidentyfikować...
	D – stosowanie wiadomości w sytuacjach problemowych	umiejętność formułowania problemów, dokonywania analizy i syntezy nowych zjawisk	rozwiązywać problemy	udowodnić... przewidzieć... ocenić... wykryć... zanalizować... zaproponować... zaprojektować... zaplanować... zilustrować... zinterpretować...

3 Materiał nauczania i procedury osiągnięcia szczegółowych celów edukacyjnych

Treści nauczania zawarte w podstawie programowej (Dz. U. z 2017 r., poz. 356) zostały podzielone na 11 działów (tabela 2.).

Tabela 2. Podział treści nauczania

Nr działu	Tytuł działu	Liczba godzin w całym cyklu kształcenia
I.	Substancje i ich przemiany	11
II.	Składniki powietrza i rodzaje przemian, jakim ulegają	10
III.	Atomy i cząsteczki	8
IV.	Łączenie się atomów. Równania reakcji chemicznych	15
V.	Woda i roztwory wodne	10
VI.	Tlenki i wodorotlenki	10
VII.	Kwasy	12
VIII.	Sole	15
IX.	Związki węgla z wodorem	10
X.	Pochodne węglowodorów	17
XI.	Substancje o znaczeniu biologicznym	10
Razem:		128

Każdy dział zawiera treści umożliwiające indywidualizację pracy na lekcji w zależności od potrzeb i możliwości uczniów.

Dział I. Substancje i ich przemiany (11 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Zasady bezpiecznej pracy na lekcjach chemii
- Właściwości substancji, czyli ich cechy charakterystyczne
- Gęstość substancji
- Rodzaje mieszanin i sposoby ich rozdzielania na składniki
- Zjawisko fizyczne a reakcja chemiczna
- Pierwiastki i związki chemiczne
- Właściwości metali i niemetalu

Procedury osiągnięcia celów:

Naukę chemii rozpoczynamy od zapoznania uczniów z podstawowym szkłem i sprzętem laboratoryjnym, przepisami BHP oraz regulaminem pracowni chemicznej. Zapoznujemy uczniów ze znakami ostrzegawczymi (piktogramami) stosowanymi do oznakowania substancji niebezpiecznych. Opisujemy właściwości fizyczne i chemiczne substancji będących głównymi składnikami stosowanych na co dzień produktów, np. soli kuchennej, cukru, mąki, wody, węgla, glinu, miedzi, żelaza i cynku. Przeprowadzamy doświadczenia, w których badamy wybrane właściwości substancji. Opisujemy stany skupienia materii. Przeprowadzamy obliczenia z wykorzystaniem pojęć: masa, gęstość i objętość. Opisujemy cechy oraz przykłady mieszanin jednorodnych i niejednorodnych. Sporządzamy mieszaniny i dobieramy odpowiednie metody ich rozdzielania na składniki, np. sączenie, destylacja, rozdzielanie cieczy w rozdzielaczu. Ponadto wskazujemy te różnice między właściwościami fizycznymi

składników mieszaniny, które umożliwiają jej rozdzielanie. Opisujemy i porównujemy zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne. Rozpoznajemy rodzaje przemian i podajemy przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych zachodzących w naszym otoczeniu. Projektujemy i przeprowadzamy doświadczenia ilustrujące zjawisko fizyczne i reakcję chemiczną. Na podstawie obserwacji klasyfikujemy przemiany do reakcji chemicznych i zjawisk fizycznych. Wyjaśniamy pojęcia pierwiastek chemiczny i związek chemiczny. Posługujemy się symbolami pierwiastków chemicznych: H, C, N, O, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, K, Ca, Fe, Cu, Zn, Br, Ag, Sn, I, Ba, Au, Hg, Pb. Ponadto odróżniamy symbole chemiczne od wzorów związków chemicznych. Opisujemy różnice między mieszaniną a związkiem lub pierwiastkiem chemicznym. Klasyfikujemy pierwiastki chemiczne do metali i niemetalu. Odróżniamy metale od niemetalu na podstawie ich właściwości. Wymieniamy czynniki środowiska, które powodują korozję. Proponujemy sposoby zabezpieczania przed rdzewieniem przedmiotów zawierających żelazo.

DZIAŁ II. Składniki powietrza i rodzaje przemian, jakim ulegają (10 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Powietrze – mieszanina jednorodna gazów
- Tlen – najważniejszy składnik powietrza
- Tlenek węgla(IV)
- Wodór
- Zanieczyszczenia powietrza
- Rodzaje reakcji chemicznych

Procedury osiągnięcia celów:

Przeprowadzamy doświadczenie chemiczne potwierdzające, że powietrze jest mieszaniną gazów. Opisujemy skład i właściwości powietrza. Opisujemy właściwości fizyczne gazów szlachetnych i wyjaśniamy, dlaczego są one bardzo mało aktywne chemicznie. Wymieniamy zastosowania gazów szlachetnych. Projektujemy i przeprowadzamy doświadczenie chemiczne, w którym otrzymamy tlen. Badamy wybrane właściwości fizyczne i chemiczne tlenu. Polecamy uczniom znaleźć (w różnych źródłach) informacje dotyczące tego pierwiastka chemicznego. Piszemy słownie przebieg reakcji tlenu z metalami i niemetalami. Opisujemy obieg tlenu w przyrodzie. Projektujemy i przeprowadzamy doświadczenie pozwalające otrzymać i wykryć tlenek węgla(IV), np. w powietrzu wydychanym z płuc. Podajemy przykłady różnych typów reakcji chemicznych (reakcje syntezy, reakcje analizy, reakcje wymiany). Wskazujemy substraty i produkty reakcji chemicznych. Opisujemy właściwości fizyczne i chemiczne tlenku węgla(IV) i rolę tego gazu w przyrodzie. Zapisujemy słownie równania reakcji otrzymywania tlenku węgla(IV), np. w reakcji spalania węgla w tlenie. Projektujemy i przeprowadzamy doświadczenie chemiczne, w którym można otrzymać wodór. Badamy właściwości fizyczne i chemiczne wodoru. Polecamy uczniom znaleźć (w różnych źródłach) informacje dotyczące tego pierwiastka chemicznego. Wyjaśniamy, co to są wodorki (amoniak, chlorowodór, siarkowodór). Wymieniamy źródła, rodzaje i skutki zanieczyszczeń powietrza. Wymieniamy sposoby po-

stępowania pozwalające chronić powietrze przed zanieczyszczeniami. Wskazujemy przyczyny i skutki spadku stężenia ozonu w stratosferze ziemskiej. Proponujemy sposoby zapobiegania powiększaniu się dziury ozonowej. Posługujemy się pojęciami reakcje egzotergetyczne i endoenergetyczne. Podajemy przykłady takich reakcji chemicznych.

DZIAŁ III. Atomy i cząsteczki (8 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Atomy i cząsteczki – składniki materii
- Masa atomowa, masa cząsteczkowa
- Budowa atomu – nukleony i elektrony
- Izotopy
- Układ okresowy pierwiastków chemicznych
- Zależność między budową atomu pierwiastka chemicznego a jego położeniem w układzie okresowym

Procedury osiągania celów:

Wprowadzamy wiadomości na temat budowy materii (dyfuzja, ziarnistość materii). Zwracamy uwagę na to, że atomom można przypisać określoną masę i objętość oraz że atomy różnych pierwiastków chemicznych różnią się masą i rozmiarami. Zapoznajemy uczniów z jednostką masy atomowej i wyjaśniamy jej przydatność do określania masy pojedynczych atomów i cząsteczek. Ćwiczymy obliczanie masy cząsteczkowej związków chemicznych.

Omawiamy budowę atomu – jądro i elektrony. Wyjaśniamy, czym są liczba atomowa i liczba masowa. Zapoznajemy uczniów w sposób przystępny i odpowiedni do ich możliwości intelektualnych z obecnym stanem wiedzy na temat budowy atomu. Rysujemy uproszczone modele atomów. Wyjaśniamy, co to są izotopy. Opisujemy różnice w budowie atomów izotopów wodoru. Polecamy uczniom wyszukać (w różnych źródłach) informacje na temat zastosowania różnych izotopów. Posługujemy się pojęciem pierwiastka chemicznego jako zbioru atomów o danej liczbie atomowej Z . Stosujemy pojęcie masy atomowej jako średniej mas atomów danego pierwiastka chemicznego z uwzględnieniem jego składu izotopowego. Ustalamy liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie na podstawie liczby atomowej i liczby masowej. Stosujemy zapis A_ZE . Zapoznajemy uczniów z budową układu okresowego pierwiastków chemicznych. Odczytujemy z układu okresowego podstawowe informacje o pierwiastkach chemicznych (symbol, nazwę, liczbę atomową, masę atomową, rodzaj pierwiastka chemicznego – metal, niemetal). Określamy położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym (numer grupy i numer okresu). Na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym określamy liczbę powłok elektronowych w atomie oraz liczbę elektronów na zewnętrznej powłoce dla pierwiastków grup 1.–2. oraz 13.–18. Wykazujemy zależność między budową atomu a położeniem pierwiastka chemicznego w układzie okresowym. Wyjaśniamy związek między podobieństwem właściwości pierwiastków należących do tej samej grupy układu okresowego oraz stopniową zmianą właściwości pierwiastków chemicznych leżących w tym samym okresie (metale–niemetale) a budową atomów. Omawiamy, jak zmieniają się charakter chemiczny i ak-

tywność pierwiastków grup głównych w miarę zwiększania się numeru grupy i numeru okresu.

DZIAŁ IV. Łączenie się atomów. Równania reakcji chemicznych (15 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Wiązanie kowalencyjne
- Wiązanie jonowe
- Wpływ rodzaju wiązania na właściwości związku chemicznego
- Znaczenie wartościowości pierwiastków chemicznych przy ustalaniu wzorów i nazw związków chemicznych
- Prawo stałości składu związku chemicznego
- Równania reakcji chemicznych
- Prawo zachowania masy
- Obliczenia stechiometryczne

Procedury osiągania celów:

Wyjaśniamy na przykładach, w jaki sposób atomy łączą się ze sobą, tworząc cząsteczki pierwiastków lub związków chemicznych. Wykazujemy, że w zależności od sposobu łączenia się atomów powstają różne rodzaje wiązań chemicznych (kowalencyjne i jonowe). Opisujemy, czym różni się atom od cząsteczki. Interpretujemy zapisy, np.: H_2 , $2 H$, $2 H_2$. Opisujemy rolę elektronów zewnętrznej powłoki w łączeniu się atomów. Stosujemy pojęcie elektrowyjności do określania rodzaju wiązań (kowalencyjne, jonowe); na przykładach cząsteczek H_2 , Cl_2 , N_2 , CO_2 , H_2O , HCl , NH_3 opisujemy powstawanie wiązań chemicznych. Zapisujemy wzory sumaryczne i strukturalne tych cząsteczek. Stosujemy pojęcie jonu (kationu i anionu) i opisujemy sposób ich powstawania. Określamy ładunek jonów metali, np.: Na, Mg, Al, oraz niemetalu, np.: O, Cl, S. Opisujemy powstawanie wiązań jonowych, np. w NaCl, MgO. Porównujemy właściwości związków kowalencyjnych i jonowych (stan skupienia, rozpuszczalność w wodzie, temperatury topnienia i wrzenia, przewodnictwo ciepła i elektryczności).

