

Alicja Talewska

Chemia

Program nauczania w liceach i technikach

Zakres rozszerzony

Spis treści

	Str.
1. Wstęp	3
2. Ogólne cele kształcenia	4
3. Opis sposobu realizacji szczegółowych celów kształcenia	5
• <i>Chemia. Fundamenty</i>	5
• <i>Chemia. Związki organiczne</i>	18
• <i>Chemia. Pierwiastki i związki nieorganiczne</i>	30
4. Propozycja rozkładu materiału	38
5. Propozycja sposobów monitorowania rozwoju ucznia	46

Autor niniejszego programu i wydawca wyrażają zgodę, aby nauczyciel mógł do tego programu wprowadzić dowolne zmiany i tak zmodyfikowaną wersję przedstawić dyrektorowi szkoły do akceptacji.

1. Wstęp

Zaprezentowany program ukazuje cele, materiał i wymagania, których ramy są zawarte w nowej podstawie programowej kształcenia ogólnego chemii w szkołach ponadgimnazjalnych w zakresie rozszerzonym. Jest on skorelowany z podręcznikiem, którego treści ujęte są w odrębnych modułach pt.: *Chemia. Fundamenty*, *Chemia. Związki organiczne*, *Chemia. Pierwiastki i związki nieorganiczne*. Modułowy charakter ma również zaproponowany program. Jednoznacznie brzmiący tytuł modułu *Fundamenty* jest wyznacznikiem od czego należy rozpocząć realizację programu, pozostałe treści modułów mogą być wdrażane w dowolnej kolejności.

Nadrzędnym celem kształcenia chemicznego w zakresie rozszerzonym jest przygotowanie uczniów do egzaminu maturalnego z tego przedmiotu. Dlatego też częste sprawdzanie wiedzy i umiejętności oraz odpowiednio konstruowane testy nauczycielskie, powinny przybliżać uczniów do sytuacji egzaminacyjnej.

Dokonany przez ucznia wybór chemii w zakresie rozszerzonym może być jednoczesną deklaracją i ukierunkowaniem się na odpowiednie studia przyrodnicze. Absolwent szkoły, który wybiera tego typu studia, powinien być wdrożony do samokształcenia, a więc wyposażony w umiejętności uczenia się, gromadzenia, selekcjonowania informacji i ich prezentacji, rozwiązywania problemów, planowania działań oraz umiejętności pracy w grupie.

Program ten zapewni realizację celów przedmiotowych jak również kształcenia odpowiednich umiejętności ponadprzedmiotowych pod warunkiem, że nauczyciel będzie aktywizował uczniów, wdrażał do samokształcenia i w umiejętny sposób monitorował ich postępy, jednocześnie motywując i zachęcając do pogłębiania wiedzy oraz rozwijania umiejętności chemicznych.

2. Ogólne cele kształcenia

- ✓ Rozumienie podstawowych pojęć, praw i zjawisk chemicznych.
- ✓ Opisywanie właściwości najważniejszych pierwiastków i ich związków.
- ✓ Dostrzeganie zależności między budową substancji a jej właściwościami fizycznymi i chemicznymi.
- ✓ Rozumienie mechanizmów i zjawisk oraz współczesnych osiągnięć w dziedzinie chemii.
- ✓ Planowanie, projektowanie i przeprowadzanie doświadczeń, bezpieczne posługiwanie się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi.
- ✓ Rozumienie znaczenia chemii w rozwoju cywilizacji.
- ✓ Pozyskiwanie informacji z podręcznika i innych źródeł, wykorzystanie technologii informatycznych do pozyskiwania, przetwarzania i prezentowania informacji.
- ✓ Nabycie umiejętności oraz nawyków dbałości o środowisko przyrodnicze i własne zdrowie.
- ✓ Przygotowanie do egzaminu maturalnego i kształcenia na wybranym kierunku studiów przyrodniczych.
- ✓ Wdrażanie do systematycznej pracy oraz do samokształcenia.
- ✓ Kształtowanie nawyków dokonywania samooceny i samokontroli.
- ✓ Zachęcanie uczniów do twórczego i praktycznego myślenia oraz rozwiązywania problemów przez stosowanie aktywizujących metod i technik nauczania.
- ✓ Doskonalenie umiejętności pracy w zespole podczas lekcji, jak również w pracy poza lekcjami.
- ✓ Dostosowanie form i metod pracy do sposobów myślenia i uczenia się uczniów (wzrokowcy, słuchowcy, kinestetycy).

3. Opis sposobu realizacji szczegółowych celów kształcenia

moduł: *Chemia. Fundamenty*

Rozdział 1. Przewodnik po chemii

A. Materiał nauczania

Dwa opisy przemian chemicznych. Znaczenie chemii jako nauki przyrodniczej. Makroskopowe i mikroskopowe ujęcie przemian chemicznych, pierwiastka i związku chemicznego.

Notacja chemiczna. Pochodzenie symboli pierwiastków, rodzaje wzorów chemicznych, bilansowanie równań reakcji chemicznych, schematy reakcji.

Tablica Mendelejewa. Budowa układu okresowego, prawo okresowości w ujęciu makroskopowym, okresowa zmienność właściwości pierwiastków. Masy atomowe i cząsteczkowe.

Rodzaje materii. Substancje i mieszaniny w ujęciu makroskopowym i mikroskopowym. Właściwości fizyczne i chemiczne substancji. Różnice pomiędzy związkiem chemicznym a mieszaniną.

Przemiany materii. Przemiany fizyczne i chemiczne w ujęciu makroskopowym i mikroskopowym. Typy i grupy reakcji chemicznych.

Rodzaje związków chemicznych. Klasyfikacja związków nieorganicznych i organicznych. Budowa, nazewnictwo, otrzymywanie oraz właściwości podstawowych grup związków.

B. Procedury osiągnięcia celów

Zapoznanie z zakresem wymagań. Informacja o wyposażeniu i regulaminie pracowni chemicznej. Uporządkowanie wiedzy chemicznej uczniów w zakresie podstawowym. Rozpoznawanie preferencji sensorycznych uczniów i stylów uczenia się. Korzystanie z podręcznika, układu okresowego pierwiastków.

Doświadczenia i pokazy:

Wybrane przykłady reakcji łączenia, rozkładu i wymiany.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- przedstawiać dwa opisy dowolnej reakcji chemicznej (makroskopowo i mikroskopowo);
- interpretować jakościowo i ilościowo wzór sumaryczny związku chemicznego;
- tworzyć wzory sumaryczne i strukturalne na podstawie znanych wartościowości pierwiastków;
- bilansować i odczytywać równanie chemiczne;
- podawać przykłady okresowych zmian właściwości pierwiastków w układzie okresowym, obliczać masy cząsteczkowe;
- podawać rodzaje materii i klasyfikować przemiany materii;
- wymieniać rodzaje związków nieorganicznych, skład, nazwy i właściwości;
- dokonać ogólnej charakterystyki związków organicznych, klasyfikować je i rozróżniać grupy funkcyjne.

Rozdział 2. Budowa atomów

A. Materiał nauczania

Składniki atomów. Charakterystyka cząstek elementarnych. Liczba atomowa. Promienie atomowe. Skład atomu a położenie pierwiastka w układzie okresowym.

Jądro atomowe. Izotop i nuklid. Liczba masowa, nazwy i symbole izotopów. Skład izotopowy, różnica między masą izotopową a masą atomową. Izotopy wodoru.

Przemiany jądrowe. Trwałość jąder atomowych. Klasyfikacja przemian jądrowych i ich mechanizm. Substancje promieniotwórcze w przyrodzie.

Powłoki elektronowe. Pojęcie powłoki elektronowej. Konfiguracja elektronowa, liczba powłok, maksymalna liczba elektronów w powłoce. Budowa pozajądrowa a położenie pierwiastka w układzie okresowym.

Podpowłoki elektronowe. Pojęcie podpowłoki elektronowej, liczba podpowłok, rodzaje podpowłok elektronowych i ich pojemność. Konfiguracje podpowłokowe.

Stany orbitalne. Pojęcie stanu (poziomu) orbitalnego. Pojęcie spinu. Liczba stanów orbitalnych, konfiguracja orbitalna. Zasady obsadzania elektronów w stanach orbitalnych danej podpowłoki – reguła Hunda. Elektrony sparowane i niesparowane. Bloki konfiguracyjne.

Rdzeń atomowy i elektrony walencyjne. Pojęcia: elektrony walencyjne i rdzeń atomowy. Konfiguracje walencyjne powłokowe, podpowłokowe i orbitalne. Typy konfiguracji walencyjnej. Budowa atomów a prawo okresowości.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, zestawu modeli materii, chemicznych tekstów źródłowych zawartych w mediach i w Internecie.

Doświadczenia i pokazy:

Symulacje modeli ilustrujących budowę materii.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- wymienić i scharakteryzować składniki atomów;
- obliczać skład nukleonowy jądra na podstawie liczb A i Z ;
- wyjaśnić zależność budowy atomów od położenia pierwiastka w układzie okresowym;
- zdefiniować pojęcia *izotopów* i *nuklidów*, zapisać symbole izotopów i ich nazwy;
- obliczać średnią masę atomową pierwiastka ze składu izotopowego pierwiastka i odwrotnie;
- klasyfikować przemiany jądrowe;
- bilansować równania naturalnych i sztucznych przemian jądrowych;
- definiować pojęcia: *powłoka* i *podpowłoka elektronowa* oraz *stan orbitalny*;

- wymienić rodzaje powłok i podpowłok elektronowych i określić ich pojemność;
- wyjaśnić zależność budowy pozajądrowej od położenia pierwiastka w układzie okresowym;
- wymieniać bloki konfiguracyjne w układzie okresowym i wskazywać typy konfiguracji walencyjnej;
- wyodrębnić w zapisach konfiguracji elektronowej rdzeń i elektrony walencyjne;
- definiować pojęcia: *grupa główna*, *poboczna* i *okres*;
- definiować prawo okresowości w ujęciu mikroskopowym.

