

Krzysztof M. Pazdro

CHEMIA

Program kształcenia w zakresie podstawowym do liceów ogólnokształcących, liceów profilowanych oraz techników

Minister Edukacji Narodowej i Sportu dopuszcza do użytku szkolnego program nauczania pod tytułem „Chemia. Program kształcenia w zakresie podstawowym do liceów ogólnokształcących, liceów profilowanych oraz techników” autorstwa Krzysztofa M. Pazdro, przeznaczony dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum, recenzowany przez: prof. dr. hab. Tadeusza Krygowskiego, dr. inż. Andrzeja Rubaszkiwicza, mgr Jolantę Bat, dr Krystynę Długosz-Kurczabową.
Numer dopuszczenia: DKW-4015-44/01

Łamanie
Studio Graficzne Bogucki

Projekt okładki
GEM Poland

Redaktor i nadzór edytorski
Tadeusz Kłós

© Copyright by Krzysztof M. Pazdro, Warszawa 2002

Druk i oprawa
GRAFMAR Sp. z o. o.
Kolbuszowa Dolna, ul. Wiejska 43

Wydanie I, Warszawa 2002 r.

Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro Sp. z o. o.
ul. Kościańska 4, 01-695 Warszawa
www.pazdro.com.pl
e-mail: pazdro@pazdro.com.pl

ISBN 83-89023-61-X

Spis treści

Wstęp	5
Dział 1. Przypomnienie wiadomości z gimnazjum	8
Dział 2. Budowa materii	10
Dział 3. Przemiany jądrowe	13
Dział 4. Stechiometria	15
Dział 5. Mieszanki	16
Dział 6. Reakcje chemiczne	18
Dział 7. Związki nieorganiczne	21
Dział 8. Najważniejsze pierwiastki chemiczne	22
Dział 9. Węglowodory	24
Dział 10. Jednofunkcyjne związki organiczne	26
Dział 11. Związki organiczne w przyrodzie i gospodarce	28
Dział 12. Kompendium chemii licealnej	30
Propozycje metod sprawdzania i oceny osiągnięć ucznia	32

Wstęp

Program opracowano na podstawie zalecanej przez Ministerstwo Edukacji Narodowej i Sportu podstawy programowej kształcenia w zakresie podstawowym dla trzech typów szkół ponadgimnazjalnych wymienionych w tytule niniejszego PROGRAMU.

Dla chemii przewiduje się 3 godziny nauczania w ramach tzw. kształcenia podstawowego, co w praktyce powinno dać około 114 lekcji podczas nauki w całym cyklu. Zakładając, że chemia będzie nauczana w ciągu 3 lat (przez 6 semestrów raz w tygodniu), możemy obliczyć semestralny wymiar godzin: $114 : 6 = 19$ lekcji na semestr. W niniejszym PROGRAMIE materiał nauczania został podzielony na 12 działów, po 1, 2 lub 3 działy na semestr, ale w taki sposób, że liczba lekcji w działach nauczania przypadających na dany semestr zawsze wynosi 19. Lekcje w każdym dziale podzielono na dwie grupy: lekcje z określonymi treściami nauczania i lekcje do dyspozycji nauczyciela. Ten podział jest zaznaczony przy każdym tytule działu w postaci sumy dwóch liczb. Na przykład po tytule działu 1. jest zapis: „liczba lekcji: 6 + 2”, co oznacza, że PROGRAM przewiduje 6 lekcji z określonymi tematami i 2 lekcje do dyspozycji nauczyciela.

Podział materiału nauczania na poszczególne działy wraz z liczbą proponowanych lekcji pokazuje poniższa tabela:

Tytuł działu	Liczba lekcji
1. Przypomnienie wiadomości z gimnazjum	6 + 2
2. Budowa materii	9 + 2
Razem w działach 1 i 2	15 + 4 = 19
3. Przemiany jądrowe	5 + 2
4. Stechiometria	5 + 1
5. Mieszanki	5 + 1
Razem w działach 3, 4 i 5	15 + 4 = 19
6. Reakcje chemiczne	14 + 5
Razem w dziale 6	14 + 5 = 19
7. Związki nieorganiczne	5 + 4
8. Najważniejsze pierwiastki chemiczne	8 + 2
Razem w działach 7 i 8	13 + 6 = 19
9. Węglowodory	9 + 2
10. Jednofunkcyjne związki organiczne	7 + 1
Razem w działach 9 i 10	16 + 3 = 19
11. Związki organiczne w przyrodzie i gospodarce	6 + 2
12. Kompendium chemii licealnej	9 + 2
Razem w działach 11 i 12	15 + 4 = 19

W przypadku innych siatek godzin, na przykład jeśli w danym semestrze lekcje chemii będą się odbywały 2 razy w tygodniu, to wówczas liczba lekcji w semestrze wyniesie $2 \cdot 19 = 38$ i nie będzie konieczności rozdzielania treści którekolwiek działu na dwa semestry lub dwie klasy. Najkorzystniejszy wariant to nauczanie chemii w ciągu 3 semestrów po 2 godziny tygodniowo. Gdyby to nie było możliwe, wówczas nauczyciel powinien starać się o 2 godziny tygodniowo w ciągu dwóch semestrów, a w następnych dwóch semestrach po 1 godzinie. Najgorsza wersja – z powszechnie znanych powodów – to nauczanie przez 6 semestrów po jednej godzinie w tygodniu.

Niektóre tematy określono jako uzupełniające, ponieważ nie wynikają obligatoryjnie z podstawy programowej. Nauczyciel może je więc pominąć, na przykład wówczas gdy wydarzenia losowe zakłócą organizację roku szkolnego, lub zastąpić innymi zgodnie z własnymi preferencjami.

Tematy lekcji zostały w PROGRAMIE wyróżnione pogrubioną czcionką. Materiał nauczania przewidziany na poszczególne jednostki lekcyjne może w niektórych przypadkach budzić obawy z tego powodu, że jest zbyt obszerny. Stanowi jednak pewną całość tematyczną i dlatego powinien mu odpowiadać jeden paragraf w podręczniku. Nauczyciel może ten materiał podzielić na dwie lekcje, korzystając z dodatkowej puli godzin przeznaczonych do jego dyspozycji, lub polecić uczniom samodzielne zapoznanie się z określonymi zagadnieniami, uprzednio podając źródła. Czas zerwać z zasadą, w myśl której cały materiał nauczania należy „przerobić“ na lekcji. Odsyłanie do literatury pomoże w zwalczaniu coraz powszechniejszej wśród uczniów nieumiejętności czytania ze zrozumieniem.

Wykaz doświadczeń podany w procedurze osiągnięcia celów ma charakter propozycji. Nauczyciel może przeprowadzić inne doświadczenia – równoważne pod względem walorów dydaktycznych. Również do nauczyciela należy decyzja o przeprowadzeniu doświadczenia w formie pokazu lub ćwiczenia uczniowskiego.

Właściwa organizacja procesu edukacji chemicznej w liceum wymaga zapewnienia uczniom warunków zgodnych z zasadami bezpieczeństwa i higieny pracy podczas wykonywania doświadczeń chemicznych. Takie warunki nie mogą być zapewnione dużej liczbie uczniów jednocześnie, to znaczy bez wprowadzenia podziału klasy na grupy. Obowiązek podziału na grupy ćwiczeniowe jest określony w rozporządzeniu Ministra Edukacji Narodowej i Sportu. Umożliwia ono podział na grupy w każdym przypadku, gdy przedmiot nauczania wymaga ćwiczeń laboratoryjnych, a organ prowadzący szkołę wyrazi na to zgodę. Obowiązkiem nauczyciela chemii jest skuteczne ubieganie się o taką zgodę, przynajmniej w tych semestrach, na które przypada dużo doświadczeń.

Oprócz wymienionych w PROGRAMIE celów nauczania ważne są również cele wychowawcze. Swoisty charakter nauczania chemii, polegający na łączeniu zdobywania wiedzy metodą doświadczeń z poznawaniem teorii naukowych, daje nauczycielowi wiele możliwości tworzenia takich sytuacji wychowawczych bądź wykorzystywania zaistniałych sytuacji dydaktycznych, które służą rozwijaniu u uczniów umiejętności intra- i interpersonalnych.