Wprowadzając pojęcie wartościowości pierwiastka chemicznego, zwracamy uwagę na to, że wartościowość jest związana z liczbą elektronów walencyjnych w atomie oraz że o wartościowości można mówić wówczas, gdy atom łączy się z innym atomem, a więc gdy powstaje cząsteczka. Określamy na podstawie układu okresowego wartościowość (względem wodoru i maksymalną względem tlenu) dla pierwiastków grup 1.–2. i 13.–17. Wyjaśniamy, że wzory związków chemicznych ustala się na podstawie wartościowości tworzących je pierwiastków chemicznych. Piszemy wzór strukturalny cząsteczki związku dwupierwiastkowego (o wiązaniach kowalencyjnych) o znanych wartościowościach pierwiastków chemicznych. Ustalamy dla związków dwupierwiastkowych (np. tlenków) nazwę na podstawie wzoru sumarycznego, wzór sumaryczny na podstawie wartościowości oraz wartościowość na podstawie wzoru sumarycznego. Na podstawie wzorów związków chemicznych wyjaśniamy prawo stałości składu związku chemicznego i formułujemy jego treść. Przeprowadzamy obliczenia z zastosowaniem prawa stałości składu związku chemicznego. Zapisujemy równania reakcji chemicznych za pomocą symboli chemicznych pierwiastków i wzorów związków chemicznych oraz obliczamy współczynniki

stechiometryczne. Ćwiczymy zapisywanie i uzgadnianie równań reakcji chemicznych. Odczytujemy zapisane i uzgodnione równania reakcji chemicznych. Wyjaśniamy prawo zachowania masy i przeprowadzamy obliczenia z jego zastosowaniem. Dokonujemy obliczeń, korzystając z równań reakcji chemicznych (obliczenia stechiometryczne).

DZIAŁ V. Woda i roztwory wodne (10 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Woda – właściwości i jej rola w przyrodzie
- Woda jako rozpuszczalnik
- Rodzaje roztworów
- Rozpuszczalność substancji w wodzie
- Stężenie procentowe roztworu

Procedury osiągania celów:

Przypominamy uczniom wiadomości o występowaniu wody na Ziemi, jej obiegu w przyrodzie, stanach skupienia i roli, jaką odgrywa w przyrodzie. Opisujemy budowę cząsteczki wody i przypominamy wiadomości na temat wiązań.

Zwracamy uwagę na związek między budową cząsteczki wody a jej właściwościami jako rozpuszczalnika. Wyjaśniamy pojęcia: roztwór, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana, szybkość rozpuszczania, rozpuszczalność. Badamy wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania i na rozpuszczalność substancji w wodzie. Omawiamy różne rodzaje roztworów zależnie od przyjętych kryteriów. Wyjaśniamy pojęcia: roztwór nasycony, roztwór nienasycony, roztwór właściwy, koloid, zawiesina, roztwór stężony i roztwór rozcieńczony. Analizujemy wykresy rozpuszczalności i odczytujemy z nich informacje dotyczące roztworów i substancji rozpuszczanych. Dokonujemy obliczeń na podstawie krzywych rozpuszczalności substancji. Wprowadzamy pojęcie stężenia roztworu. Zapoznajemy uczniów z jednym ze sposobów wyrażania stężeń – stężeniem procentowym. Wykonujemy obliczenia związane ze stężeniem procentowym roztworu. Omawiamy stężenie procentowe roztworu z wykorzystaniem pojęć: masa substancji, masa rozpuszczalnika, masa roztworu, gęstość. Wyjaśniamy sposoby zwiększania i zmniejszania stężenia roztworu. Wykonujemy obliczenia związane ze stężeniem procentowym roztworu.

DZIAŁ VI. Tlenki i wodorotlenki (10 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Tlenki metali i niemetali
- Elektrolity i nieelektrolity
- Wzory i nazwy wodorotlenków
- Wodorotlenek sodu, wodorotlenek potasu
- Wodorotlenek wapnia
- Sposoby otrzymywania wodorotlenków praktycznie nierozpuszczalnych w wodzie
- Proces dysocjacji jonowej zasad

Procedury osiągania celów:

Przypominamy, w jaki sposób tworzy się wzory i nazwy tlenków i w jakich reakcjach chemicznych można otrzymać

tlenki. Opisujemy właściwości fizyczne oraz zastosowania wybranych tlenków, np. tlenku wapnia, tlenku glinu, tlenków żelaza, tlenków węgla, tlenku krzemu(IV), tlenków siarki. Wskazujemy wpływ katalizatora na przebieg reakcji chemicznej. Na podstawie równania reakcji chemicznej lub opisu jej przebiegu odróżniamy reagenty (substraty i produkty) od katalizatora. Na podstawie badania zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego przez roztwory wodne różnych substancji dokonujemy podziału substancji na elektrolity i nieelektrolity. Wprowadzamy pojęcie wskaźnika i badamy zmiany barw wskaźników pod wpływem różnych substancji. Poznajemy budowę, nazwy, wzory wodorotlenków. Podajemy wzór i opisujemy właściwości zasady amonowej. Otrzymujemy wodorotlenek sodu w reakcji sodu z wodą. Piszemy równania reakcji otrzymywania wodorotlenków: sodu, potasu i wapnia. Badamy właściwości wodorotlenków: sodu, potasu i wapnia. Omawiamy ich najważniejsze zastosowania. Zwracamy uwagę na zachowanie bezpieczeństwa w czasie pracy ze stężonymi roztworami wodorotlenków. Podajemy przykłady wodorotlenków praktycznie nierozpuszczalnych w wodzie i omawiamy sposoby ich otrzymywania na przykładzie wodorotlenku miedzi(II) i wodorotlenku glinu. Wyjaśniamy różnicę między wodorotlenkiem a zasadą i korzystając z tabeli rozpuszczalności wodorotlenków, podajemy przykłady zasad i wodorotlenków. Wyjaśniamy, na czym polega dysocjacja jonowa zasad zgodnie z teorią Arrheniusa. Zapisujemy równania reakcji dysocjacji jonowej zasad. Na podstawie teorii dysocjacji wyjaśniamy wspólne właściwości zasad.

DZIAŁ VII. Kwasy (12 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Wzory i nazwy kwasów
- Kwasy beztlenowe
- Kwas siarkowy(VI), kwas siarkowy(IV) – tlenowe kwasy siarki
- Przykłady innych kwasów tlenowych
- Proces dysocjacji jonowej kwasów
- Porównanie właściwości kwasów
- Odczyn roztworów – pH

Procedury osiągania celów:

Wspominamy o kwasach, z którymi mamy do czynienia na co dzień, a następnie przechodzimy do systematycznego omówienia najważniejszych kwasów mineralnych. Wprowadzamy ich nazwy, wzory sumaryczne i wzory strukturalne. Zapisujemy przebieg reakcji otrzymywania wodorotlenków niemetali (chlorowodoru, siarkowodoru). Otrzymujemy kwasy: chlorowodorowy, siarkowodorowy, siarkowy(IV), węglowy oraz fosforowy(V) i na tej podstawie wyjaśniamy sposoby otrzymywania kwasów tlenowych i kwasów beztlenowych. Zapisujemy odpowiednie równania reakcji chemicznych. Następnie poznajemy wspólne właściwości kwasów oraz właściwości charakterystyczne danego kwasu. Zwracamy uwagę na zachowanie bezpieczeństwa podczas pracy z kwasami. Omawiamy najważniejsze zastosowania kwasów. Zapisujemy równania reakcji dysocjacji jonowej (także stopniowej) zgodnie z teorią Arrheniusa kwasów. Na podstawie teorii dysocjacji wyjaśniamy istnie-

nie wspólnych właściwości kwasów. Wyjaśniamy pojęcie kwaśnych opadów. Analizujemy proces ich powstawania i wpływ na środowisko przyrodnicze. Proponujemy sposoby ograniczenia powstawania kwaśnych opadów. Wprowadzamy pojęcia odczynu roztworu i skali pH. Wyjaśniamy zależność między liczbą jonów wodoru i wodorotlenkowych a wartością pH w roztworach wodnych. Oznaczamy pH różnych roztworów i określamy ich odczyn.

DZIAŁ VIII. Sole (15 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Wzory i nazwy soli
- Dysocjacja jonowa soli
- Reakcje zobojętniania
- Reakcje metali z kwasami
- Reakcje tlenków metali z kwasami
- Reakcje wodorotlenków metali z tlenkami niemetalu
- Reakcje strąceniowe
- Inne sposoby otrzymywania soli
- Porównanie właściwości soli i ich zastosowań

Procedury osiągnięcia celów:

Podsumowując wiadomości o kwasach i zasadach, zwracamy uwagę na to, że sole są pochodnymi kwasów zarówno pod względem budowy, jak i nazewnictwa. Ustalamy wzory sumaryczne soli na podstawie nazwy i odwrotnie, podkreślając, że wzór soli jest poprawny, gdy istnieje równowaga wartościowości metalu i reszty kwasowej. Wyjaśniamy proces dysocjacji jonowej soli i zapisujemy odpowiednie równania reakcji chemicznych. Ćwiczymy nazewnictwo jonów otrzymanych w reakcji dysocjacji soli. Uwzględniając fakt, że sól jest zbudowana z metalu i reszty kwasowej, wyjaśniamy, że jednym ze sposobów otrzymywania soli jest reakcja zasad z kwasami, czyli reakcja zobojętniania. Przeprowadzamy odpowiednie doświadczenia i zapisujemy równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej. Na podstawie doświadczeń wyjaśniamy także, że innym sposobem otrzymywania soli są reakcje metali z kwasami. Podkreślamy, że nie wszystkie metale reagują z kwasami, lecz tylko te, które są aktywniejsze od wodoru i które mogą wyprzeć go z kwasu. Zapoznajemy uczniów z szeregiem aktywności metali i ćwiczymy umiejętność korzystania z niego. Wykonując doświadczenia, zapoznajemy uczniów z innymi sposobami otrzymywania soli: reakcją tlenków metali z kwasami i reakcją tlenków niemetalu z wodorotlenkami. Wspominamy o sposobach otrzymywania soli w reakcjach: metali z niemetalami (powstają sole kwasów beztlenowych) i tlenków niemetalu z tlenkami metali (powstają sole kwasów tlenowych). Piszemy równania reakcji otrzymywania soli. Wprowadzamy pojęcie soli łatwo i trudno rozpuszczalnej w wodzie. Korzystając z tabeli rozpuszczalności wodorotlenków i soli, podajemy odpowiednie przykłady. Na podstawie doświadczeń (reakcji strąceniowych) wyjaśniamy sposób powstawania soli trudno rozpuszczalnych. Równania reakcji strąceniowych zapisujemy w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej. Podajemy przykłady soli o dużym znaczeniu w życiu człowieka i zapoznajemy uczniów z ich zastosowaniami.