Rozdział 3. Przekształcanie atomów w inne drobiny

A. Materiał nauczania

Reguła helowca. Przyczyny tworzenia wiązań chemicznych. Reguła helowca – kierunek przegrupowań elektronowych w procesie tworzenia różnych drobin. Sposoby uzyskiwania konfiguracji walencyjnej helowca.

Elektroujemność. Jakościowe i ilościowe określanie elektroujemności. Zmienność elektroujemności w grupach i okresach. Elektroujemność wodoru. Zależność rodzaju wiązania od różnicy elektroujemności pierwiastków.

Rodzaje wiązań chemicznych. Warunki powstawania wiązania jonowego. Warunki powstawania wiązania kowalencyjnego. Wiązanie metaliczne.

Wzory elektronowe. Symbole i wzory Lewisa, stan podstawowy i wzbudzony. Wartościowość pierwiastka w interpretacji elektronowej, krotność wiązania. Wiązanie koordynacyjne, rodniki i związki kompleksowe.

Substancje jonowe. Skład i nazewnictwo jonów. Budowa sieci krystalicznej. Właściwości substancji jonowych.

Substancje kowalencyjne. Polaryzacja wiązań kowalencyjnych. Cząsteczki dipolowe, moment dipolowy, asocjacja. Kierunkowość wiązań kowalencyjnych. Geometria drobin. Wiązane i wolne pary elektronowe. Wiązania σ i π w cząsteczkach związków chemicznych. Konsekwencje odpychania wolnych par elektronowych. Wiązanie wodorowe. Właściwości substancji kowalencyjnych.

Materiały metaliczne. Istota wiązania metalicznego. Właściwości materiałów metalicznych.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, modeli budowy drobin, układu okresowego pierwiastków i zbiorów zadań.

Doświadczenia i pokazy:

1. Badanie przewodnictwa elektrycznego chlorku ołowiu(II) w stanie stałym i w stanie ciekłym.
2. Badanie rozpuszczalności azotanu(V) sodu w różnych rozpuszczalnikach.
3. Strącanie jodku ołowiu(II).

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- wyjaśnić regułę helowca;
- zapisać schematy powstawania jonów prostych;
- określać zmiany elektroujemności na tle układu okresowego;
- wymienić rodzaje wiązań, określić kryterium decydujące o powstawaniu określonego rodzaju wiązania;
- zapisać schematy powstawania wiązań: jonowego, kowalencyjnego (niepolarnego i polarnego) – wzory elektronowe;
- wyjaśnić, co to są cząsteczki dipolowe, asocjaty i jaki mają wpływ na właściwości substancji;
- podać cechy substancji posiadających określony rodzaj wiązania;
- wyjaśnić istotę tworzenia wiązania wodorowego i metalicznego;
- przewidywać przestrzenną budowę drobin, wskazać wiązania σ i π ;
- określić kąty między wiązaniami dla orientacji digonalnej, trygonalnej i tetraedrycznej.

Rozdział 4. Stechiometria

A. Materiał nauczania

Prawa stechiometryczne. Prawo zachowania masy. Prawo stałości składu. Skład procentowy i stosunek masowy pierwiastków w związku.

Liczność materii. Mol jako jednostka licznosci materii w układzie SI. Masa mola a masa molowa. Interpretacja molowa równań chemicznych. Objętość mola gazów.

Stechiometria wzorów chemicznych. Zasada stechiometrii. Stosunek stechiometryczny składników w związku chemicznym. Ustalanie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych. Równanie składu. Związki niestechiometryczne.

Zasada Avogadro. Równanie Clapeyrona. Warunki normalne i standardowe.

Stechiometria równań chemicznych. Stosunki stechiometryczne reagentów. Zasady stechiometrii. Prawo stosunków objętościowych. Optymalizacja obliczeń stechiometrycznych. Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w stosunkach niestechiometrycznych. Substraty użyte w nadmiarze. Ilości produktów po zmieszaniu substratów w stosunku niestechiometrycznym.

B. Procedury osiągania celów

Korzystanie z podręcznika, zbiorów zadań, tablic chemicznych, układu okresowego pierwiastków.

Doświadczenia i pokazy:

1. Reakcja strącania osadu kontrolowana za pomocą wagi.
2. Synteza siarczku glinu.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- potwierdzać słuszność praw stechiometrycznych projektując doświadczenia oraz wykonując obliczenia: mas reagentów, stosunki masowe, skład procentowy związków chemicznych;

- wyjaśniać terminy: *mol*, *masa molowa*, *objętość molowa* i wykorzystać je w obliczeniach: mas molowych, stosunków molowych i objętościowych;
- przeliczać objętości gazów na liczby moli, masy i liczby molekuł w warunkach normalnych i różnych od normalnych;
- ustalać wzór elementarny i rzeczywisty związku na podstawie składu procentowego i masowego oraz względnej gęstości substancji;
- określać stechiometryczne stosunki reagentów: molowe, masowe i objętościowe;
- obliczać masę, objętość, liczbę molekuł reagenta na podstawie danej masy, liczby moli, liczby molekuł innego reagenta;
- ustalać wzory gazowych reagentów na podstawie stechiometrycznych stosunków objętościowych;
- obliczać ilość określonego produktu w przypadku zmieszania substratów w stosunku niestechiometrycznym oraz ustalać, którego substratu użyto w nadmiarze.

Rozdział 5. Mieszaniny

A. Materiał nauczania

Klasyfikacja mieszanin. Mieszanina jako układ. Rodzaje układów: homogeniczne i heterogeniczne, rozdrobnione i nierozdrobnione, jednoskładnikowe i wieloskładnikowe. Podział mieszanin według różnych kryteriów. Rozpowszechnienie i otrzymywanie układów koloidalnych.

Sporządzanie mieszanin. Mieszanie składników o tych samych i różnych stanach skupienia. Zjawiska towarzyszące mieszaniu. Czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania. Roztwory nasycone i nienasycone. Rozpuszczalność. Zależność rozpuszczalności od temperatury i ciśnienia. Interpretacja wykresów zależności rozpuszczalności substancji od temperatury (krzywe rozpuszczalności). Obliczenia rozpuszczalności z wykorzystaniem krzywych rozpuszczalności.

Właściwości mieszanin. Właściwości stopów. Efekt ebulioskopowy i krioskopowy. Właściwości układów koloidalnych.

Sposoby rozdzielania mieszanin. Związek cech fizycznych substancji z metodą rozdzielania mieszaniny. Eksperymentalny opis niektórych metod rozdzielania mieszanin.

Opis składu mieszanin. Procent masowy i objętościowy. Stężenie mieszanin jednorodnych. Stężenie procentowe. Stężenie molowe roztworu. Skład mieszaniny wyrażany za pomocą stężenia molowego. Reguły stosowane przy sporządzaniu roztworów o określonym stężeniu molowym.

Przeliczanie stężeń. Wyprowadzenie zależności między stężeniem procentowym i molowym. Przeliczanie stężenia molowego na procentowe i odwrotnie. Zmiany stężenia roztworów.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, tablic chemicznych i zbioru zadań. Planowanie i projektowanie doświadczeń chemicznych.

Doświadczenia i pokazy:

- I. Możliwe do zaplanowania i wykonania przez ucznia.
 1. Model mieszających się cieczy.
 2. Kontrakcja objętości mieszających się cieczy.
 3. Rozdzielanie składników kolorowych atramentów.
 4. Prezentacja różnych sposobów rozdzielania mieszanin.
 5. Hodowanie kryształów.
 6. Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu.
- II. Wykonane przez nauczyciela.
 1. Otrzymywanie siarki koloidalnej.
 2. Prezentacja efektu Tyndalla.
 3. Koagulacja białek.
 4. Galaretowacenie żelatyny.
 5. Krystalizacja.
 6. Rozdzielanie składników r-ru przez oddestylowanie rozpuszczalnika.
 7. Destylacja ropy naftowej.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- podawać przykłady mieszanin według poznanej klasyfikacji;
- rozróżniać rodzaje układów dyspersyjnych na podstawie stanu skupienia fazy rozproszonej i fazy rozpraszającej;
- opisać sposoby otrzymywania roztworów nasyconych i nienasyconych;
- interpretować wykresy zależności rozpuszczalności substancji od temperatury jakościowo i ilościowo;
- obliczać zmiany temperatury wrzenia i krzepnięcia dla mieszanin o danym składzie;
- podać przykłady układów koloidalnych i opisać ich właściwości;
- rozdzielać mieszaniny różnymi sposobami;
- wymienić sposoby wyrażania stężeń roztworów i wykorzystywać w obliczeniach;
- omówić zasady stosowane przy sporządzaniu roztworów o określonym stężeniu molowym i procentowym.

Rozdział 6. Reakcje chemiczne

A. Materiał nauczania

Efekt energetyczny reakcji. Przepływ energii między układem reagentów i otoczeniem. Energia wewnętrzna ciała. Reakcje egzo- i endoenergetyczne. Konwencja znakowania efektów energetycznych. Energia wiązania chemicznego. Trwałość wiązań. Bilans energii wiązań. Entalpia reakcji i znakowanie efektu energetycznego reakcji.