Realizacja wymienionych niżej celów wychowawczych i celów nauczania zapewni uczniowi warunki wszechstronnego rozwoju:

- wykorzystanie procesu oceniania do umożliwienia uczniowi kontroli nad własną edukacją;
- ułatwianie przejęcia odpowiedzialności za wyniki własnej edukacji i za funkcjonowanie w szkole;
- budowanie postawy tolerancji w stosunku do poglądów odmiennych niż własne, w tym odwagi prezentowania swojego stanowiska;
- ułatwianie akceptacji norm służących do realizacji wspólnych interesów grupy, do której się należy;
- stwarzanie okazji do lepszego poznania swoich predyspozycji i ukierunkowania zainteresowań;
- stymulowanie twórczego myślenia;
- tworzenie nawyków skutecznego działania;
- kształtowanie postaw proekologicznych;
- ćwiczenie umiejętności psychologicznych takich jak: komunikacja, rozwiązywanie konfliktów bez przegranych stron, planowanie, podejmowanie decyzji, współpraca w grupie;
- kształtowanie nawyku dbania podczas wykonywania doświadczeń o bezpieczeństwo nie tylko swoje, ale i kolegów.

Nauczyciel chemii, pełniący funkcję wychowawcy zadba o to, aby uczeń poznając prawdę o otaczającej rzeczywistości, mógł jednocześnie lepiej poznać siebie, umiał określić swoje miejsce w tej rzeczywistości teraz i w przyszłości.

Dział 1. Przypomnienie wiadomości z gimnazjum

(liczba lekcji: 6 + 2)

A. CELE EDUKACYJNE

Wyrównanie wiedzy i umiejętności uczniów, którzy ukończyli różne gimnazja, korzystali z różnorodnych, często niepodobnych podręczników, pod kierunkiem rozmaitych Nauczycieli. Przypomnienie obejmuje materiał niezbędny do sprawnego realizacji początkowych działów nauczania w liceum.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Dwa opisy przemian chemicznych. Zakres chemii jako nauki przyrodniczej. Makroskopowe i mikroskopowe ujęcie: reakcji chemicznej, pierwiastka chemicznego i związku chemicznego.

Notacja chemiczna. Skład substancji – wzory sumaryczne. Budowa substancji – wzory strukturalne. Reakcje chemiczne – równania reakcji.

Tablica Mendelejewa. Prawo okresowości w ujęciu makroskopowym. Grupy i okresy. Ustalanie wartościowości pierwiastków w związkach. Metale i niemetale w tablicy Mendelejewa. Alotropia. Masy atomowe i cząsteczkowe.

Rodzaje materii. Substancje i mieszaniny w opisie makroskopowym i mikroskopowym. Właściwości fizyczne i chemiczne substancji. Mieszanina a związek chemiczny.

Przemiany materii. Klasyfikacja przemian materii. Przemiany fizyczne i chemiczne w ujęciu makroskopowym i mikroskopowym. Typy reakcji (łączenie, rozkład, wymiana). Reakcje jonowe i cząsteczkowe. Grupy reakcji (zobojętnianie, strącanie, utlenianie itp.).

Rodzaje związków nieorganicznych. Klasyfikacja związków nieorganicznych. Budowa, nazwy, otrzymywanie i właściwości chemiczne: tlenków, wodorotlenków, kwasów tlenowych i soli.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Sprawdzian diagnostyczny (na pierwszej lekcji). Informacja o wyposażeniu i regulaminie pracowni. Korzystanie z podręcznika, tablicy Mendelejewa i zbioru zadań.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Redukcja tlenku miedzi węglem.
2. Badanie wybranych właściwości fizycznych substancji.
3. Wybrana reakcja rozkładu lub łączenia.
4. Wybrany przykład z grupy reakcji: roztwarzanie, strącanie, zobojętnianie.

5. Otrzymywanie wybranego wodorotlenku i kwasu tlenowego z odpowiednich tlenków.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- co to jest makroskopowy i mikroskopowy opis: właściwości substancji i mieszanin oraz przemian chemicznych;
- do czego służą symbole i wzory chemiczne;
- jakie są rodzaje wzorów chemicznych i o czym one informują;
- co to jest wartościowość;
- na czym polega zasada uporządkowania pierwiastków w tablicy Mendelejewa;
- co to jest masa atomowa i cząsteczkowa;
- jak klasyfikuje się rodzaje materii;
- czym różni się mieszanina od związku chemicznego;
- jakim przemianom może ulegać materia i czym te przemiany się różnią;
- jakie cechy mają reakcje chemiczne;
- jakie są kryteria podziałów reakcji chemicznych;
- co to jest: 1) utlenianie, 2) spalanie, 3) redukcja, 4) roztwarzanie, 5) reakcja katalizowana, 6) strącanie, 7) zobojętnianie, 8) rozkład termiczny;
- jak można klasyfikować związki nieorganiczne;
- co to są: tlenki, wodorotlenki, kwasy tlenowe i sole; jak się je otrzymuje i jakie mają właściwości chemiczne;

Uczeń powinien umieć:

- przedstawiać dwa opisy, wskazanej przez nauczyciela, reakcji chemicznej (makroskopowy i mikroskopowy);
- odczytywać informacje o składzie jakościowym i ilościowym związku chemicznego z jego wzoru sumarycznego;
- układać wzory sumaryczne związków dwupierwiastkowych na podstawie znanych wartościowości pierwiastków w tym związku chemicznym oraz rysować ich wzory strukturalne;
- odczytywać równania chemiczne;
- dobierać współczynniki w równaniu chemicznym;
- podawać przykłady podobnych właściwości chemicznych pierwiastków należących do wskazanej grupy głównej;
- podawać przykłady okresowych zmian właściwości chemicznych pierwiastków należących do tego samego okresu;
- obliczać masy cząsteczkowe;

- podawać przykłady przemian materii, w których struktura drobin zostaje zmieniona i przykłady przemian, w których struktura drobin nie ulega zmianie;
- podawać przykłady trzech typów reakcji;
- podawać przykłady reakcji jonowych i cząsteczkowych;
- podawać przykłady reakcji: 1) utleniania, która jest spalaniem, 2) utleniania, która nie jest spalaniem, 3) redukcji, 4) roztwarzania, 5) reakcji katalizowanej, 6) strącania, 7) zobojętniania, 8) rozkładu termicznego;
- podawać przykłady związków nieorganicznych należących do określonych grup – w postaci wzoru i nazwy;
- zaliczać określony związek nieorganiczny do odpowiedniej grupy;
- podawać nazwę określonego związku;
- układać równania reakcji otrzymywania tlenków, wodorotlenków, kwasów tlenowych i soli;
- podawać przykłady właściwości chemicznych związku z określonej grupy.

Dział 2. Budowa materii

(liczba lekcji: 9 + 2)

A. CELE EDUKACYJNE

Poznanie współczesnego, uproszczonego modelu budowy atomu w zakresie niezbędnym do wyjaśnienia prawa okresowości, zależności między właściwościami pierwiastków a budową atomu oraz przyczyn i reguł przekształcania się atomów w inne drobin.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Składniki atomów. Jądro atomowe i elektrony – wzajemne oddziaływania. Promienie atomowe. Liczba atomowa. Skład atomu a położenie pierwiastka w tablicy Mendelejewa.

Jądro atomowe. Izotopy. Składniki jąder atomowych. Liczba masowa. Nazwy i symbole izotopów. Skład izotopowy pierwiastków i jego wpływ na masę atomową. Skład izotopowy cząsteczek.

Powłoki elektronowe. Powłoki elektronowe jako zespoły elektronów o zbliżonej energii. Liczba powłok w atomie. Pojemność powłok. Konfiguracja powłokowa. Rdzeń atomowy i elektrony walencyjne.

Podpowłoki elektronowe [temat uzupełniający]. Podpowłoki elektronowe jako zespoły elektronów o równej energii. Liczba podpowłok w powłoce. Pojemność podpowłok. Konfiguracja podpowłokowa. Bloki *s, p, d, f* w tablicy Mendelejewa.

Przekształcenia atomów w inne drobiny. Przyczyny tworzenia wiązań chemicznych. Reguła helowca. Wymiana elektronów – wiązanie jonowe. Uwspólnienie elektronów – wiązanie kowalencyjne. Delokalizacja elektronów – wiązanie metaliczne.

Substancje jonowe. Warunki powstawania wiązań jonowych. Wzory elektronowe substancji jonowych. Właściwości substancji jonowych.

Substancje kowalencyjne. Warunki powstawania wiązań kowalencyjnych. Wzory elektronowe substancji kowalencyjnych. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane. Elektryczność i jej zmiany na tle układu okresowego. Częsteczki dipolowe. Właściwości substancji kowalencyjnych.