DZIAŁ IX. Związki węgla z wodorem (10 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Naturalne źródła węglowodorów
- Szereg homologiczny alkanów
- Metan i etan
- Porównanie właściwości i zastosowań alkanów
- Szereg homologiczny alkenów, eten
- Szereg homologiczny alkinów, etyn
- Porównanie właściwości alkanów, alkenów i alkinów

Procedury osiągnięcia celów:

Naukę chemii organicznej rozpoczynamy od wyjaśnienia, że jest to chemia związków węgla. Zapoznajemy uczniów z naturalnymi źródłami węglowodorów: ropą naftową i gazem ziemnym oraz produktami destylacji ropy naftowej i przeróbki węgla kamiennego. Omawiamy zastosowania tych produktów. Wprowadzamy pojęcie szeregu homologicznego, podajemy nazwy, wzory: sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne i grupowe poszczególnych członów szeregu homologicznego alkanów do pięciu atomów węgla w cząsteczce. „Tworzymy” wzór ogólny alkanów. Zwracamy uwagę na zależność między długością łańcuchów węglowych alkanów a ich właściwościami fizycznymi. Omawiamy budowę cząsteczek i zastosowania metanu i etanu. Badamy właściwości alkanów. Piszemy równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego alkanów. Omawiamy budowę cząsteczki, właściwości fizyczne i chemiczne etenu jako przykładu węglowodorów nienasyconych – alkenów. „Tworzymy” szeregi homologiczne węglowodorów nienasyconych: alkenów i alkinów do pięciu atomów węgla w cząsteczce. Omawiamy budowę cząsteczki etynu jako przykładu alkinów. Otrzymujemy etyn, badamy jego właściwości fizyczne i chemiczne. Omawiamy zastosowania etynu. Zapisujemy równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego węglowodorów nienasyconych. Piszemy równania reakcji przyłączania bromu do cząsteczek węglowodorów nienasyconych. Wyjaśniamy przebieg reakcji polimeryzacji i jej znaczenie dla produkcji niektórych tworzyw sztucznych. Opisujemy właściwości i zastosowania polietylenu. Porównujemy właściwości chemiczne alkanów, alkenów i alkinów, podkreślając, że różnice wynikają z różnic w budowie cząsteczek. Odróżniamy doświadczalnie węglowodory nasycone od nienasyconych. W tym dziale często wykorzystujemy ćwiczenia modelowe, gdyż ułatwiają one zrozumienie właściwości związków organicznych dzięki poznaniu budowy ich cząsteczek.

DZIAŁ X. Pochodne węglowodorów (17 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Szereg homologiczny alkoholi
- Metanol, etanol
- Glicerol
- Porównanie właściwości alkoholi
- Szereg homologiczny kwasów karboksylowych
- Kwas metanowy
- Kwas etanowy

- Wyższe kwasy karboksylowe
- Porównanie właściwości kwasów karboksylowych
- Estry
- Aminokwasy

Procedury osiągnięcia celów:

Wyjaśniamy, co to znaczy, że alkohole są pochodnymi węglowodorów. „Tworzymy” szereg homologiczny alkoholi do pięciu atomów węgla w cząsteczce – zapisujemy wzory: sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne i grupowe, zaznaczamy w cząsteczkach grupę alkilową (alkil) i grupę funkcyjną. Podajemy nazwy systematyczne i zwyczajowe alkoholi. Zapoznajemy uczniów z właściwościami i zastosowaniami metanolu, zaznaczając, że jest on bardzo silną trucizną. Doświadczalnie badamy właściwości fizyczne i chemiczne etanolu. Podajemy jego zastosowania. Omawiamy problem nadmiernego spożywania alkoholu i alkoholizm jako niebezpieczną chorobę społeczną. Zapisujemy równania reakcji spalania metanolu i etanolu. Wykazujemy zależność między długością łańcucha węglowego a stanem skupienia i aktywnością chemiczną alkoholi. Omawiamy budowę cząsteczki glicerolu jako przykładu alkoholu polihydroksylowego. Zapisujemy wzory: sumaryczny i strukturalny, podajemy nazwę systematyczną glicerolu. Doświadczalnie badamy właściwości glicerolu i omawiamy jego zastosowania. Wyjaśniamy, co to znaczy, że kwasy karboksylowe są pochodnymi węglowodorów. „Tworzymy” szereg homologiczny kwasów karboksylowych do pięciu atomów węgla w cząsteczce. Zapisujemy wzory: sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne i grupowe, zaznaczamy w cząsteczkach grupę alkilową (alkil) i grupę funkcyjną. Podajemy nazwy systematyczne i zwyczajowe kwasów karboksylowych. Podajemy przykłady kwasów organicznych występujących w przyrodzie. Zapoznajemy uczniów z właściwościami i zastosowaniami kwasu metanowego. Doświadczalnie badamy właściwości fizyczne i chemiczne kwasu etanowego. Podajemy jego zastosowania. Zapisujemy równania reakcji dysocjacji i zobojętniania (w postaci cząsteczkowej i jonowej) kwasu etanowego. Omawiamy budowę cząsteczek wyższych kwasów karboksylowych. Badamy właściwości fizyczne kwasów: palmitynowego, stearynowego i oleinowego. Zapisujemy równania reakcji spalania kwasów karboksylowych. Podsumowując wiadomości o kwasach karboksylowych, analizujemy podobieństwa i różnice w ich właściwościach. Wyjaśniamy, na czym polega reakcja estryfikacji. Zapisujemy równania reakcji prostych kwasów karboksylowych z alkoholami monohydroksylowymi. Zwracamy uwagę na mechanizm reakcji estryfikacji i warunki, w jakich ona zachodzi. Wskazujemy grupę funkcyjną we wzorach estrów. Tworzymy nazwy estrów. Otrzymujemy etanian etylu i badamy jego właściwości. Omawiamy właściwości, zastosowania i występowanie estrów w przyrodzie. Wyjaśniamy budowę cząsteczek aminokwasów na przykładzie