Szybkość reakcji chemicznych. Szybkość reakcji i średnia szybkość reakcji. Mechanizm reakcji jako sekwencja aktów elementarnych. Eksperymentalne równanie kinetyczne, stała szybkości reakcji. Etapy reakcji.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych. Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej. Reguła van't Hoffa. Wpływ stężenia na szybkość

reakcji. Powierzchnie międzyfazowe a szybkość reakcji heterofazowych. Inne czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej.

Katalizatory. Rodzaje katalizatorów. Mechanizm działania katalizatora homofazowego i katalizatora kontaktowego. Inhibitory. Katalizatory w przemyśle i otoczeniu człowieka.

Teorie kinetyczne. Postulaty teorii zderzeń. Etapy reakcji. Energia aktywacji. Teoria kompleksu aktywnego. Energia aktywacji a katalizator.

Odwracalność reakcji chemicznych. Reakcje odwracalne i praktycznie nieodwracalne. Stan równowagi chemicznej. Prawo działania mas i jego wykorzystanie. Stała równowagi chemicznej.

Reguła przekory. Czynniki wpływające na położenie stanu równowagi chemicznej. Przewidywanie „przesunięcia” stanu równowagi dla określonych warunków i czynników. Katalizator a równowaga chemiczna.

Wydajność reakcji. Czynniki wpływające na wydajność reakcji. Wydajność teoretyczna. Wydajność procentowa reakcji. Wydajność reakcji a masy reagentów.

B. Procedury osiągania celów

Korzystanie z podręcznika, zbiorów zadań. Planowanie i projektowanie doświadczeń chemicznych.

I. Możliwe do zaplanowania i wykonania przez ucznia.

Badanie wpływu różnych czynników (stężenia, temperatury, wielkości powierzchni kontaktu reagentów) na szybkość reakcji chemicznej.

II. Wykonane przez nauczyciela:

1. Katalityczny rozkład nadtlenu wodoru.
2. Badanie odwracalności reakcji żelaza z parą wodną.
3. Badanie wpływu stężenia reagentów na położenie stanu równowagi.
4. Badanie wpływu temperatury na położenie stanu równowagi reakcji.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- definiować procesy endo- i egzoenergetyczne, wskazywać przykłady odpowiednich reakcji;
- zapisać efekt cieplny w równaniach reakcji egzotermicznych i endotermicznych;
- analizować wpływ energii wiązań chemicznych na efekt energetyczny reakcji;
- definiować entalpię reakcji i wskazywać sposoby jej znakowania;
- wyznaczać entalpię reakcji na podstawie energii wiązań;
- podawać przykłady reakcji powolnych i szybkich;
- wyjaśnić pojęcia: szybkość reakcji, równanie kinetyczne reakcji chemicznej;
- wyjaśnić wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznych;
- wykonywać obliczenia oparte na równaniu kinetycznym i regule van't Hoffa;
- wyjaśnić mechanizm reakcji chemicznej bez udziału i z udziałem katalizatora
- podawać przykłady zastosowania katalizatorów;
- wyjaśnić, co to jest energia aktywacji i narysować odpowiedni wykres;
- wykonywać obliczenia oparte na prawie działania mas;
- podawać sposoby przesuwania stanu równowagi chemicznej oraz obliczać procentową wydajność reakcji.

Rozdział 7. Chemia roztworów wodnych

A. Materiał nauczania

Dysocjacja jonowa. Elektrolity i nieelektrolity. Dowody potwierdzające istnienie jonów w roztworze. Równania chemiczne dysocjacji elektrolitów.

Elektrolity mocne i elektrolity słabe. Różnica między elektrolitem mocnym i słabym. Stan równowagi chemicznej słabych elektrolitów. Stała dysocjacji. Stopień dysocjacji. Dysocjacja etapowa. Prawo rozcieńczeń Ostwalda. Porównanie mocy kwasów i wodorotlenków w obrębie grupy i okresu.

Kwasy i zasady, pH roztworów. Kwasy i zasady wg Arrheniusa. Autodysocjacja wody. Odczyn roztworu. Iloczyn jonowy wody, pH roztworów. Indykatory.

Reakcje jonowe. Istota reakcji jonowych i ich rodzaje. Reakcje strącania. Tworzenie słabych elektrolitów i ich typy ze względu na otrzymany produkt.

Szereg napięciowy metali. Interpretacja konsekwencji ułożenia metali w szereg napięciowy metali. Roztworzenie metali w kwasach. Wypieranie wodoru z kwasów i metali z roztworów ich soli. Metale, które nie wypierają wodoru z kwasów i nie wypierają innych metali z ich soli.

Hydroliza soli. Hydroliza jako reakcja jonowa. Mechanizm reakcji hydrolizy a rodzaj soli. Odczyn roztworu po hydrolizie. Typ hydrolizy. Hydroliza stopniowa.

Stopień utlenienia. Stopnie utlenienia. Reguły określania stopnia utlenienia. Obliczanie wartości stopni utlenienia w cząsteczkach i jonach związków nieorganicznych.

Przemieszczania elektronów w reakcjach chemicznych. Rola elektronów w reakcjach. Utleniacz i reduktor. Terminologia reakcji redoks.

Metody bilansowania równań reakcji redoks. Metoda oparta na zmianie stopni utlenienia atomów. Metoda bilansu materiałowo-ładunkowego. Reakcje dysproporcjonowania.

Amfoteryczność. Związki amfoteryczne. Dysocjacja dwukierunkowa. Tworzenie kompleksowych hydroksoanionów i akwakationów. Zmiana właściwości chemicznych pierwiastka ze wzrostem stopnia utlenienia na przykładzie chromu.

Kwasy i zasady Brønsteda. Kwas i zasada wg Brønsteda. Drobiny, które mogą być wyłącznie kwasami lub zasadami. Drobiny o podwójnej funkcji. Sprzężona para kwas-zasada. Moc donorowo-akceptorowa.

Ogniwa chemiczne. Budowa ogniw. Procesy utleniania zachodzące na granicy faz. Równania połówkowe utlenienia i redukcji. Przykłady ogniw nieregenerowalnych i regenerowalnych.

Elektroliza. Ogniwo a elektrolizer. Budowa elektrolizera. Proces elektrolizy. Przewidywanie produktów elektrolizy. Zastosowanie procesów elektrolizy.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, tablic chemicznych, chemicznych tekstów źródłowych zawartych w mediach i w Internecie oraz ze zbioru zadań. Planowanie i projektowanie doświadczeń chemicznych.

Doświadczenia i pokazy:

- I. Możliwe do zaplanowania i wykonania przez ucznia.
 1. Badanie przewodnictwa elektrycznego roztworów.
 2. Strącanie osadów.
 3. Badanie odczynu wodnych roztworów soli.
 4. Badanie właściwości amfoterycznych tlenków i wodorotlenków.
- II. Wykonane przez nauczyciela.
 1. Porównanie temperatury wrzenia wody i roztworu.
 2. Reakcja wodorotlenku sodu z siarczanem(VI) miedzi(II).
 3. Otrzymywanie siarkowodoru.
 4. Otrzymywanie amoniaku.
 5. Reakcja zobojętniania.
 6. Roztworzenie chlorku srebra w roztworze amoniaku.
 7. Reakcje metali z kwasem solnym.
 8. Badanie szybkości reakcji magnezu z kwasem solnym i fosforowym(V) oraz pomiar objętości wydzielonego wodoru.
 9. Wydzielanie miedzi z roztworu CuSO_4 .
 10. „Wulkan chromianowy” – termiczny rozkład dichromianu(VI) amonu.
 11. Badanie reakcji chlorku żelaza(III) z jodkiem potasu.
 12. Wykazanie przepływu elektronów podczas reakcji chlorku żelaza(III) z jodkiem potasu.
 13. Elektroliza kwasu solnego.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- odróżniać roztwory elektrolitów od roztworów nieelektrolitów;
- zapisać równania dysocjacji roztworów elektrolitów;
- podawać przykłady elektrolitów mocnych i słabych zaznaczając w równaniach dysocjacji ich rodzaje;
- porównywać moc kwasów i wodorotlenków w obrębie grupy i okresu;
- rozwiązywać zadania z wykorzystaniem stopnia i stałej dysocjacji;

- opisywać kwasy i zasady w ujęciu makroskopowym i mikroskopowym;
- określać za pomocą indykatorów pH roztworów, przeliczać pH na stężenia jonów wodorowych i wodorotlenkowych;
- podawać rodzaje reakcji jonowych potwierdzając to przykładami;
- zapisywać w formie cząsteczkowej, jonowej i skróconej równania reakcji: strącania osadów oraz tworzenia słabych elektrolitów;
- przewidywać produkty reakcji metali z kwasami oraz reakcji wypierania metali z roztworów ich soli uwzględniając szereg napięciowy metali;
- określać rodzaj hydrolizy i odczyn wodnego roztworu soli;
- obliczać stopień utlenienia pierwiastków w cząsteczkach i w jonach związków nieorganicznych, wskazywać utleniacz i reduktor w równaniu reakcji chemicznej
- bilansować równania reakcji redoks wybraną metodą;
- ustalać formę kwasową i zasadową dla różnych wodorotlenków amfoterycznych oraz opisywać ich charakter chemiczny za pomocą równań reakcji;
- wskazać kwas i zasadę wg teorii Brønsteda oraz sprzężone układy kwas-zasada;
- przedstawić budowę typowych ogniw i układać równania reakcji półowkowych i reakcji sumarycznej w danym ogniwie;
- opisać budowę elektrolizera porównując ją z budową ogniwa oraz przewidywać produkty elektrolizy.

moduł: **Chemia. Związki organiczne**

Rozdział 1. Wprowadzenie do chemii organicznej

A. Materiał nauczania

Czym jest chemia organiczna. Zakres treści nauczania chemii organicznej (mapa treści). Związki organiczne a nieorganiczne. Różnorodność i liczność związków organicznych, jej przyczyny. Znaczenie związków organicznych.