Kierunkowość wiązań kowalencyjnych. Geometria drobin. Drobiną jako układ zbudowany z rdzeni atomowych i elektronów walencyjnych. Wiążące pary elektronowe i wolne pary elektronowe. Konsekwencje odpychania par elektronowych na przykładzie drobin AB_2 , AB_3 i AB_4 .

Przewidywanie budowy przestrzennej drobin [temat uzupełniający]. Reguły dla prostych drobin z jednym atomem centralnym. Obliczanie liczby wolnych par elektronowych atomu centralnego.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, zestawu modeli budowy materii, tablicy Mendelejewa, ze zbioru zadań i z filmów ilustrujących budowę materii.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Badanie przewodnictwa elektrycznego dichlorku ołowiu w stanie stałym i w stanie ciekłym.
2. Badanie rozpuszczalności azotanu sodu w różnych rozpuszczalnikach.
3. Strącanie jodku ołowiu.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- z czego składa się atom;
- jak oddziałują ze sobą składniki atomów;
- co to jest liczba atomowa i promień atomowy;
- z czego składają się jądra atomowe;
- co to są izotopy i czym się różnią;
- co to jest powłoka elektronowa, elektrony walencyjne i rdzeń atomowy;

- na jakich zasadach ze wzrostem liczby atomowej wzrasta liczba elektronów w powłokach;
- jak z budowy atomu wynika prawo okresowości;
- jakie właściwości pierwiastków można określić na podstawie konfiguracji walencyjnej;
- co określa reguła helowca;
- jak właściwości chemiczne pierwiastka zależą od budowy atomu;
- jak powstają wiązania chemiczne;
- które przekształcenia drobin są egzo-, a które endoenergetyczne;
- czym różni się budowa związków jonowych od budowy związków kowalencyjnych;
- co to jest wiązanie kowalencyjne spolaryzowane;
- jaką budowę geometryczną mogą mieć drobinny typu: AB_2 , AB_3 i AB_4 ;
- co to jest dipol elektryczny.

Uczeń powinien umieć:

- korzystając z tablicy Mendelejewa, podawać dla danego atomu:
 - całkowitą liczbę elektronów,
 - ładunek jądra,
 - liczbę powłok elektronowych,
 - liczbę elektronów walencyjnych (dla pierwiastków grup głównych);
- odszukiwać w odpowiedniej tablicy konfigurację elektronową (powłokową), wyjaśniać, co ona oznacza i – dla pierwiastków grup głównych – podawać liczbę elektronów walencyjnych;
- obliczać skład nukleonowy jądra na podstawie liczb: masowej i atomowej;
- zapisywać symbole izotopów na podstawie ich nazwy;
- tworzyć nazwy izotopów na podstawie ich symboli;
- wykonywać proste obliczenia związane z zawartością procentową izotopów;
- zastosować regułę helowca do ustalenia przegrupowań elektronowych, prowadzących do utworzenia wiązania chemicznego;
- określać na podstawie konfiguracji walencyjnej właściwości typowych pierwiastków (rozpoczynających i kończących okres);
- podawać podobieństwa i różnice w budowie atomów tej samej grupy i tego samego okresu;
- wskazywać typowe przykłady konfiguracji walencyjnej metali i niemetalii;
- podawać przykłady związków jonowych i kowalencyjnych;
- obliczać liczbę elektronów i liczbę jąder w określonej drobinie;
- określać właściwości substancji jonowych i kowalencyjnych;
- podawać przykłady substancji zbudowanych z określonego rodzaju drobin;

- podawać przykłady kształtów drobin;
- wyjaśniać, co to są cząsteczki dipolowe, co to są asocjaty i jaki mogą mieć wpływ na właściwości substancji.

Dział 3. Przemiany jądrowe

(liczba lekcji: 5 + 2)

A. CELE EDUKACYJNE

Poznanie przemian jądrowych i towarzyszących im efektów w postaci różnych form promieniowania jonizującego, w stopniu pozwalającym uczniowi na:

- właściwe rozumienie związku między cywilną energetyką i bronią jądrową;
- obiektywną ocenę wpływu promieniowania jądrowego na organizm;
- rozumienie problemów gospodarki odpadami radioaktywnymi;
- porównywanie skutków ekologicznych współczesnej energetyki jądrowej i innych form energetyki;
- rozumienie informacji o nowoczesnych, bezpiecznych reaktorach jądrowych;
- krytyczną ocenę informacji o źródłach i skutkach promieniowania jądrowego rozpowszechnianych przez media i przez organizacje określające się jako ekologiczne.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Rodzaje przemian jądrowych. Rozpady samorzutne (α , β), reakcje jądrowe, rozszczepienia jądrowe, fuzje jądrowe. Transuranowce.

Promieniotwórczość naturalna. Substancje promieniotwórcze w przyrodzie. Odkrycie promieniotwórczości. Okres półtrwania. Szeregi promieniotwórcze.

Działanie promieniowania jądrowego na organizmy. Właściwości promieniowania jądrowego. Radioliza. Ochrona radiologiczna.

Energia jądrowa. Wyzwalanie energii jądrowej. Materiały rozszczepialne. Proces łańcuchowy. Niekontrolowane rozszczepienie jądrowe – bomby jądrowe („atomowe“).

Elektrownie jądrowe. Kontrolowane rozszczepienie jądrowe – reaktory jądrowe. Bezpieczeństwo jądrowe. Odpady promieniotwórcze. Awaryjne reaktorów. Reaktory powielające. Przyszłość energetyki jądrowej.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, z tablicy Mendelejewa, ze zbioru zadań i tabel danych. Wskazanie uczniom aktualnej – sprawdzonej przez nauczyciela pod względem merytorycznym – literatury popularnonaukowej. Udostępnienie popularnonaukowych filmów z dziedziny energetyki jądrowej. Ćwiczenia z krytycznej oceny informacji o źródłach i skutkach promieniowania jądrowego na podstawie wycinków z prasy, rozpowszechnianych ulotek i dokumentów dostępnych w Internecie, zgromadzonych przez nauczyciela i uczniów.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- jak klasyfikuje się przemiany jądrowe;
- jak wytwarza się pierwiastki nieistniejące w przyrodzie;
- co decyduje o trwałości jądra;
- co to są substancje promieniotwórcze;
- co to są naturalne szeregi promieniotwórcze;
- co to jest okres półtrwania;
- dlaczego pierwiastki promieniotwórcze istnieją w przyrodzie, mimo że od dawna ulegają rozpadowi;
- co to jest aktywność promieniotwórcza;
- jakie dobrodziejstwa i jakie zagrożenia kryje w sobie promieniowanie jądrowe;
- jak działa promieniowanie jądrowe na organizm;
- na czym polega różnica wykorzystania energii jądrowej w bombie atomowej i w reaktorze jądrowym;
- co to jest proces łańcuchowy;
- jakie surowce zużywa i jakie odpady wytwarza elektrownia jądrowa;
- na czym polega bezpieczeństwo jądrowe.

Uczeń powinien umieć:

- czytać i układać równania prostych przemian jądrowych;
- podawać cechy substancji promieniotwórczych;
- obliczać ilość substancji promieniotwórczej, która pozostaje z pierwotnej próbki po upływie czasu t , stanowiącego całkowitą wielokrotność okresu półtrwania;
- sporządzać i interpretować wykresy ilustrujące okres półtrwania;
- wykonywać proste obliczenia wartości A i Z związane z serią rozpadów w szeregu promieniotwórczym;
- podawać przykłady radiolizy;

- podawać argumenty przemawiające za budową i przeciwko budowie elektronni jądrowych;
- podawać warunki niezbędne do wywołania wybuchu bomby atomowej;
- uzasadniać, dlaczego w reaktorze jądrowym nie może nastąpić taki wybuch jak w bombie atomowej.

Dział 4. Stechiometria

(liczba lekcji: 5 + 1)

A. CELE EDUKACYJNE

Poznanie chemicznych metod obliczeniowych w stopniu pozwalającym na zrozumienie ilościowych aspektów przemian chemicznych ze szczególnym uwzględnieniem przewidzianych w kolejnych działach nauczania takich zagadnień jak: szybkość reakcji, stan równowagi chemicznej i reguła przekory.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Prawa stechiometryczne. Prawo zachowania masy. Prawo stałości składu.

Stechiometria wzorów chemicznych. Stosunek stechiometryczny składników w związku chemicznym i jego zastosowania w obliczeniach.