glicyny. Wskazujemy grupy funkcyjne w cząsteczce aminokwasu i podajemy konsekwencje ich obecności (tworzenie wiązania peptydowego), które są skutkiem zajścia reakcji kondensacji. Piszemy równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek glicyny. Określamy właściwości fizyczne i chemiczne aminokwasów na przykładzie kwasu aminoetanowego (glicyny).

DZIAŁ XI. Substancje o znaczeniu biologicznym (10 godzin lekcyjnych)

Hasła programowe:

- Tłuszcze
- Białka
- Sacharydy – skład pierwiastkowy
- Glukoza, fruktoza – przykłady monosacharydów
- Sacharoza – przykład disacharydu
- Skrobia, celuloza – przykłady polisacharydów

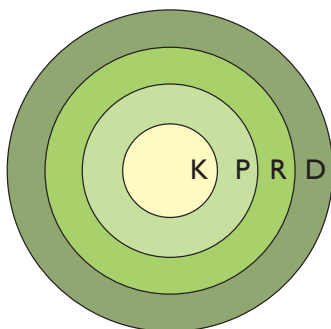
Procedury osiągnięcia celów:

Przypominamy uczniom wiadomości o składnikach pokarmowych (tłuszczach, białkach, cukrach, wodzie, solach mineralnych i witaminach) oraz rolę, jaką odgrywają w organizmach. Omawiamy budowę cząsteczek tłuszczów. Zapisujemy równanie reakcji otrzymywania tłuszczu w reakcji estryfikacji glicerolu z wyższym kwasem karboksylowym. Badamy właściwości tłuszczów. Wyjaśniamy różnicę między tłuszczem a substancją tłustą, np. olejem silnikowym. Podkreślamy, że stan skupienia tłuszczu w temperaturze pokojowej zależy od obecności w cząsteczce tłuszczu wiązania wielokrotnego. Doświadczalnie odróżniamy tłuszcze nasycone od nienasyconego. Wyjaśniamy, na czym polega utwardzanie tłuszczów. Podajemy skład pierwiastkowy białek. Wyjaśniamy, że białka to wielocząsteczkowe związki naturalne, których podstawową „cegielką” są aminokwasy. Doświadczalnie badamy właściwości białek i przeprowadzamy ich reakcję charakterystyczną ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Wykrywamy obecność białka w różnych produktach spożywczych. Opisujemy różnice w przebiegu denaturacji i koagulacji białek i określamy czynniki wywołujące te procesy. Badamy skład pierwiastkowy sacharydów. Dokonujemy klasyfikacji sacharydów na cukry proste i złożone. Omawiamy budowę cząsteczek: glukozy i fruktozy, podajemy ich wzory sumaryczne. Badamy właściwości fizyczne glukozy. Podajemy wzór sumaryczny sacharozy, omawiamy jej występowanie i zastosowania. Doświadczalnie sprawdzamy właściwości fizyczne sacharozy. Opisujemy występowanie skrobi i celulozy w przyrodzie. Zapisujemy wzory sumaryczne skrobi i celulozy, wyjaśniamy ich przynależność do grupy polisacharydów. Badamy doświadczalnie właściwości skrobi i przeprowadzamy jej reakcję charakterystyczną z jodem. Wykrywamy obecność skrobi w różnych produktach spożywczych. Omawiamy różnice we właściwościach skrobi i celulozy. Opisujemy zastosowania i znaczenie skrobi i celulozy.

4 Opis założonych osiągnięć uczniów i propozycje ich oceniania

Wymagania programowe to zamierzone osiągnięcia uczniów. Oceny osiągnięć uczniów można dokonać na podstawie hierarchii wymagań (rys. 1.), tak by spełnienie wymagań wyższych było uwarunkowane spełnieniem wymagań niższych. Hierarchizacji wymagań na poszczególne stopnie można dokonać według następujących kryteriów:

- łatwości nauczanych zagadnień,
- doniosłości naukowej przekazywanych treści,
- niezbędności wewnątrzprzedmiotowej w celu opanowania kolejnych tematów z przedmiotu,
- użyteczności w życiu codziennym.