Struktura związków organicznych. Postulaty teorii strukturalnej. Modelowanie cząsteczek jako kombinacji łańcuchów i pierścieni. Wzory stosowane w chemii organicznej. Izomeria, nazewnictwo systematyczne. Budowa cząsteczek ilustrowana modelami.

B. Procedury osiągania celów

Zapoznanie z zakresem wymagań. Tworzenie map treści nauczania modułu. Informacja o sposobach monitorowania osiągnięć, korzystania z podręcznika i innych chemicznych tekstów źródłowych zawartych w mediach i w Internecie.

Doświadczenia i pokazy:

Wykorzystanie modeli do tworzenia struktur związków organicznych.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- podać kryteria podziału związków węgla na organiczne i nieorganiczne;
- wyjaśnić przyczyny różnorodności i liczności związków organicznych;
- opisać postulaty teorii strukturalnej budowy cząsteczek związków organicznych;
- podać przykłady kombinacji łańcuchów i pierścieni stosując modele cząsteczek;
- uzasadnić znaczenie wzoru sumarycznego, strukturalnego i wzoru grupowego;
- ustalać wzór sumaryczny na podstawie danego modelu cząsteczki.

Rozdział 2. Węglowodory

A. Materiał nauczania

I. Węglowodory nasycone

Metan jako najprostszy alkan. Źródła występowania metanu w przyrodzie. Budowa cząsteczki. Reakcje spalania. Mechanizm fotochemicznej reakcji metanu z chlorem i bromem – reakcje następcze.

Szereg homologiczny alkanów. Szereg homologiczny i nazwy *n*-alkanów. Zmiany właściwości fizycznych w szeregu homologicznym. Reakcje alkanów z fluorowcami – substytucja. Równocenne i nierównocenne atomy wodoru w cząsteczkach alkanów.

Izomeria węglowodorów nasyconych. Rodzaje izomerii. Wzory i nazwy grup alkilowych. Podstawniki węglowe i niewęglowe. Wzory i nazwy izomerów położenia podstawnika i szkieletowych. Izomery a homologi.

Cykloalkany, budowa i właściwości. Budowa cykloalkanów, nazwy. Reakcje cyklizacji i inne biegnące z udziałem cykloalkanów. Alkilowe pochodne cykloalkanów.

II. Węglowodory nienasycone

Eten jako alken. Budowa geometryczna cząsteczki etenu. Właściwości fizyczne i zastosowanie.

Aktywność chemiczna alkenów. Izomeria. Szereg homologiczny. Wzory i nazwy alkenów rozgałęzionych. Izomeria położenia wiązania wielokrotnego oraz stereoizomeria cis-trans. Otrzymywanie alkenów. Reakcje addycji i eliminacji. Addycja z wykorzystaniem reguły Markownikowa. Dieny i cykloalkeny.

Acetylen jako alkin. Budowa i właściwości fizyczne acetylenu. Otrzymywanie z karbidu. Dwuetapowy przebieg addycji do etynu. Dimeryzacja i trimeryzacja acetylenu. Reakcje charakterystyczne, z wodą bromową i KMnO_4 . Zastosowania acetylenu.

Szereg homologiczny alkinów. Zmiana właściwości fizycznych alkinów w szeregu homologicznym. Porównywanie zawartości procentowej węgla w alkanach, alkenach i alkinach. Nazwy i wzory izomerycznych alkinów. Reakcje chemiczne alkinów.

Reakcja polimeryzacji i polimery. Polimeryzacja i depolimeryzacja, polimer, mer, monomer. Równania reakcji wybranych polimerów. Właściwości fizyczne i chemiczne polimerów. Praktyczne zastosowania polimerów.

III. Węglowodory aromatyczne (areny)

Benzen jako aren. Budowa benzenu. Aromatyczność. Reakcje benzenu, katalizatory stosowane w tych procesach. Reakcja substancji elektrofilowej. Uwodornienie. Właściwości fizyczne i zastosowanie benzenu.

Homologi benzenu. Izomeria orto-, meta-, para-. Reguła podstawników. Wpływ warunków prowadzenia reakcji na rodzaj produktu. Otrzymywanie benzenu i jego homologów.

Naturalne źródła węglowodorów w przyrodzie. Najważniejsze surowce zawierające węglowodory. Skład chemiczny gazu ziemnego, ropy naftowej oraz rodzaje węgla kopalnych. Zastosowanie kopalin w życiu codziennym i w gospodarce.

Produkcja przemysłowa i zastosowania węglowodorów. Przeróbka gazu ziemnego. Przeróbka ropy naftowej. Benzyny i ich właściwości. Cięższe frakcje ropy naftowej.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, zbiorów zadań, modeli cząsteczek. Wykorzystanie dostępnych źródeł informacji i zasobów Internetu do gromadzenia i selekcyjonowania informacji o surowcach pochodzenia organicznego i produktach syntez organicznych.

Doświadczenia i pokazy:

1. Badanie właściwości fizycznych *n*-alkanów.
2. Badanie palności alkanów.
3. Badanie zachowania się alkanów wobec roztworu manganianu(VII) potasu i wody bromowej.
4. Badanie reakcji metanu i heksanu z bromem w ciemności i na świetle.
5. Otrzymywanie etenu przez odwadnianie etanolu i badanie jego właściwości fizycznych.
6. Badanie palności etenu i jego zachowanie się wobec wodnego roztworu manganianu(VII) potasu i wody bromowej.
7. Otrzymywanie acetyleny z węgliku wapnia (karbidu) i badanie jego palności.
8. Badanie zachowania się etynu wobec wody bromowej.
9. Badanie właściwości wybranych polimerów.
10. Depolimeryzacja polietyleny.
11. Nitrowanie toluenu.
12. Porównanie zachowania się toluenu i heksanu wobec bromu.
13. Destylacja frakcyjna ropy naftowej i badanie jej produktów.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- opisać budowę przestrzenną węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych;
- podawać wzory i nazwy węglowodorów z szeregów homologicznych alkanów, alkenów i alkinów na podstawie wzorów ogólnych;
- charakteryzować zmiany właściwości fizycznych w szeregu homologicznym;
- zdefiniować pojęcie *izomerii* i wymienić jej rodzaje;
- tworzyć wzory izomerycznych węglowodorów, podawać ich nazwy;
- zaliczać określony zespół izomerów do odpowiedniego rodzaju izomerii;
- wskazać w zbiorach węglowodorów homologi i izomery;
- wyjaśnić znaczenie terminów: *substytucja*, *addycja*, *eliminacja*, *polimeryzacja*, *reakcje następcze*;
- opisać właściwości chemiczne węglowodorów za pomocą równań reakcji stosując wzory grupowe i sumaryczne;
- zapisywać równania reakcji otrzymywania węglowodorów;
- zdefiniować pojęcia: *polimeryzacja*, *depolimeryzacja*, *monomer*, *mer*, *polimer*;
- zapisywać równania reakcji polimeryzacji związków nienasyconych;
- opisać zastosowania najważniejszych węglowodorów;
- wyjaśnić, co oznacza pojęcie *aromatyczności związku*;
- zapisać równania reakcji charakterystycznych dla benzenu i jego pochodnych;
- rozróżniać węglowodory nasycone, nienasycone i aromatyczne;
- określić skład chemiczny gazu ziemnego, ropy naftowej oraz węgla kopalnych;
- wymienić produkty przeróbki ropy naftowej, określić różnice w ich składzie chemicznym;
- wyjaśnić istotę produkcji benzyn;
- dokonywać stosownych obliczeń wykorzystując poznane przemiany chemiczne alkanów, alkenów, alkinów i benzenu.

Rozdział 3. Jednofunkcyjne związki organiczne

A. Materiał nauczania

Grupy funkcyjne. Skład pierwiastkowy. Otrzymywanie niektórych związków organicznych jednofunkcyjnych. Budowa związków jednofunkcyjnych.

Budowa cząsteczek alkoholi, izomeria i nazewnictwo. Podział alkoholi. Budowa cząsteczek. Izomeria położenia podstawnika. Nazewnictwo alkoholi. Rzędowość alkoholi.

Właściwości fizyczne alkoholi. Przewidywanie właściwości fizycznych z opisów mikroskopowego i makroskopowego. Oddziaływania typu dipol-dipol. Wiązania wodorowe. Temperatury wrzenia i topnienia *n*-alkan-1-oli. Rozpuszczalność w wodzie i alkanach.

Właściwości chemiczne alkoholi. Reakcje etanolu z sodem i kwasem bromowodorowym. Zależność reaktywności od długości łańcucha i rzędowości alkoholi. Ogólne metody otrzymywania alkoholi. Otrzymywanie i zastosowanie metanolu i etanolu.

Alkohole polihydroksylowe. Budowa cząsteczek glikolu i gliceryny. Właściwości fizyczne i zastosowania. Reakcja odróżniająca alkohole polihydroksylowe od związków z jedną grupą – OH.

Fenole. Fenole a alkohole aromatyczne. Izomeria fenoli. Właściwości fizyczne i chemiczne fenolu. Porównanie właściwości kwasowych alkoholi i fenoli. Aromatyczność fenolu.