Stechiometria równań chemicznych. Stosunek stechiometryczny reagentów. Zasada stechiometrii. Przykłady prostych obliczeń.

Mol. Mol jako jednostka w układzie SI. Molowa interpretacja równań chemicznych. Masa i objętość mola substancji.

Zasada Avogadra. Zakres stosowalności. Objętość mola gazu. Warunki normalne.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, zbioru zadań i tablic chemicznych.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Reakcja strącania osadu kontrolowana wagą laboratoryjną.
2. Synteza siarczku glinu.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- co określają prawa stechiometryczne;

- co to jest stosunek stechiometryczny składników substancji i reagentów przemiany chemicznej;
- co określa zasada stechiometrii;
- jakie są konsekwencje zmieszania substratów reakcji w stosunku niestechiometrycznym;
- co to jest mol substancji;
- co określa zasada Avogadra.

Uczeń powinien umieć:

- uzasadniać słuszność praw stechiometrycznych na podstawie mikroskopowego opisu budowy materii;
- obliczać stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym i jego skład procentowy;
- obliczać masę pierwiastka w określonej próbce związku chemicznego;
- obliczać masę próbki związku chemicznego, w której znajduje się określona ilość pierwiastka;
- ustalać wzór sumaryczny na podstawie składu procentowego i masy cząsteczkowej;
- obliczać masę reagenta na podstawie znanej masy innego reagenta;
- ustalać, którego z substratów użyto w nadmiarze;
- obliczać ilość określonego produktu w przypadku zmieszania substratów w stosunku niestechiometrycznym;
- wykonywać proste obliczenia z wykorzystaniem zasady Avogadra i objętości mola gazu.

Dział 5. Mieszaniny

(liczba lekcji: 5 + 1)

A. CELE EDUKACYJNE

Poznanie właściwości mieszanin ze szczególnym uwzględnieniem tych, których nie ma żaden z jej składników w stanie czystym. Poznanie prostych, przydatnych w życiu codziennym metod sporządzania i rozdzielania mieszanin.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Klasyfikacja mieszanin. Układ fizyczny, faza i składnik układu. Układy ho-

mogeniczne i heterogeniczne. Układy rozdrobnione i nierozdrobnione. Rozdrobnienie drobinowe, koloidalne i gruboziarniste. Piana, emulsja, mgła, dym.

Sporządzanie mieszanin. Mieszanie składników o tych samych i różnych stanach skupienia. Adsorpcja i absorpcja. Zjawiska towarzyszące mieszaniu (efekt termiczny, kontrakcja objętości). Czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania. Roztwory nasycone i nienasycone. Rozpuszczalność. Czynniki wpływające na rozpuszczalność.

Właściwości mieszanin. Czynniki wpływające na właściwości mieszanin. Właściwości stopów. Wpływ substancji rozpuszczonej na temperaturę wrzenia i temperaturę krzepnięcia roztworu.

Opis składu mieszanin. Procent masowy i procent objętościowy składników mieszaniny. Stężenie molowe roztworu. Rozcieńczanie roztworu.

Rozdzielanie mieszanin. Chromatografia. Filtracja. Dekantacja. Sedymentacja. Destylacja. Krystalizacja. Rozwarstwienie. Desaturacja.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, tablic chemicznych i zbioru zadań.

Doświadczenia i pokazy (propozycje; można pominąć te, które są znane wszystkim uczniom z lekcji w gimnazjum):

1. Sporządzanie zawiesiny.
2. Otrzymywanie siarki koloidalnej.
3. Pomiar efektu ebulioskopowego.
4. Sporządzanie mieszaniny oziębiallyjącej.
5. Badanie właściwości sorpcyjnych gleby.
6. Kontrakcja objętości cieczy.
7. Wpływ ogrzewania, mieszania i rozdrabniania na szybkość rozpuszczania.
8. Badanie rozpuszczalności soli w wodzie.
9. Metody rozdzielania mieszanin.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- jak klasyfikuje się mieszaniny;
- od czego zależą właściwości mieszanin;
- jak wpływa substancja rozpuszczona na temperaturę wrzenia i krzepnięcia roztworu;
- jakie są rodzaje sorpcji;
- jakie zjawiska towarzyszą rozpuszczaniu;
- od czego zależy szybkość rozpuszczania;
- co to jest rozpuszczalność i od czego zależy;

- jak określa się skład mieszanin;
- jak można zmienić stężenie roztworu;
- jak można rozdzielić mieszaniny i jakie różnice właściwości składników wykorzystuje się w poszczególnych metodach.

Uczeń powinien umieć:

- podawać przykłady mieszanin objętych poznaną klasyfikacją;
- podawać przykłady wpływu składników mieszaniny na jej właściwości;
- sporządzać i odczytywać wykresy przedstawiające zależność rozpuszczalności od temperatury;
- wykonywać proste obliczenia związane ze składem mieszanin ze szczególnym uwzględnieniem stężeń roztworów.

Dział 6. Reakcje chemiczne

(liczba lekcji: 14 + 5)

A. CELE EDUKACYJNE

Przypomnienie i uporządkowanie zdobytej uprzednio wiedzy o reakcjach chemicznych oraz jej rozszerzenie o takie treści, jak: przyczyny efektu energetycznego reakcji, odwracalność reakcji, stan równowagi chemicznej, wydajność reakcji, reguła przekory, przegrupowania elektronowe towarzyszące reakcji chemicznej.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Efekt energetyczny reakcji. Czynniki wpływające na wartość efektu energetycznego. Zmiana wiązań chemicznych jako przyczyna efektu energetycznego reakcji. Energia wiązania chemicznego.

Szybkość reakcji chemicznych. Etapy reakcji. Mechanizm reakcji. Energia aktywacji.

Fizyczne czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych. Wpływ temperatury, stężenia i innych czynników. Energia aktywacji.

Katalizatory. Rodzaje katalizatorów. Inhibitory. Katalizatory w przemyśle, otoczeniu człowieka i w żywych organizmach.

Odwracalność reakcji chemicznych. Stan równowagi chemicznej. Prawo działania mas.

Reguła przekory. Czynniki wpływające na położenie stanu równowagi chemicznej. Wydajność reakcji.

Dysocjacja jonowa (elektrolityczna). Elektrolity i nieelektrolity. Rozpad kryształów jonowych i cząsteczek spolaryzowanych pod wpływem rozpuszczalnika. Bilans ładunku w roztworze.

Elektrolity mocne i słabe. Stan równowagi cząsteczki – jony. Stała dysocjacji. Stopień dysocjacji. Dysocjacja etapowa.

Kwasy i zasady. Kwasy i zasady jako substancje wytwarzające w roztworach wodnych określone jony. Autodysocjacja wody. Odczyn roztworu. Iloczyn jonowy wody, pH roztworu. Indykatory.

Reakcje jonowe. Strącanie osadów. Tworzenie słabych elektrolitów (w tym reakcja zobojętniania). Roztwarzanie metali w kwasach. Wypieranie metali z roztworów.

Hydroliza soli. Hydroliza jako reakcja jonowa. Odczyn roztworu po hydrolyzie.

Reakcje utleniania–redukcji. Stopień utlenienia. Utleniacze i reduktory w przyrodzie i otoczeniu człowieka.

Ogniwa chemiczne. Szereg napięciowy metali. Budowa i działanie ogniw. Rodzaje ogniw. Zastosowanie ogniw.

Elektroliza [temat uzupełniający]. Budowa elektrolizera. Produkty elektrolizy. Zastosowania przemysłowe elektrolizy.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, zbioru zadań i filmów popularnonaukowych.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Badanie wpływu stężenia na szybkość reakcji cynku z kwasem solnym.
2. Badanie wpływu temperatury na szybkość reakcji cynku z kwasem solnym.
3. Badanie wpływu wielkości powierzchni styku reagentów na szybkość reakcji cynku z kwasem solnym.
4. Katalityczny rozkład nadtlenu wodoru.
5. Badanie odwracalności reakcji żelaza z parą wodną.
6. Badanie wpływu stężenia reagentów na położenie stanu równowagi:
$$\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{PbS} + 2 \text{HCl}$$
7. Badanie wpływu temperatury na położenie równowagi reakcji:
$$2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$$
8. Porównanie temperatury wrzenia wody i roztworu chlorku sodu w celu wykazania, że z każdego rozpuszczonego mola NaCl powstają dwa mole jonów.
9. Badanie przewodnictwa elektrycznego roztworów.
10. Miareczkowanie kwasu zasadą w obecności indykatora.