Rys. 1. Schemat hierarchizacji wymagań, gdzie: K – wymagania konieczne, P – wymagania podstawowe, R – wymagania rozszerzające, D – wymagania dopełniające.

Wymagania konieczne (K) obejmują wiadomości i umiejętności, których przyswojenie umożliwia uczniom kontynuowanie nauki na danym poziomie nauczania. Najczęstszą kategorią celów dla tego rodzaju wymagań jest korzystanie ze zdobytej wiedzy w sytuacjach typowych, zapamiętanie wiadomości, odtwarzanie działania i uczestniczenie w nim.

Wymagania podstawowe (P) obejmują wiadomości i umiejętności, które są stosunkowo łatwe do opanowania, potwierdzone naukowo, użyteczne w życiu codziennym i konieczne do kontynuowania nauki. W kategorii celów kształcenia stanowią one nawiązanie do rozumienia wiadomości, odtwarzania działania i podejmowania go.

Wymagania rozszerzające (R) obejmują wiadomości, które są średnio trudne do opanowania, ich przyswojenie nie jest niezbędne do kontynuowania nauki, mogą – ale nie muszą – być użyteczne w życiu codziennym. Są pogłębione i rozszerzone w stosunku do wymagań podstawowych. Odpowiada to stosowaniu wiadomości w sytuacjach typowych, sprawnemu działaniu w stałych warunkach oraz nastawieniu na działanie.

Wymagania dopełniające (D) obejmują wiadomości i umiejętności, które są trudne do opanowania, nie mają bezpośredniego zastosowania w życiu codziennym, jednak nie muszą wykraczać poza program nauczania. Odpowiada to stosowaniu wiadomości w sytuacjach problemowych, sprawności działania w zmiennych warunkach i budowaniu własnego systemu działań.

System oceniania tworzą ocenianie zewnętrzne i ocenianie wewnętrzne.

Ocenianie zewnętrzne organizują okręgowe komisje egzaminacyjne. Odbywa się ono z zastosowaniem po-

wszechnie znanych standardów edukacyjnych i kryteriów oceniania.

Ocenianie wewnętrzne powinno opierać się na szczegółowych wymaganiach wynikających z programu nauczania realizowanego przez nauczyciela. Nauczyciel chemii, ustalając wewnętrzne wymagania edukacyjne, powinien więc kierować się szczegółowym opisem wymagań oraz kryteriów i form oceniania zewnętrznego. Uczniów należy zapoznać ze sposobami sprawdzania i kryteriami oceniania. Oceny powinny odzwierciedlać postępy uczniów, wspomagać ich rozwój i wspierać proces uczenia się. Sprawdzanie postępów uczniów i wystawianie ocen, a także informacja zwrotna o osiągnięciach uczniów to ważne elementy w pracy dydaktyczno-wychowawczej nauczyciela. Uczniowie oczekują sprawiedliwej i obiektywnej oceny swojej pracy. Tylko wtedy uczniowie i nauczyciel mają zapewnione właściwe warunki uczenia się i nauczania oraz mają pełną świadomość, że ewentualne niepowodzenia nie oznaczają przegranej, lecz są przesłanką do refleksji i dalszego doskonalenia metod nauczania, uczenia się, kontroli, oceny, samooceny i współpracy.

Dobre ocenianie jest możliwe, jeśli jasno sformułowano kryteria, które są znane uczniom i przez nich akceptowane. Dostarcza ono informacji zwrotnych o pracy nauczyciela i jego osiągnięciach, a więc o tym, co może on zmienić i udoskonalić w sposobie nauczania.

Ocenianie ciągłe oznacza systematyczne poznawanie uczniów. Jest to ocenianie wewnętrzne towarzyszące procesowi dydaktyczno-wychowawczemu, mające na celu śledzenie rozwoju ucznia.

Ocenianie kształtujące umożliwia nauczycielowi planowanie pracy z uczniami oraz wybór właściwej strategii działania. Polega ono na zebraniu informacji przed rozpoczęciem nauki (diagnoza wstępna) lub podczas nauczania. Ocenianie zwykle kończy się wystawieniem stopnia, tzn. określeniem wartości, do której jest przyporządkowana informacja uzyskana w trakcie kontroli. Ocena osiągnięć ucznia, podobnie jak ustalenie kryteriów dla danej oceny, jest trudna.

Można przyjąć następujące kryteria oceniania:

Ocenę celującą otrzymuje uczeń, który:

- opanował wiadomości i umiejętności znacznie wykraczające poza program nauczania,
- stosuje wiadomości w sytuacjach nietypowych (problemowych),
- formułuje problemy oraz dokonuje analizy i syntezy nowych zjawisk,
- proponuje rozwiązania nietypowe,
- osiąga sukcesy w konkursach chemicznych na szczeblu wyższym niż szkolny.

Ocenę bardzo dobrą otrzymuje uczeń, który:

- opanował w pełnym zakresie wiadomości i umiejętności określone w programie,
- stosuje zdobytą wiedzę do rozwiązywania problemów i zadań w nowych sytuacjach,
- wykazuje dużą samodzielność i potrafi bez pomocy nauczyciela korzystać z różnych źródeł wiedzy, np. układu okresowego pierwiastków chemicznych, wykresów, tablic chemicznych, encyklopedii, internetu,

- projektuje i bezpiecznie wykonuje doświadczenia chemiczne,
- biegle zapisuje i uzgadnia równania reakcji chemicznych oraz samodzielnie rozwiązuje zadania obliczeniowe o dużym stopniu trudności.