Budowa i nazewnictwo aldehydów i ketonów. Grupy funkcyjne. Budowa cząsteczek. Nazewnictwo aldehydów i ketonów. Izomeria aldehydów.

Właściwości fizyczne i chemiczne aldehydów i ketonów. Zależność właściwości fizycznych w szeregu homologicznym alkanali i alkanonów. Właściwości fizyczne metanolu i acetonu. Reakcje aldehydów i ketonów.

Otrzymywanie i zastosowania aldehydów i ketonów. Ogólne sposoby otrzymywania aldehydów i ketonów. Otrzymywanie etanolu i acetonu. Zastosowania aldehydów i ketonów.

Budowa cząsteczek i nazewnictwo kwasów karboksylowych. Podział kwasów karboksylowych. Budowa cząsteczek. Nazwy systematyczne kwasów karboksylowych.

Kwasy alkanowe. Szereg homologiczny kwasów alkanowych a właściwości fizyczne. Kwasy alkanowe jako elektrolity. Właściwości chemiczne. Szczególne właściwości kwasu mrówkowego. Otrzymywanie oraz zastosowania kwasów alkanowych.

Inne kwasy karboksylowe. Budowa i właściwości: nienasyconych kwasów alifatycznych, kwasów dikarboksylowych, kwasów aromatycznych.

Sole kwasów karboksylowych i środki piorące. Zastosowanie soli kwasów karboksylowych. Mydła i detergenty. Nowoczesne środki piorące.

Estry kwasów karboksylowych i kwasów nieorganicznych. Podział estrów. Budowa cząsteczek. Mechanizm reakcji estryfikacji i hydrolizy estrów. Właściwości fizyczne i zastosowania estrów.

Tłuszcze. Podział tłuszczów. Występowanie w przyrodzie i właściwości fizyczne. Zmydlanie i utwardzanie tłuszczów.

Aminy. Aminy alifatyczne i aromatyczne. Nazewnictwo amin. Właściwości fizyczne. Zasadowy charakter amin.

Amidy kwasowe. Budowa amidów kwasowych. Mocznik. Właściwości fizyczne. Otrzymywanie amidów i właściwości chemiczne.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, zbiorów zadań, modeli cząsteczek.

Doświadczenia i pokazy:

1. Badanie właściwości fizycznych etanolu.
2. Badanie rozpuszczalności *n*-alkoholi w wodzie i w heksanie.
3. Badanie reakcji etanolu z sodem i właściwości produktów reakcji.
4. Badanie reakcji etanolu z kwasem.
5. Porównanie szybkości reakcji metanolu, etanolu i butan-1-olu z sodem.
6. Porównanie szybkości reakcji alkoholi I-, II- i III-rzędowych z kwasem solnym w obecności chlorku cynku.
7. Badanie właściwości glikolu etylenowego i gliceryny.

8. Badanie właściwości fizycznych fenolu.
9. Badanie właściwości kwasowych fenolu.
10. Reakcja fenolu z wodą bromową.
11. Badanie właściwości fizycznych wodnego roztworu aldehydu mrówkowego.
12. Reakcja aldehydu mrówkowego z amoniakalnym roztworem tlenku srebra(I) (próba Tollensa).
13. Reakcja aldehydu mrówkowego z wodorotlenkiem miedzi(II) w środowisku zasadowym (próba Trommera).
14. Badanie właściwości acetonu.
15. Depolimeryzacja paraformaldehydu.
16. Reakcja metanolu z tlenkiem miedzi(II).
17. Reakcja utleniania etanolu do aldehydu octowego tlenem w obecności tlenku miedzi(II).
18. Utlenianie propan-2-olu dichromianem(VI) potasu w środowisku kwaśnym.
19. Badanie właściwości kwasu octowego.
20. Badanie właściwości kwasu stearynowego.
21. Badanie właściwości kwasu mrówkowego.
22. Otrzymywanie stearynianu sodu i porównanie jego właściwości z właściwościami mydła.
23. Badanie mechanizmu działania mydła.
24. Badanie wpływu soli wapnia na pienienie się roztworów mydła i syntetycznego środka do mycia naczyń.
25. Otrzymanie octanu etylu i innych estrów.
26. Badanie właściwości octanu etylu.
27. Otrzymywanie boranu trietylu.
28. Badanie rozpuszczalności tłuszczów w różnych rozpuszczalnikach.
29. Otrzymywanie tłuszczu z nasion słonecznika.
30. Porównanie zachowania się tłuszczów stałych i ciekłych wobec wody bromowej.
31. Hydroliza zasadowa tłuszczu (zmydlanie).
32. Badanie właściwości metyloaminy.
33. Badanie właściwości aniliny.

34. Otrzymywanie aniliny z nitrobenzenu.
35. Badanie właściwości acetamidu.
36. Badanie właściwości mocznika.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- opisać budowę związków jednofunkcyjnych;
- dokonać podziału alkoholi, tworzyć wzory izomerów alkoholi, określać rzędowość oraz podawać ich nazwy systematyczne;
- przewidywać właściwości fizyczne alkoholi z opisu mikroskopowego i makroskopowego;
- opisywać właściwości chemiczne alkoholi za pomocą równań reakcji, wskazywać różnice we właściwościach alkoholi, alkoholi polihydroksylowych i fenoli;
- podać najważniejsze metody otrzymywania alkoholi;
- omówić budowę cząsteczek aldehydów i ketonów, wykazać, że związki te są izomerami;
- zapisać równania otrzymywania wybranych aldehydów i ketonów, wskazać najważniejsze zastosowania;
- wykazać redukująco-utleniające właściwości aldehydów;
- dokonać podziału kwasów karboksylowych, tworzyć wzory i nazwy systematyczne tych związków;
- opisać właściwości fizyczne i chemiczne kwasów karboksylowych oraz reakcje otrzymywania kwasu octowego;
- podać przykłady zastosowania kwasów alkanowych i ich soli (mydła i środki piorące);
- analizować tabele stałych fizycznych, wyjaśnić różnice między właściwościami alkoholi, alkanali, alkanonów i kwasów alkanowych;
- dokonać podziału estrów, w tym również tłuszczów, tworzyć wzory i nazwy systematyczne;
- zapisać równania estryfikacji i hydrolizy estrów;

- wyjaśnić, na czym polega zmydlanie i utwardzanie tłuszczów;
- podać przykłady estrów występujących w przyrodzie, wymienić zastosowania estrów;
- podać przykłady amin alifatycznych i aromatycznych, nazwać aminy o różnej rzędowości;
- opisać właściwości zasadowe amin pisząc odpowiednie równania reakcji;
- podać przykłady amidów o różnej rzędowości, tworzyć ich wzory i nazwy;
- zapisać równania reakcji otrzymywania acetamidu i mocznika, omówić ich właściwości fizyczne i chemiczne;
- wykazać znaczenie reakcji biuretowej w identyfikacji związków organicznych;
- zapisać równania reakcji charakterystycznych dla grup funkcyjnych;
- układać równania reakcji ilustrujące przekształcanie związków jednofunkcyjnych.

Rozdział 4. Związki wielofunkcyjne

A. Materiał nauczania

Związki wielofunkcyjne – wiadomości ogólne. Budowa i nazewnictwo związków wielofunkcyjnych. Reakcje chemoselektywne. Reakcje międzycząsteczkowe i wewnątrzcząsteczkowe.

Chiralność i izomeria optyczna. Klasyfikacja izomerii. Chiralność w makroświecie i mikroświecie. Kryteria chiralności. Izomeria optyczna. Właściwości enancjomerów. Racemat. Wzory stereochemiczne enancjomerów.

Hydroksykwasy. Budowa cząsteczek i nazewnictwo. Kwas mlekowy i salicylowy – właściwości i zastosowanie. Poliestry. Laktony.

Aminokwasy. Budowa cząsteczek i nazewnictwo. Amfoteryczność aminokwasów. Kondensacja aminokwasów – wiązanie peptydowe. Aminokwasy białkowe – budowa i czynność optyczna. Synteza prebiotyczna.

Peptydy i białka. Budowa cząsteczek peptydów i polipeptydów. Białka jako polimery. Struktury białek: I-, II-, III- i IV-rzędowa. Inżynieria genetyczna. Właściwości fizyczne i chemiczne białek.

Cukry proste (monosacharydy). Podział cukrów. Budowa cukrów prostych, odmiany α i β – mutarotacja. Szeregi L i D. Właściwości fizyczne i chemiczne glukozy i fruktozy. Znaczenie monosacharydów.

Dwucukry. Budowa dwucukrów – wiązania α - i β -glikozydowe.

Właściwości fizyczne i chemiczne sacharozy, maltozy i celobiozy. Produkcja cukru.

Wielocukry. Budowa i właściwości skrobi i celulozy. Reakcja charakterystyczna skrobi. Glikogen. Produkcja papieru i jedwabiu sztucznego.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, zbiorów zadań i modeli cząsteczek.

Doświadczenia i pokazy:

1. Badanie właściwości kwasu salicylowego.
2. Badanie właściwości kwasu aminooctowego.
3. Badanie rozpuszczalności albuminy w wodzie i ustalenie charakteru tego roztworu.
4. Badanie zjawiska wysalania białka.
5. Badanie działania różnych substancji i podwyższonej temperatury na roztwór białka.
6. Reakcja ksantoproteinowa.
7. Reakcja biuretowa.
8. Badanie właściwości fizycznych glukozy.
9. Badanie reakcji glukozy i fruktozy z odczynnikiem Trommera.
10. Badanie reakcji glukozy i fruktozy z odczynnikiem Tollensa.
11. Badanie właściwości redukujących sacharozy.
12. Hydroliza sacharozy i badanie jej produktów.
13. Badanie właściwości fizycznych skrobi.
14. Badanie właściwości redukujących skrobi.
15. Hydroliza skrobi i badanie właściwości produktów.