11. Mierzenie pH różnych roztworów.
12. Strącanie osadów.
13. Roztworzenie siarczku w mocnym kwasie.
14. Roztworzenie soli amonowej w mocnej zasadzie.
15. Badanie odczynu wodnych roztworów hydrolizujących soli.
16. Wypieranie miedzi z roztworu siarczanu miedzi.
17. Reakcja trichlorku żelaza z jodkiem potasu.
18. Wykazanie przepływu elektronów w reakcji z poprzedniego doświadczenia.
19. Elektroliza kwasu solnego.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- co to jest efekt energetyczny reakcji i od czego zależy;
- jaki wpływ na efekt energetyczny reakcji mają wiązania chemiczne reagentów;
- co to jest energia wiązania;
- co to jest szybkość reakcji i od czego zależy;
- dlaczego reakcje różnią się szybkością;
- jaki jest mechanizm działania katalizatora;
- że wszystkie reakcje chemiczne są odwracalne i co oznacza termin „reakcja praktycznie nieodwracalna”;
- na czym polega stan równowagi chemicznej;
- co to jest wydajność reakcji;
- co to jest dysocjacja jonowa, etapy dysocjacji i stopień dysocjacji;
- co to jest pH roztworu i jak się zmienia po wprowadzeniu różnych substancji;
- co to są reakcje jonowe i jak się je przeprowadza;
- na czym polega hydroliza soli i jakie powoduje efekty;
- jakie są przyczyny i skutki twardości wody;
- co to są reakcje utleniania–redukcji;
- co to jest ogniwo chemiczne i z czego jest zbudowane;
- co to jest elektroliza i jak się ją przeprowadza.

Uczeń powinien umieć:

- ustalić, czy określona reakcja, przebiegająca w fazie gazowej, jest egzo-, czy endoenergetyczna;
- podawać przykłady reakcji powolnych, szybkich i bardzo szybkich;
- przedstawiać mikroskopowe wyjaśnienie czynników wpływających na szybkość reakcji;

- wyjaśniać mechanizm reakcji z udziałem katalizatora;
- podawać sposoby przesuwania stanu równowagi chemicznej;
- układać równania chemiczne dysocjacji jonowej;
- podawać przykłady mocnych i słabych elektrolitów wśród kwasów i zasad;
- mierzyć pH roztworu;
- zapisywać w formie cząsteczkowej i w formie jonowej równania reakcji zachodzących między jonem i inną drobiną;
- przewidzieć odczyn roztworu określonej soli;
- usuwać twardość przemijającą wody;
- rozpoznawać, czy określona reakcja jest reakcją utleniania–redukcji;
- wskazywać utleniacz i reduktor w reakcji redox;
- opisywać procesy zachodzące w znanym mu ogniwie;
- określać produkty elektrolizy typowych roztworów.

Dział 7. Związki nieorganiczne

(liczba lekcji: 5 + 4)

A. CELE EDUKACYJNE

Przedstawienie usystematyzowanej wiedzy o związkach nieorganicznych na podstawie zdobytych poprzednio wiadomości o reakcjach chemicznych.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Tlenki. Skład. Budowa. Nazwy. Występowanie w przyrodzie. Otrzymywanie. Właściwości fizyczne i chemiczne. Podział tlenków. Zastosowania.

Wodorki. Skład. Budowa. Wodorki kwasowe, zasadowe i obojętne – właściwości chemiczne.

Wodorotlenki. Skład. Budowa. Nazwy. Otrzymywanie. Właściwości fizyczne i chemiczne. Zastosowanie.

Kwasy tlenowe. Skład. Budowa. Nazwy. Otrzymywanie. Właściwości fizyczne i chemiczne. Zastosowanie.

Sole. Skład. Budowa. Nazwy. Występowanie w przyrodzie. Otrzymywanie. Właściwości fizyczne i chemiczne. Zastosowanie.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Wykorzystanie podręcznika, zbioru zadań i tablic chemicznych.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Reakcje tlenków z kwasami i zasadami.
2. Rozkład termiczny diwodorotlenku miedzi.
3. Spalanie siarki w tlenie.
4. Roztworzenie węglanu wapnia w kwasie solnym.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- jaki skład, budowę i właściwości mają: tlenki, wodoroki, wodorotlenki, kwasy tlenowe i sole;
- które z powyższych związków występują w przyrodzie, jak się je otrzymuje i gdzie znalazły zastosowanie.

Uczeń powinien umieć:

- tworzyć nazwy na podstawie wzoru chemicznego i układać wzory na podstawie nazwy dla typowych tlenków, wodorotlenków, kwasów tlenowych i soli;
- układać równania reakcji otrzymywania i reakcji wynikających z typowych właściwości powyższych związków.

Dział 8. Najważniejsze pierwiastki chemiczne

(liczba lekcji: 8 + 2)

A. CELE EDUKACYJNE

Przypomnienie, usystematyzowanie i uzupełnienie wiadomości o pierwiastkach chemicznych ważnych z chemicznego i gospodarczego punktu widzenia.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Wodór. Występowanie na Ziemi i w kosmosie. Właściwości fizyczne i chemiczne. Otrzymywanie. Zastosowanie.

Fluorowce. Ogólna charakterystyka fluorowców. Fluorowce w przyrodzie, gospodarce i medycynie. Najważniejsze właściwości chloru, bromu i jodu. Chlorowodór i kwas solny.

Tlenowce. Ogólna charakterystyka tlenowców. Najważniejsze właściwości, występowanie i zastosowanie tlenu oraz siarki. Woda, nadtlenek wodoru, kwas siarkowy, siarkowodór.

Azotowce. Ogólna charakterystyka azotowców. Najważniejsze właściwości, występowanie i zastosowanie azotu oraz fosforu. Amoniak, sole amonowe, kwas azotowy, nawozy sztuczne.

Węglowce. Ogólna charakterystyka węglowców. Najważniejsze właściwości, występowanie i zastosowanie węgla oraz krzemu. Tlenki węgla. Dytlenek krzemu.

Metale lekkie. Ogólna charakterystyka litowców i berylowców. Wodorotlenki sodu i potasu. Węglan i wodorowęglan sodu. Twardość wody. Tlenek i wodorotlenek wapnia.

Metale ciężkie. Ogólna charakterystyka metali ciężkich. Typowe związki chemiczne metali ciężkich. Korozja żelaza. Występowanie i otrzymywanie metali ciężkich. Najważniejsze metale użytkowe.

Metale szlachetne. Ogólne właściwości metali szlachetnych. Roztworzenie w kwasach. Otrzymywanie elektrolityczne.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Wykorzystanie podręcznika, tablic chemicznych, zbioru zadań i tablicy Mendelejewa.

Doświadczenia i pokazy (proponuje):

1. Elektroliza wody.
2. Wzajemne wypieranie fluorowców.
3. Otrzymywanie siarki jednoskośnej, rombowej i plastycznej.
4. Otrzymywanie amoniaku i badanie jego rozpuszczalności w wodzie.
5. Otrzymywanie barwnych krzemianów (tzw. „ogród podwodny”).
6. Reakcje metali lekkich z wodą.
7. Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu.
8. Strącanie i roztwarzanie wodorotlenków żelaza.
9. Roztworzenie metali szlachetnych w kwasach.
10. Elektroliza roztworu siarczanu miedzi.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- które pierwiastki i dlaczego są ważne z punktu widzenia ich roli w przyrodzie i gospodarce oraz w jakiej postaci te pierwiastki występują na Ziemi;
- jakie są podobieństwa i różnice między pierwiastkami określonych grup głównych tablicy Mendelejewa;
- jakie są podobieństwa i różnice między metalami lekkimi i ciężkimi;
- co to są metale szlachetne i czym się różnią od innych metali;
- które substancje i dlaczego produkuje przemysł chemiczny w dużych ilościach;

- z czego i jak otrzymuje się metale ciężkie w przemyśle.

Uczeń powinien umieć:

- uzasadniać kierunki zmian reaktywności pierwiastków w grupach i okresach tablicy Mendelejewa oraz podawać przykłady reakcji potwierdzające te prawidłowości;
- podawać najważniejsze właściwości chemiczne i fizyczne wybranych pierwiastków (H, Cl, O, S, N, C, Fe, Al, Cu, Hg) i wybranych zespołów pierwiastków (fluorowce, tlenowce, azotowce, węglowce, metale lekkie, metale ciężkie, metale szlachetne);
- podawać najważniejsze właściwości chemiczne i fizyczne następujących związków chemicznych i mieszanin: woda, roztwory wodne nadtlenu wodoru, kwasy: solny, siarkowy i azotowy; amoniak, tlenek i ditlenek węgla, ditlenek krzemu, wodorotlenki sodu i wapnia, tlenek wapnia, węglan i wodorowęglan sodu, stal, żeliwo.