Ocenę dobrą otrzymuje uczeń, który:

- opanował w dużym zakresie wiadomości i umiejętności określone w programie,
- poprawnie stosuje wiadomości i umiejętności do samodzielnego rozwiązywania typowych zadań i problemów,
- korzysta z układu okresowego pierwiastków chemicznych, wykresów, tablic chemicznych i innych źródeł wiedzy chemicznej,
- bezpiecznie wykonuje doświadczenia chemiczne,
- zapisuje i uzgadnia równania reakcji chemicznych,
- samodzielnie rozwiązuje zadania obliczeniowe o średnim stopniu trudności.

Ocenę dostateczną otrzymuje uczeń, który:

- opanował w zakresie podstawowym te wiadomości i umiejętności określone w programie, które są konieczne do dalszego kształcenia,

- z pomocą nauczyciela poprawnie stosuje wiadomości i umiejętności do rozwiązywania typowych zadań i problemów,
- z pomocą nauczyciela korzysta ze źródeł wiedzy, takich jak: układ okresowy pierwiastków chemicznych, wykresy, tablice chemiczne,
- z pomocą nauczyciela bezpiecznie wykonuje doświadczenia chemiczne,
- z pomocą nauczyciela zapisuje i uzgadnia równania reakcji chemicznych oraz rozwiązuje zadania obliczeniowe o niewielkim stopniu trudności.

Ocenę dopuszczającą otrzymuje uczeń, który:

- ma pewne braki w wiadomościach i umiejętnościach określonych w programie, ale nie przekreślają one możliwości dalszego kształcenia,
- z pomocą nauczyciela rozwiązuje typowe zadania teoretyczne i praktyczne o niewielkim stopniu trudności,
- z pomocą nauczyciela bezpiecznie wykonuje proste doświadczenia chemiczne, zapisuje proste wzory i równania reakcji chemicznych.

5 Lista substancji, szkła i sprzętu laboratoryjnego użytych w doświadczeniach chemicznych

W procesie nauczania chemii ważne jest, aby znaleźć czas na przeprowadzanie doświadczeń chemicznych. Eksperymenty mogą zostać zaprezentowane w formie pokazu nauczycielskiego lub wykonane samodzielnie przez uczniów. W tabelach zamieszczono listy szkła i sprzętu laboratoryjnego oraz odczynników chemicznych niezbędnych do przeprowadzenia doświadczeń chemicznych, które są zalecane w podstawie programowej dla klasy siódmej i ósmej szkoły podstawowej. W doświadczeniach można wykorzystywać również substancje znane uczniom z życia codziennego, aby pokazać obecność chemii w naszym otoczeniu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny

Szkło laboratoryjne	Sprzęt laboratoryjny
<ul style="list-style-type: none"> • bagietki • cylindry miarowe • kolby kuliste okrągłodenne • kolby kuliste płaskodenne • kolby miarowe • kolby stożkowe • krystalizatory • lejki • pipety • probówki • szalki Petriego • szkiełka zegarkowe • zlewki 	<ul style="list-style-type: none"> • łapy drewniane • łyżeczki • łyżki do spalań • moździerz • nóż • palniki gazowe • palniki spirytusowe • parownica porcelanowa • pęseta • statywy do probówek • szczypcy metalowe • trójnogi z trójkątami kaolinowymi

Odczynniki chemiczne

Substancje nieorganiczne	Substancje organiczne
<ul style="list-style-type: none"> • amoniak (stężony roztwór) • azotan(V) potasu • azotan(V) srebra(I) • brąz • chlorek baru • chlorek miedzi(II) • chlorek sodu • chlorek żelaza(III) 	<ul style="list-style-type: none"> • benzyna • białko • etanol • fenoloftaleina • gaz ziemny • gaz z zapalniczki • glicerol • glukoza

Substancje nieorganiczne	Substancje organiczne
<ul style="list-style-type: none"> • cynk • dichromian(VI) potasu • duraluminium • fosfor czerwony • glin • jodyna • karbid • kwas azotowy(V) • kwas azotowy(V) (stężony roztwór) • kwas chlorowodorowy • kwas siarkowy(VI) • kwas siarkowy(VI) (stężony roztwór) • magnez • manganian(VII) potasu • miedź • mosiądz • piasek • siarczan(VI) amonu • siarczan(VI) miedzi(II) • siarczan(VI) potasu • siarczan(VI) sodu • siarczan(VI) wapnia • siarczek żelaza(II) • siarka • sól • stal • tlenek magnezu • tlenek miedzi(II) • tlenek sodu • tlenek wapnia • wapień (marmur) • węglan amonu • węglan sodu • węglan wapnia • woda bromowa • woda destylowana • wodorotlenek potasu • wodorotlenek sodu • żelazo 	<ul style="list-style-type: none"> • kwas etanowy (kwas octowy) • kwas oleinowy • kwas palmitynowy • kwas stearynowy • mąka • nafta • olej • oranż metylowy • parafina • ropa naftowa • sacharoza • skrobia • tłuszcz stały • uniwersalny papierek wskaźnikowy • węgiel aktywny • węgiel drzewny