16. Reakcja charakterystyczna skrobi.
17. Badanie właściwości fizycznych celulozy.
18. Hydroliza celulozy i badanie właściwości produktów reakcji.

W module *Chemia. Związki organiczne* znajduje się wiele pozycji ćwiczeń pozwalających utrwalać wiedzę na temat struktury cząsteczek związków organicznych oraz ich właściwości fizycznych. W tym module częściej, bo po każdym podrozdziale znajdują się pytania i zadania podsumowujące. Uczeń ma możliwość częstszego sprawdzenia stopnia zrozumienia poznawanej wiedzy i wykorzystania jej w kształceniu umiejętności.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- wskazać charakterystyczne elementy budowy związków wielofunkcyjnych i opisać ich właściwości przewidując kierunek przemian;
- dokonać klasyfikacji poznanych rodzajów izomerii;
- wyjaśniać pojęcia: *chiralność*, *izomeria optyczna*, opisywać właściwości enancjomerów;
- opisywać budowę i właściwości fizyczne i chemiczne hydroksykwasów i aminokwasów, tworzyć ich wzory stereochemiczne;
- wskazać charakterystyczne cechy budowy aminokwasów białkowych, zapisywać równania reakcji kondensacji aminokwasów wskazując wiązania peptydowe;
- charakteryzować struktury białek, ich właściwości fizyczne i chemiczne;
- opisywać za pomocą wzorów struktury cukrów, uwzględniając odmiany α i β , szeregi L i D w cukrach prostych oraz wiązania α - i β -glikozydowe w dwucukrach i wielocukrach;
- omawiać właściwości fizyczne i chemiczne cukrów.

Rozdział 1. Pierwiastki chemiczne

A. Materiał nauczania

Historia pierwiastków. Pierwiastek w ujęciu historycznym. Makroskopowa i mikroskopowa definicja pierwiastka. Próba klasyfikacji pierwiastków przez Mendelejewa, przewidywanie właściwości pierwiastków nieodkrytych. Prawo okresowości w ujęciu makroskopowym.

Prawidłowości w układzie okresowym. Budowa układu okresowego. Okresowa zmienność metaliczno-niemetaliczna i jej konsekwencje we właściwościach chemicznych. Bloki konfiguracyjne i prawidłowości w konfiguracjach elektronowych atomów i jonów. Okresowa zmienność: promieni atomowych, energii jonizacji, powinowactwa elektronowego, elektroujemności i stopni utleniania.

Pierwiastki na Ziemi i we wszechświecie. Geochemia. Rozpowszechnienie pierwiastków w przyrodzie. Minerale, skały, złoża i rudy. Cykle geochemiczne.

Pierwiastki promieniotwórcze. Substancje promieniotwórcze w przyrodzie. Okres półtrwania. Szeregi promieniotwórcze. Równowaga promieniotwórcza.

Właściwości promieniowania jonizującego. Dobrodziejstwa i zagrożenia towarzyszące promieniowaniu jądrowemu. Skutki działania promieniowania na organizmy żywe. Radioliza. Ochrona radiologiczna.

Dozymetria promieniowania jonizującego. Rodzaje dawek promieniowania. Jednostki dawek promieniowania. Zależność między dawką promieniowania a jej skutkami dla organizmów żywych.

Widma emisyjne. Barwienie płomienia palnika przez pierwiastki. Rodzaje widm. Analiza spektralna i jej znaczenie. Stan podstawowy i stan wzbudzony.

Przewidywanie budowy przestrzennej drobin. Typowe struktury przestrzenne i ich charakterystyka. Ustalanie geometrii drobiną metodą VSEPR.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, tablicy Mendelejewa, zestawu modeli budowy materii, zbiorów zadań.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- definiować pierwiastek w ujęciu makroskopowym i mikroskopowym;
- omówić zasady uporządkowania pierwiastków w tablicy Mendelejewa;
- porównać układ okresowy Mendelejewa (forma krótka) ze współczesnym układem (forma długa);
- wyjaśnić okresową zmienność metaliczno-niemetaliczną i jej konsekwencje we właściwościach chemicznych;
- wskazywać bloki konfiguracyjne i prawidłowości w konfiguracjach elektronowych atomów i jonów;
- wyjaśnić okresową zmienność promieni atomowych, energii jonizacji, powinowactwa elektronowego, elektroujemności i stopni utlenienia;
- analizować dane związane z rozpowszechnieniem pierwiastków na Ziemi i we wszechświecie;
- podawać cechy substancji promieniotwórczych oraz dokonywać obliczeń w oparciu o okresy półtrwania;
- omówić znaczenie naturalnych szeregów promieniotwórczych;
- wykonywać obliczenia wartości liczb A i Z związane z serią rozpadów w szeregu promieniotwórczym;
- wymienić rodzaje dawek promieniowania rozróżnianych w dozymetrii promieniowania jonizującego;
- omówić znaczenie widm emisyjnych w identyfikacji pierwiastków i związków chemicznych;
- przewidywać budowę przestrzenną drobin z jednym atomem centralnym otoczonym ligandami jednojądrowymi.

Rozdział 2. Związki nieorganiczne

A. Materiał nauczania

Tlenki. Podział związków nieorganicznych. Skład i budowa tlenków. Nazewnictwo. Występowanie tlenków w przyrodzie i ich zastosowanie. Otrzymywanie tlenków. Podział tlenków. Właściwości fizyczne i chemiczne.

Wodorki. Skład i budowa wodorków. Występowanie i zastosowanie wodorków. Zasady tworzenia nazw wodorków. Otrzymywanie wodorków i ich właściwości fizyczne. Podział wodorków i ich właściwości chemiczne.

Wodorotlenki. Skład i budowa wodorotlenków. Nazwy. Występowanie i zastosowanie wodorotlenków. Otrzymywanie wodorotlenków. Wodorotlenki jako elektrolity. Podział wodorotlenków, ich właściwości fizyczne i chemiczne.

Kwasy tlenowe (oksokwasy). Skład i budowa oksokwasów. Nazwy oksokwasów. Występowanie i zastosowanie oksokwasów. Otrzymywanie oksokwasów. Kwasy jako elektrolity. Właściwości fizyczne i chemiczne oksokwasów.

Sole. Skład i budowa soli. Rodzaje soli i ich nazewnictwo. Otrzymywanie soli. Sole jako elektrolity. Właściwości fizyczne i chemiczne. Występowanie w przyrodzie i zastosowanie soli.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, zbiorów zadań i tablic chemicznych.

Doświadczenia i pokazy:

1. Spalanie siarki w tlenie.
2. Reakcje tlenków z kwasami i zasadami.
3. Aluminotermia.
4. Reakcja wodorotlenku cynku z kwasem i zasadą.
5. Reakcja glinu z roztworem wodorotlenku sodu.
6. Rozkład termiczny wodorotlenku miedzi(II).
7. Roztworzenie miedzi w stężonym kwasie azotowym(V).
8. Dehydratacja i hydratacja siarczanu(VI) miedzi(II).
9. Reakcja węglanu wapnia z kwasem solnym.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- dokonać klasyfikacji związków nieorganicznych;
- opisywać skład i budowę tlenków, wodoroków, wodorotlenków, oksokwasów i soli;
- omówić występowanie w przyrodzie oraz zastosowania powyższych związków;
- podawać nazwy na podstawie wzoru chemicznego i układać wzory na podstawie nazwy tlenków, wodoroków, wodorotlenków, oksokwasów i soli;
- określać kryteria podziału tlenków, wodorotlenków i soli;
- zapisywać równania reakcji otrzymywania tlenków, wodoroków, wodorotlenków, oksokwasów i soli;
- opisywać za pomocą równań reakcji właściwości chemiczne powyższych związków oraz projektować niektóre doświadczenia potwierdzające charakter chemiczny tych związków.

Rozdział 3. Pierwiastki bloku s

A. Materiał nauczania

Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku s. Właściwości fizyczne pierwiastków bloku s. Barwa płomieni pierwiastków a stan energetyczny elektronów w atomie. Cechy chemiczne wspólne dla metali bloku s. Reaktywność a budowa atomów. Wodór a metale bloku s.

Wodór. Występowanie wodoru. Otrzymywanie na skalę laboratoryjną i przemysłową. Właściwości fizyczne i chemiczne. Najważniejsze związki wodoru i ich zastosowania.

Litowce. Występowanie w przyrodzie. Właściwości fizyczne i chemiczne. Reaktywność litowców. Otrzymywanie litowców w procesach elektrolizy. Najważniejsze związki i ich zastosowania.

Berylowce. Występowanie w przyrodzie. Właściwości fizyczne i chemiczne. Reaktywność berylowców. Otrzymywanie. Najważniejsze związki berylowców i ich zastosowania. Porównanie litowców i berylowców.

Twardość wody. Przyczyny twardości wody. Twardość stała i przemijająca. Sposoby usuwania twardości wody.

B. Procedury osiągania celów

Korzystanie z podręcznika, tablicy Mendelejewa, zbiorów zadań.