Dział 9. Węglowodory

(liczba lekcji: 9 + 2)

A. CELE EDUKACYJNE

Przedstawienie usystematyzowanych wiadomości o węglowodorach, ze szczególnym uwzględnieniem: budowy przestrzennej cząsteczek, korelacji między budową cząsteczki a właściwościami węglowodoru, zmian właściwości w szeregach homologicznych oraz o występowaniu węglowodorów w przyrodzie i ich wykorzystaniu w gospodarce wraz z konsekwencjami ekologicznymi, do których ono prowadzi.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Struktura związków organicznych. Chemia organiczna jako chemia związków węgla. Teoria strukturalna. Szkielet węglowy cząsteczki. Izomeria.

Alkany – budowa cząsteczek. Budowa przestrzenna cząsteczek *n*-alkanów. Izomeria alkanów. Alkany rozgałęzione. Nazewnictwo alkanów. Cykloalkany.

Alkany – właściwości fizyczne i reakcje. Właściwości fizyczne *n*-alkanów i ich zmienność w szeregu homologicznym. Spalanie alkanów. Reakcja z fluorowcami jako przykład reakcji podstawienia.

Węglowodory nienasycone – budowa cząsteczek. Wiązanie podwójne i potrójne węgiel–węgiel. Budowa cząsteczek etylenu i acetylenu. Szeregi homologiczne 1-alkenów i 1-alkinów. Nazewnictwo alkenów i alkinów. Izomeria alkenów i alkinów. Dieny.

Węglowodory nienasycone – właściwości fizyczne i reakcje. Właściwości fizyczne alkenów i alkinów oraz ich zmienność w szeregach homologicznych. Reakcje etylenu z fluorowcami, fluorowcowodorami i wodą. Reakcja addycji. Reakcje acetylenu.

Polimery. Monomer i polimer. Reakcja polimeryzacji. Reakcja depolimeryzacji. Wybrane polimery otrzymywane w reakcjach polimeryzacji: polietylen, polipropylen, poli(chlorek winylu), politetrafluoroetylen.

Węglowodory aromatyczne (areny). Budowa cząsteczki benzenu. Aromatyczność. Reakcje podstawienia w pierścieniu benzenowym. Toluen. Reakcje toluenu jako arenu i alkanu. Izomeria *orto-*, *meta-*, *para*.

Źródła węglowodorów w przyrodzie. Występowanie, skład i sposoby wydobycia gazu ziemnego, ropy naftowej i węgla kamiennego.

Produkty przerobu ropy naftowej. Destylacyjny przerób ropy naftowej. Produkty naftowe: benzyna, nafta, olej napędowy, mazut, smary. Liczba oktanowa. Benzyna bezołowiowa. Produkcja benzyny z cięższych frakcji z destylacji ropy.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, zbioru zadań, modeli cząsteczek, filmów popularnonaukowych i edukacyjnych programów komputerowych.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Badanie właściwości fizycznych alkanów.
2. Badanie palności alkanów.
3. Badanie zachowania się alkanów wobec wody bromowej.
4. Badanie reakcji metanu i heksanu z bromem w ciemności i świetle.
5. Badanie palności etylenu i jego zachowania się wobec wody bromowej.
6. Otrzymywanie acetylenu z węgla wapnia (karbidu) i badanie jego palności.
7. Badanie zachowania się acetylenu wobec wody bromowej.
8. Badanie właściwości fizycznych i palności wybranych polimerów.
9. Porównanie zachowania się toluenu i heksanu wobec bromu.
10. Destylacja frakcyjna ropy naftowej.
11. Badanie właściwości produktów destylacji ropy naftowej.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- czym różni się związki organiczne od związków nieorganicznych;

- jakie właściwości fizyczne i chemiczne mają poznane grupy węglowodorów;
- jak zmieniają się właściwości w szeregach homologicznych;
- co to są reakcje: podstawienia, przyłączenia, eliminacji i polimeryzacji;
- co to jest izomeria;
- jaki jest skład gazu ziemnego i ropy naftowej;
- jakim przemianom chemicznym poddaje się w przemyśle węglowodory występujące w przyrodzie i jakie są dalsze perspektywy dotychczasowej eksploatacji ich zasobów.

Uczeń powinien umieć:

- przedstawiać budowę przestrzenną cząsteczek rozpoczynających szeregi homologiczne poznanych węglowodorów;
- wykazywać zależności między budową cząsteczek węglowodorów a typem reakcji, jakim one ulegają;
- ustalać liczbę i rodzaj izomerycznych węglowodorów (do C₅ dla alkanów, do C₆ dla cykloalkanów, do C₄ dla alkenów i alkinów, z dwoma atomami węgla w łańcuchu bocznym pierścienia benzenowego) oraz tworzyć ich nazwy;
- zapisywać wzory grupowe węglowodorów na podstawie ich nazwy;
- układać równania polimeryzacji i wskazywać w nich: monomer, mer i polimer.

Dział 10. Jednofunkcyjne związki organiczne

(liczba lekcji: 7 + 1)

A. CELE EDUKACYJNE

Przypomnienie, usystematyzowanie i uzupełnienie wiadomości o tych jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów, które są obecne w naszym otoczeniu, działają na organizmy żywe i odgrywają istotną rolę w gospodarce. Poznanie wzajemnych przekształceń poszczególnych grup funkcyjnych i kolejnych przykładów izomerii.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Alkohole – budowa cząsteczek i właściwości fizyczne. Grupa hydroksylowa. Budowa cząsteczek alkoholi. Nazewnictwo alkoholi. Izomeria alkoholi. Rzędowość. Zależność właściwości fizycznych alkoholi od budowy ich cząsteczek. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Wiązanie wodorowe.

Alkohole – właściwości chemiczne i zastosowania. Kwasowość alkoholi. Alkoholany. Odwadnianie alkoholi. Utlenianie alkoholi. Otrzymywanie alkoholi. Najważniejsze alkohole jedno- i wielowodorotlenowe oraz ich zastosowania.

Aldehydy i ketony. Grupa karbonylowa. Budowa cząsteczek aldehydów i ketonów. Nazewnictwo aldehydów i ketonów. Utlenianie aldehydów. Redukcja aldehydów i ketonów. Otrzymywanie aldehydów i ketonów. Najważniejsze aldehydy i ketony oraz ich zastosowania.

Kwasy karboksylowe. Grupa karboksylowa. Budowa cząsteczek prostych kwasów karboksylowych. Nazewnictwo kwasów karboksylowych. Wyższe kwasy karboksylowe i ich właściwości. Sole kwasów. Otrzymywanie kwasów. Najważniejsze kwasy karboksylowe i ich zastosowania.

Estry. Grupa estrowa. Budowa cząsteczek estrów. Nazewnictwo estrów. Otrzymywanie estrów – reakcja estryfikacji. Hydroliza estrów. Zastosowania estrów. Tłuszcze. Reakcja zmydlania tłuszczów. Uwodornianie tłuszczów.

Związki jednofunkcyjne – zestawienie porównawcze. Klasyfikacja związków jednofunkcyjnych. Szeregi homologiczne. Zmienność właściwości w szeregach homologicznych. Wzajemne przekształcenia grup funkcyjnych.

Chiralność i izomeria optyczna [temat uzupełniający]. Klasyfikacja izomerii. Chiralność makroskopowa. Kryteria chiralności. Opis obiektów chiralnych. Chiralność mikroskopowa. Izomeria optyczna (enancjomeria). Właściwości fizyczne i chemiczne enancjomerów. Wzory stereochemiczne.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, zbioru zadań i modeli cząsteczek.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Badanie właściwości fizycznych etanolu.
2. Badanie reakcji etanolu z sodem i właściwości produktów reakcji.
3. Badanie właściwości fizycznych wodnego roztworu aldehydu mrówkowego.
4. Reakcja aldehydu mrówkowego z amoniakalnym roztworem tlenku srebra (próba Tollensa).
5. Reakcja metanolu z tlenkiem miedzi(II).
6. Badanie właściwości kwasu octowego.
7. Badanie właściwości kwasu stearynowego.
8. Otrzymywanie octanu etylu i innych estrów.
9. Badanie właściwości octanu etylu.
10. Otrzymywanie tłuszczu z nasion słonecznika.
11. Porównanie zachowania się tłuszczów stałych i ciekłych wobec wody bromowej.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- jak są zbudowane, jakie mają właściwości fizyczne i chemiczne, gdzie występują oraz jaką odgrywają rolę w gospodarce i (lub) organizmach żywych:
 - alkohole,
 - aldehydy i ketony,
 - kwasy karboksylowe i ich sole,
 - estry (w tym tłuszcze);
- [nadobowiązkowo] co to jest chiralność i izomeria optyczna.