Doświadczenia i pokazy:

1. Reakcje metali lekkich z wodą.
2. Rozkład wody podczas przepływu prądu elektrycznego przez roztwór siarczanu(VI) sodu.
3. Barwienie płomienia przez wybrane metale.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- omówić, w jakiej postaci występują pierwiastki bloku *s* w przyrodzie;
- opisać właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków bloku *s*;
- uzasadniać przyczyny podobieństw i różnic między metalami bloku *s*;
- ilustrować równaniami reakcji właściwości chemiczne najważniejszych związków litowców i berylowców;
- podać, co to jest twardość wody, jakie są jej rodzaje, przyczyny i skutki;
- wymieniać sposoby usuwania twardości wody, potwierdzając to odpowiednimi równaniami reakcji.

Rozdział 4. Pierwiastki bloku *p*

A. Materiał nauczania

Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku *p*. Zmienność metaliczno-niemetaliczna w obrębie grup pierwiastków bloku *p* i jej uwarunkowania. Liczba

wiązań kowalencyjnych w cząsteczkach. Wieloatomowe rodniki. Szczególne właściwości tlenu i fluoru. Właściwości helowców.

Fluorowce. Występowanie w przyrodzie. Charakterystyka fizykochemiczna fluorowców. Otrzymywanie i zastosowanie fluorowców i ich najważniejszych związków. Reakcje fluorowców i ich związków.

Tlenowce. Występowanie w przyrodzie. Charakterystyka fizykochemiczna tlenowców. Alotropia tlenu i siarki. Reakcje tlenowców i ich związków. Ważne związki tlenowców i ich zastosowania.

Azotowce. Charakterystyka fizykochemiczna azotowców. Alotropia fosforu. Otrzymywanie azotowców. Reakcje azotowców i ich związków. Ważne związki azotowców i ich zastosowania. Nawozy sztuczne.

Węglowce. Charakterystyka fizykochemiczna węglowców. Węglowce w przyrodzie. Alotropia węglowców. Reakcje węglowców i ich związków. Zastosowania węglowców i ich związków.

Borowce. Charakterystyka fizykochemiczna borowców. Borowce w przyrodzie. Reakcje borowców i ich związków. Zastosowania borowców i ich związków.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, tablicy Mendelejewa, zbiorów zadań.

Doświadczenia i pokazy:

1. Otrzymywanie chloru w laboratorium.
2. Reakcja żelaza z chlorem.
3. Fotochemiczna synteza chlorowodoru.
4. Wzajemne wypieranie fluorowców.
5. Otrzymywanie siarki jednoskośnej i rombowej.
6. Otrzymywanie siarki plastycznej.
7. Otrzymywanie tlenu z roztworu nadtlenu wodoru.
8. Odparowanie próbek różnych wód.
9. Otrzymywanie amoniaku i badanie jego rozpuszczalności.
10. Reakcja amoniaku z chlorowodorem.
11. Rozkład termiczny salmiaku.

12. Adsorpcja substancji barwnej na węglu aktywnym.
13. Ogród podwodny.

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- opisać zmienność właściwości pierwiastków bloku *p* w grupach i w okresach;
- wyjaśnić małą reaktywność helowców;
- opisać występowanie i właściwości fizyczne najważniejszych przedstawicieli pierwiastków bloku *p* (F, Cl, Br, I, O, S, N, P, C, Si, Pb, B, Al);
- wykazać różnice w budowie i właściwościach fizycznych odmian alotropowych: O, S, P i C;
- podać sposoby otrzymywania w laboratorium i w przemyśle pierwiastków: Cl, O, N, Al;
- ilustrować właściwości chemiczne pierwiastków i ich najważniejszych związków za pomocą równań chemicznych;
- uzasadniać przyczyny zmian właściwości chemicznych pierwiastków i ich związków w grupach i w okresach bloku *p*;
- omówić zastosowania najważniejszych pierwiastków i ich związków, w tym nawozów sztucznych.

Rozdział 5. Pierwiastki bloku *d* i *f*

A. Materiał nauczania

Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku *d*. Właściwości fizyczne metali bloku *d*. Otrzymywanie metali bloku *d*. Właściwości chemiczne. Występowanie w przyrodzie i ich najważniejsze zastosowania.

Żelazo. Główne minerały żelaza. Właściwości fizyczne i chemiczne. Hutnictwo żelaza. Korozja chemiczna.

Mangan. Występowanie i otrzymywanie manganu. Tlenki, wodorotlenki, kwasy i sole manganu, ich właściwości kwasowo-zasadowe oraz utleniająco-redukujące.

Chrom. Występowanie i otrzymywanie chromu. Tlenki, wodorotlenki, kwasy i sole chromu, ich właściwości kwasowo-zasadowe oraz utleniająco-redukujące.

Miedziowce. Występowanie w przyrodzie i najważniejsze zastosowania. Tlenki i wodorotlenki miedziowców, ich właściwości chemiczne. Kompleksy miedziowców.

Cynkowce. Występowanie i zastosowanie najważniejszych pierwiastków i ich związków. Właściwości fizyczne i chemiczne – tlenki, wodorotlenki i kompleksy cynkowców.

Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku f. Uran i pluton. Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku f. Otrzymywanie i zastosowanie uranu i plutonu. Właściwości fizyczne i chemiczne tych pierwiastków.

B. Procedury osiągnięcia celów

Korzystanie z podręcznika, tablic chemicznych i zbiorów zadań.

Doświadczenia i pokazy:

1. Spalanie żelaza w tlenie.
2. Samozapalenie żelaza.
3. Strącanie i roztwarzanie wodorotlenków żelaza.
4. Redukcja jonów manganianowych(VII) przez jony siarczanowe(IV) w różnych środowiskach.
5. Utlenianie jonów chromu(III).
6. Redukcja jonów dichromianowych(VI).

C. Opis założonych osiągnięć

Uczniowie będą umieli:

- opisać, w jakiej postaci występują metale ciężkie w przyrodzie i jak je otrzymujemy, w tym hutnictwo żelaza;
- wymienić czynniki wpływające na korozję;
- podać sposoby ochrony metali przed korozją;
- wskazać różnicę pomiędzy metalami ciężkimi i szlachetnymi pisząc odpowiednie równania reakcji;

- opisywać za pomocą równań reakcji otrzymywanie i właściwości wodorotlenków, kwasów i soli żelaza, chromu, manganu, cynku, miedzi i srebra;
- wskazać zmianę charakteru chemicznego tlenków metali chromu i manganu wraz ze wzrostem stopnia utlenienia;
- wykazać zmienność właściwości utleniająco-redukujących związków chromu i manganu w zależności od środowiska reakcji;
- uzasadnić przyczyny różnic właściwości metali lekkich i ciężkich;
- omówić zastosowania metali ciężkich, w tym uranu i plutonu.

4. Propozycja rozkładu materiału nauczania chemii w liceach i technikach. Zakres rozszerzony

Przewidywana liczba godzin na realizację treści programowych chemii w zakresie rozszerzonym.

Moduł	Numer rozdziału	Tytuł rozdziału	Liczba godzin na realizację rozdziałów	Ogółem
Chemia. Fundamenty	1	Przewodnik po chemii	12	90
	2	Budowa atomów	10	
	3	Przekształcanie atomów w inne drobiny	11	
	4	Stechiometria	11	
	5	Mieszanki	14	
	6	Reakcje chemiczne	13	
	7	Chemia roztworów wodnych	19	
Chemia. Związki organiczne	1	Wprowadzenie do chemii organicznej	3	83
	2	Węglowodory	29	
	3	Jednofunkcyjne związki organiczne	36	
	4	Związki wielofunkcyjne	15	
Chemia. Pierwiastki i związki	1	Pierwiastki chemiczne	13	58
	2	Związki nieorganiczne	12	
	3	Pierwiastki bloku s	8	

nieorganiczne	4	Pierwiastki bloku <i>p</i>	12	
	5	Pierwiastki bloku <i>d i f</i>	13	
Przewidywana liczba godzin				231
Godziny do dyspozycji nauczyciela				9
Zakładana liczba godzin				240

Zakładana liczba godzin na realizację treści programowych chemii w zakresie rozszerzonym, wynikająca z ramowych planów nauczania (Rozporządzenie MEN z dnia 7 lutego 2012 r.) wynosi 240 godzin, po zrealizowaniu treści programowych chemii w zakresie podstawowym.

Wariant optymalny, to rozłożenie tych godzin w ciągu 35 tygodni w klasie II i 25 tygodni w klasie III. Istnieją również inne rozwiązania, zależne od planu organizacyjnego nauczania w danej szkole.