Uczeń powinien umieć:

- przedstawiać budowę poznanych związków jednofunkcyjnych za pomocą wzorów ogólnych, a typowe przykłady tych związków podawać w postaci wzorów grupowych i (lub) umownych wraz z nazwą;
- układać równania reakcji ilustrujące wzajemne przekształcenia związków jednofunkcyjnych.

Dział 11. Związki organiczne w przyrodzie i gospodarce

(liczba lekcji: 6 + 2)

A. CELE EDUKACYJNE

Poznanie funkcji związków wielkocząsteczkowych w przyrodzie i gospodarce. Przedstawienie wybranych wiadomości o białkach i cukrach w zakresie niezbędnym do wyjaśnienia ich roli w organizmach żywych. Poznanie wpływu leków i używek na organizm ludzki.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Aminokwasy – elementy budulcowe białek. Występowanie i rola biologiczna białek. Związki wielofunkcyjne. Aminokwasy – budowa cząsteczek. Aminokwasy białkowe.

Białka. Białka jako biopolimery. Sekwencja łańcucha polipeptydowego. Budowa przestrzenna białek. Właściwości fizyczne białek. Wysalanie i denaturacja. Właściwości chemiczne białek. Hydroliza białek. Reakcja ksantoproteinowa. Synteza białek.

Cukry proste. Występowanie i rola biologiczna cukrów. Podział cukrów. Cu-

kry proste. Glukoza: budowa cząsteczki, właściwości fizyczne i chemiczne. Rola glukozy w przyrodzie. Fotosynteza. Fermentacja alkoholowa.

Cukry złożone. Dwucukry. Sacharoza: budowa cząsteczki, właściwości fizyczne i chemiczne. Wielocukry. Skrobia i celuloza: budowa cząsteczek, właściwości i zastosowania.

Substancje aktywne biologicznie. Czynność biologiczna związków chemicznych. Zależność czynności biologicznej związku od wielkości jego dawki. Leki. Zasady stosowania leków. Używki. Alkohol. Tytoń. Narkotyki.

Tworzywa sztuczne. Polimer a tworzywo sztuczne. Składniki tworzyw sztucznych. Polimery otrzymywane w reakcjach polimeryzacji i polikondensacji. Kopolimery. Wybrane tworzywa sztuczne. Włókna syntetyczne.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, zbioru zadań i modeli cząsteczek.

Doświadczenia i pokazy (propozycje):

1. Badanie rozpuszczalności albuminy w wodzie i ustalenie charakteru tego roztworu.
2. Badanie zjawiska wysalania białka.
3. Badanie działania różnych substancji i podwyższonej temperatury na roztwór białka.
4. Reakcja ksantoproteinowa.
5. Badanie fizycznych właściwości glukozy.
6. Badanie fizycznych właściwości skrobi i celulozy.
7. Reakcja charakterystyczna skrobi z jodem.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń ma wiedzieć:

- jak są zbudowane makrocząsteczki białek i wielocukrów;
- jaką funkcję pełnią w organizmach żywych białka i cukry;
- jakie właściwości fizyczne i chemiczne mają najważniejsze cukry;
- jakie wspólne właściwości mają białka;
- jakie są zasady zażywania leków;
- co to jest: lekozależność i tolerancja na lek;
- jakie są przyczyny i skutki: nikotynizmu, alkoholizmu i narkomanii;
- jaki jest skład i właściwości typowych tworzyw sztucznych stosowanych w gospodarce.

Uczeń ma umieć:

- podawać przykład struktury fragmentu makrocząsteczki białka;

- wskazywać mery we wzorze fragmentu makrocząsteczki białka;
- uzasadniać istnienie wielkiej liczby białek;
- narysować schemat cyklu węglowego i wskazać rolę glukozy w procesach biologicznych;
- przedstawiać podział cukrów uwzględniający elementy ich struktury.

Dział 12. Kompendium chemii licealnej

(liczba lekcji: 9 + 2)

A. CELE EDUKACYJNE

Utrwalenie fundamentalnych treści nauczania chemii w liceum (technikum) ze szczególnym zwróceniem uwagi na substancje występujące w naszym otoczeniu, reakcje chemiczne zachodzące w przyrodzie nieożywionej, w organizmach żywych i przeprowadzane w celach gospodarczych.

B. MATERIAŁ NAUCZANIA

Budowa materii. Rodzaje drobin. Składniki drobin. Masy, rozmiary i kształty drobin. Powstawanie drobin.

Przemiany materii. Przemiany fizyczne i chemiczne w opisie makroskopowym i mikroskopowym. Cechy reakcji chemicznych. Cele przeprowadzania reakcji chemicznych.

Współzależność budowy substancji i jej właściwości. Budowa atomu a właściwości pierwiastków. Budowa cząsteczek związków nieorganicznych a ich właściwości. Budowa cząsteczek związków organicznych a ich właściwości. Wpływ grup funkcyjnych i wielkości cząsteczki na właściwości substancji.

Pierwiastki chemiczne w przyrodzie i gospodarce. Rozpowszechnienie pierwiastków. Krążenie pierwiastków w przyrodzie. Pierwiastki w naszym życiu.

Chemiczne podstawy życia. Życie jako proces chemiczny. Biosynteza związków organicznych w roślinach. Metabolizm związków organicznych jako źródło energii. Chemiczne podstawy dziedziczności.

Chemia w naszym domu. Nasze otoczenie widziane oczami chemika. Pierwiastki i związki chemiczne wokół nas. Żywność i jej składniki. Dodatki do żywności. Środki utrzymania czystości. Kosmetyki. Farby, lakiery, kleje.

Chemiczne źródła energii. Odnawialne i nieodnawialne źródła energii. Produkcja energii elektrycznej z wykorzystaniem nieodnawialnych i odnawialnych źródeł energii. Paliwa silnikowe. Inne źródła energii. Ogniwa i akumulatory.

Chemia a środowisko. Czy „chemia truje”? Rola organizacji proekologicznych. Rola chemii w ochronie środowiska. Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby oraz sposoby walki z nimi. Odpady i ich zagospodarowanie.

Chemia dziś i jutro. Podział nauk chemicznych. Badania podstawowe i stosowane. Ewolucja chemii. Chemia materiałowa. Biochemia. Informatyka w chemii. Internet.

C. PROCEDURY OSIĄGANIA CELÓW

Korzystanie z podręcznika, literatury popularnonaukowej, zbioru zadań, Internetu i filmów popularnonaukowych.

D. OPIS ZAŁOŻONYCH OSIĄGNIĘĆ

Uczeń powinien wiedzieć:

- czym zajmuje się chemia;
- jak klasyfikuje się i opisuje materiały w ujęciu makroskopowym i mikroskopowym;
- jak klasyfikuje się przemiany materii;
- jakie są cechy reakcji chemicznej;
- w jakich celach przeprowadza się reakcje chemiczne;
- jaką funkcję spełnia chemia w ochronie środowiska.

Uczeń powinien umieć:

- odczytywać informacje zawarte we wzorach chemicznych i równaniach chemicznych;
- odczytywać informacje zawarte w tablicy Mendelejewa;
- wykonywać proste obliczenia stechiometryczne związane ze składem substancji, składem mieszanin i stosunkiem reagentów;
- podawać przykłady współzależności między budową substancji a jej właściwościami;
- opisywać właściwości substancji i mieszanin powszechnie dostępnych w otoczeniu;
- objaśniać cykle geochemiczne pierwiastków;
- wskazywać korzyści i zagrożenia wynikające z wykorzystywania chemicznych źródeł energii;
- podawać przykłady substancji biologicznie czynnych i opisywać ich rolę w funkcjonowaniu organizmu.

Propozycje metod sprawdzania i oceny osiągnięć ucznia

Zaproponowane niżej metody pomiaru osiągnięć są znane z zasad dydaktyki ogólnej i dydaktyki chemii [Galska-Krajewska A., Pazdro K.M. „Dydaktyka chemii”. PWN 1990]. Podane propozycje mają więc charakter wskazówek do zaprezentowanego PROGRAMU i przypominają o konieczności stosowania różnorodnych form kontroli.

1. Kontrola wstępna. Na pierwszej lekcji rozpoczynającej naukę chemii w liceum (technikum) warto, ażeby nauczyciel przeprowadził sprawdzian (test diagnostyczny) w celu uzyskania orientacji o wiedzy i umiejętnościach zarówno całej klasy jak i poszczególnych uczniów. Mogą bowiem wystąpić znaczne różnice z uwagi na niejednakowy poziom nauczania w gimnazjach. Wyniki nie powinny być oceniane na stopnie, a jedynie służyć nauczycielowi do skorygowania planów nauczania przewidzianych w dziale rozpoczynającym rok szkolny, a uczniowi uświadomić potrzebę i zakres uzupełnienia wiadomości.

Przykłady zadań do sprawdzianu diagnostycznego (podczas sprawdzianu uczniowie mają do dyspozycji układ okresowy pierwiastków):

1. Ułóż wzór sumaryczny związku chemicznego magnezu (Mg) z azotem (N), w którym magnez jest dwuwartościowy, a azot jest trójwartościowy.
2. Oblicz wartościowość selenu w tlenku SeO_3 i narysuj wzór strukturalny tego tlenku oraz podaj jego nazwę (lub dwie nazwy – jeśli potrafisz).
3. Podaj przykład kwasu tlenowego w postaci wzoru sumarycznego. Nazwij ten kwas i narysuj jego wzór strukturalny. Wymień zawarte w nim pierwiastki wraz z liczbą atomów każdego z nich w cząsteczce tego kwasu.
4. Podaj przykład równania reakcji: a) spalania, b) rozkładu.
5. Ułóż równanie chemiczne reakcji:

trójtlenek dwużelaza + wodór \rightarrow żelazo + woda

Podkreśl substraty reakcji i napisz, jak odczytuje się to równanie, podając liczbę cząsteczek i atomów.

6. Ułóż równanie otrzymywania siarczanu sodu z odpowiedniego wodorotlenku i kwasu.
7. Czy spotkałeś się w chemii z terminem „drobina”? Jeśli tak, to podaj dwa przykłady każdego znanego Ci rodzaju drobin:

Rodzaj drobin	Przykłady

8. Oblicz liczbę jąder atomowych i liczbę elektronów w podanych atomach, cząsteczkach i jonach:

Symbol lub wzór	Ca	Na ⁺	S ²⁻	CO ₂	CO ₃ ²⁻	NH ₄ ⁺
Liczba jąder						
Liczba elektronów						

9. Korzystając z tablicy Mendelejewa:

- określ wartościowości maksymalne: boru (B) i selenu (Se),
- określ wartościowości tych pierwiastków w związkach z wodorem,
- podkreśl symbole metali w szeregu: Ra, F, Ar, Co,
- w każdej z podanych par podkreśl symbol pierwiastka o wyższej reaktywności: 1) Cl i Br, 2) Na i Mg, 3) Mg i Ca.

10. Wśród wymienionych niżej przemian podkreśl zjawiska fizyczne: rozpuszczanie, krystalizacja, gnicie, korozja, rozcieńczanie, kataliza, hydroliza, parowanie, desaturacja, estryfikacja, topnienie, utlenianie, sublimacja, redukcja.

11. Podaj przykłady w postaci wzoru i nazwy:

- wodorotlenku,
- węglowodoru,
- wodorku,
- solu kwasu beztlenowego,
- alkoholu.

12. Oblicz masę cząsteczkową trójtlenku siarki SO₃, a następnie zawartość procentową tlenu w tym związku.

13. Oblicz, ile gramów miedzi znajduje się w bryle mosiądzu o masie 200 g, jeżeli mosiądz zawiera 85% miedzi.

14. Oblicz masę 5 dm³ korka o gęstości 0,25 g/cm³.

2. Kontrola bieżąca. Oprócz klasycznych form kontroli bieżącej, jak omawianie wyników pracy domowej i ocenianie krótkich odpowiedzi uczniów w ciągu lekcji (rejestrowanych zwykle znakiem „+”), mniej więcej w połowie działu, po przeprowadzeniu cyklu lekcji stanowiących pewną tematyczną całość, można przeprowadzić kilkunastominutową kartkówkę.

Kartkówka powinna zawierać takie typy zadań, które uczeń może rozwiązać szybko, a więc:

- zadania z luką,
- zadania wielokrotnego wyboru,
- zadania typu prawda-fałsz.

Nie należy natomiast zamieszczać zadań czasochłonnych typu:

- zadanie-rozprawka,
- zadanie na przyporządkowanie.

Przykłady ilustrujące wymienione typy zadań podano niżej.

3. Kontrola działowa. Po zakończeniu działu nauczania należy przeprowadzić sprawdzian powiązany z wystawieniem ocen. Powinien on zawierać różnorodne typy zadań, a więc:

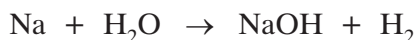
a) Otwarte:

- zadanie z luką, na przykład:

Produktami hydrolizy estru są: i

lub

Uzupełnij współczynniki w równaniu:



- zadanie-rozprawka, na przykład:

Wskaż cechy wyróżniające węglowodory nienasycone od aromatycznych.

b) Zamknięte:

- zadanie wielokrotnego wyboru, na przykład:

Podkreśl poprawny wzór chlorku miedzi(II):

A. CuCl_2 , B. Cu_2Cl , C. 2CuCl , D. Cu_2Cl_2

- zadanie na przyporządkowanie, na przykład:

Przyporządkuj wymienionym terminom odpowiednie informacje:

Terminy	Informacje
1. Synteza	A. Reakcja magnezu z dwutlenkiem węgla
2. Mieszanina	B. Reakcja z jednym substratem
3. Wymiana	C. Zawiera co najmniej dwa składniki
4. Pierwiastek chemiczny	D. Nie nadaje się do otrzymywania pierwiastków
5. Rozkład	E. Nie ulega reakcji rozkładu

Termin	1	2	3	4	5
Informacja					

c) Zadanie typu prawda-falsz, na przykład:

Skreśl zdania fałszywe:

- A. Wszystkie wodorotlenki są zasadami.
- B. Niektóre wodorotlenki są zasadami.

C. Wszystkie zasady są wodorotlenkami.

D. Niektóre zasady są wodorotlenkami.

Sprawdzian, który otrzymuje uczeń, powinien zawierać:

- regulamin sprawdzianu;
- liczbę punktów za poszczególne zadania;
- kryteria ocen.

Na przykład:

Regulamin sprawdzianu: Za poprawne rozwiązanie czterech pierwszych zadań uzyskasz ocenę dostateczną. Jeżeli chcesz uzyskać lepsze oceny, to staraj się rozwiązać kolejne zadania o coraz wyższym stopniu trudności.

Zadania na ocenę dostateczną (standardowo łącznie 16 punktów)

Zadanie 1. (3 punkty)

tu treść

Zadanie 2. (5 punktów)

tu treść

Zadanie 3. (2 punkty)

tu treść

Zadanie 4. (6 punktów)

tu treść

Zadanie na ocenę dobrą (standardowo 5 punktów)

Zadanie 5. (5 punktów)

tu treść

Zadanie na ocenę bardzo dobrą (standardowo 4 punkty)

Zadanie 6. (4 punkty)

tu treść

Zadanie na ocenę celującą (bez punktów)

Zadanie 7.

tu treść

Kryteria ocen:

- ocena niedostateczna** – poniżej 9 punktów,
- ocena dopuszczająca** – od 10 do 13 punktów,
- ocena dostateczna** – od 14 do 18 punktów,
- ocena dobra** – od 19 do 22 punktów,
- ocena bardzo dobra** – od 23 do 25 punktów,
- ocena celująca** – 24 punkty + zadanie 7.

Kryteria ocen ilustruje załączony rysunek: im wyższa ocena, tym trudniejsze zadania, ale mniejsza liczba punktów.

Aby uzyskać taki efekt należy treści poszczególnych zadań dostosować do odpowiednich wymagań programowych, których szczegółowy zakres ustala nauczyciel:

Ocena	Wymagania
dopuszczająca	konieczne
dostateczna	podstawowe
dobra	rozszerzone
bardzo dobra	dopełniające

Kryteria otrzymania oceny celującej określa najczęściej wewnątrzszkolny system oceniania.