Moduł: **Chemia. Fundamenty**

Nr rozdziału Tytuł	Liczba godzin	Temat lekcji
Rozdział 1. <i>Przewodnik po chemii</i> (12 godzin)	1	Omówienie zagadnień programowych
	1	Dwa opisy przemian chemicznych
	1	Notacja chemiczna
	1	Tablica Mendelejewa
	1	Rodzaje materii
	1	Przemiany materii
	1	Rodzaje związków nieorganicznych
	2	Skład chemiczny i nomenklatura związków nieorganicznych
	1	Rodzaje związków organicznych
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>
Rozdział 2. <i>Budowa atomów</i>	1	Składniki atomów
	2	Jądro atomowe, izotopy
	1	Przemiany jądrowe
	1	Konfiguracja powłokowa
	1	Konfiguracja podpowłokowa

(10 godzin)	1 1 1 1	Stany orbitalne Rdzeń atomowy i elektrony walencyjne Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności <i>Sprawdzian</i>
Rozdział 3. <i>Przekształcenia atomów w inne drobiny</i> (11 godzin)	1 1 1 1 1 2 1 1 1 1	Z jakich powodów atomy tworzą związki chemiczne? Rodzaje wiązań chemicznych Wzory elektronowe Wiązanie koordynacyjne Substancje jonowe Substancje kowalencyjne Kierunkowość wiązań kowalencyjnych Wiązanie wodorowe i metaliczne Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności <i>Sprawdzian</i>
Rozdział 4. <i>Stechiometria</i> (11 godzin)	1 1 2 2 2 1 1 1	Prawa stechiometryczne Mol jako miara liczności materii Objętość mola gazów Stechiometria wzorów chemicznych Stechiometria równań chemicznych Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w stosunkach niestechiometrycznych Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności <i>Sprawdzian</i>
Rozdział 5. <i>Mieszaniny</i> (14 godzin)	2 1 1 1 2 1 1 1 2 1 1	Klasyfikacja mieszanin Sporządzanie mieszanin Rozpuszczalność substancji Właściwości mieszanin Sposoby rozdzielania mieszanin Opis składu mieszanin Stężenie molowe Przeliczanie stężeń molowych i procentowych Zatężanie, rozcieńczanie i mieszanie roztworów Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności <i>Sprawdzian</i>

<p>Rozdział 6.</p> <p><i>Reakcje chemiczne</i></p> <p>(13 godzin)</p>	<p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>2</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>2</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p>	<p>Efekt energetyczny reakcji</p> <p>Stechiometria efektów energetycznych</p> <p>Szybkość reakcji chemicznych</p> <p>Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych</p> <p>Katalizatory i ich rodzaje</p> <p>Teorie kinetyczne</p> <p>Odwracalność reakcji chemicznych</p> <p>Reguła przekory</p> <p>Wydajność reakcji</p> <p>Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności</p> <p><i>Sprawdzian</i></p>
<p>Rozdział 7.</p> <p><i>Chemia roztworów wodnych</i></p> <p>(19 godzin)</p>	<p>1</p> <p>2</p> <p>2</p> <p>2</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>2</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p> <p>1</p>	<p>Dysocjacja jonowa</p> <p>Elektrolity mocne i słabe</p> <p>Kwasy i zasady, pH roztworów</p> <p>Reakcje jonowe</p> <p>Szereg napięciowy metali</p> <p>Hydroliza soli</p> <p>Stopień utlenienia</p> <p>Przemieszczenia elektronów w reakcjach chemicznych</p> <p>Metody bilansowania równań reakcji redoks</p> <p>Amfoteryczność</p> <p>Kwasy i zasady Brønsteda</p> <p>Ogniwa chemiczne</p> <p>Elektroliza, przewidywanie produktów elektrolizy</p> <p>Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności</p> <p><i>Sprawdzian</i></p>

Moduł: **Chemia. Związki organiczne**

Nr rozdziału Tytuł	Liczba godzin	Temat lekcji
Rozdział 1. <i>Wprowadzenie do chemii organicznej</i> (3 godziny)	1	Czym jest chemia organiczna?
	2	Struktura związków organicznych
Rozdział 2. <i>Węglowodory</i> (29 godzin)	1	Metan jako najprostszy alkan
	2	Szereg homologiczny alkanów
	1	Izomeria węglowodorów nasyconych
	1	Nazewnictwo węglowodorów o łańcuchach rozgałęzionych
	1	Cykloalkany, budowa i właściwości
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>
	1	Eten jako alken
	2	Aktywność chemiczna alkenów, izomeria
	2	Acetylen jako alkin
	1	Szereg homologiczny alkinów
	1	Reakcje polimeryzacji i polimery
	1	Zestawienie najważniejszych produktów otrzymywanych z etylenu i acetylenu
	2	Obliczenia stechiometryczne z wykorzystaniem poznanych przemian chemicznych alkanów, alkenów i alkinów
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>
	2	Benzen jako aren
	2	Homologi benzenu
	1	Źródła węglowodorów w przyrodzie
	2	Produkcja przemysłowa i zastosowanie węglowodorów
1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności	
1	<i>Sprawdzian</i>	

Rozdział 3. <i>Jednofunkcyjne</i> <i>związki</i> <i>organiczne</i> (36 godzin)	1	Grupy funkcyjne
	1	Budowa cząsteczek alkoholi, izomeria i nazewnictwo
	1	Właściwości fizyczne alkoholi
	2	Właściwości chemiczne i otrzymywanie alkoholi
	2	Glikol i glicerol jako alkohole polihydroksylowe
	2	Fenole i alkohole aromatyczne
	1	Ustalanie wzorów alkoholi
	1	Porównanie alkoholi i fenoli
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>
	1	Budowa i nazewnictwo aldehydów i ketonów
	1	Właściwości fizyczne i chemiczne aldehydów i ketonów
	1	Otrzymywanie i zastosowania aldehydów i ketonów
	1	Kwasy organiczne alkanowe
	1	Kwas mrówkowy i octowy
	1	Szereg homologiczny kwasów alkanowych
	1	Kwasy organiczne nienasycone
	1	Kwasy aromatyczne
	2	Sole kwasów karboksylowych i środki piorące
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>
	2	Estry kwasów organicznych i nieorganicznych
	2	Tłuszcze i ich właściwości
	1	Zasadowe właściwości amin
	1	Amidy kwasowe
	1	Mocznik jako amid kwasu węglowego
	2	Związki jednofunkcyjne – zestawienie porównawcze
1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności	
1	<i>Sprawdzian</i>	

Rozdział 4. Związki wielofunkcyjne (15 godzin)	1	Budowa, nazewnictwo i właściwości związków wielofunkcyjnych – wiadomości ogólne
	2	Chiralność i izomeria optyczna
	1	Hydroksykwasy związkami dwufunkcyjnymi
	1	Aminokwasy, budowa i właściwości
	1	Peptydy i białka, budowa cząsteczek
	1	Właściwości fizyczne i chemiczne białek
	1	Cukry proste, budowa cząsteczek
	1	Glukoza i fruktoza, właściwości fizyczne i chemiczne
	1	Budowa dwucukrów – wiązanie glikozydowe
	1	Właściwości dwucukrów
	1	Wielocukry budowa i ich funkcje w organizmach żywych
	1	Właściwości skrobi i celulozy
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>

Moduł: **Chemia. Pierwiastki i związki nieorganiczne**

Nr rozdziału Tytuł	Liczba godzin	Temat lekcji
Rozdział 1. Pierwiastki chemiczne (13 godzin)	1	Historia pierwiastków
	1	Prawo okresowości i budowa układu okresowego
	2	Prawidłowości w układzie okresowym
	1	Pierwiastki na Ziemi i we wszechświecie
	1	Pierwiastki promieniotwórcze
	1	Właściwości promieniowania jonizującego
	1	Dozymetria promieniowania jonizującego
	1	Widma emisyjne pierwiastków
	2	Przewidywanie budowy przestrzennej drobin
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>

Rozdział 2. <i>Związki nieorganiczne</i> (12 godzin)	1	Tlenki – budowa i ich właściwości fizyczne
	1	Podział tlenków i ich właściwości chemiczne
	1	Wodorki, skład chemiczny, właściwości
	2	Wodorotlenki i ich właściwości
	2	Kwasy tlenowe (oksokwasy)
	1	Skład i budowa soli
	1	Metody otrzymywania soli
	1	Zastosowanie soli
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności <i>Sprawdzian</i>
Rozdział 3. <i>Pierwiastki bloku s</i> (8 godzin)	1	Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku <i>s</i>
	1	Wodór jako pierwiastek
	1	Charakterystyka litowców
	2	Charakterystyka berylowców
	1	Twardość wody
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności <i>Sprawdzian</i>
Rozdział 4. <i>Pierwiastki bloku p</i> (12 godzin)	1	Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku <i>p</i>
	2	Charakterystyka fluorowców
	1	Tlen i jego związki
	1	Siarka i jej związki
	2	Charakterystyka azotowców
	2	Charakterystyka węglowców
	1	Charakterystyka borowców
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>
Rozdział 5. <i>Pierwiastki bloku d i f</i> (13 godzin)	1	Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku <i>d</i>
	1	Żelazo i jego związki
	1	Korozja metali i sposoby jej usuwania
	1	Mangan i jego związki
	1	Utleniające właściwości związków manganu w zależności od środowiska reakcji
	1	Chrom i jego związki
	1	Utleniające i redukujące właściwości związków chromu
	1	Charakterystyka miedziowców
	1	Charakterystyka cynkowców
	1	Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku <i>f</i> . Uran i pluton

	1	Porównanie właściwości metali lekkich i ciężkich
	1	Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności
	1	<i>Sprawdzian</i>

5. Propozycja sposobów monitorowania rozwoju ucznia

Głównym celem monitorowania rozwoju ucznia jest ukazanie postępów w stosunku do wymagań określonych w podstawie programowej kształcenia chemicznego w zakresie rozszerzonym, a nadrzędnym celem tego kształcenia jest przygotowanie uczniów do matury i rozwijania zainteresowań na wybranych przyrodniczych kierunkach studiów.

Uczniowie, którzy wybierają naukę chemii w zakresie rozszerzonym są już dostatecznie zmotywowani, warto więc wykorzystać to, planując rytmiczny i w miarę częsty sposób sprawdzania i monitorowania ich wiedzy i umiejętności, wdrażając jednocześnie do systematycznego samokształcenia.

Chcąc zobiektywizować system oceniania należy pamiętać o stworzeniu klarownych kryteriów oceniania różnych obszarów aktywności uczniów.

Najczęściej oceniane obszary aktywności można sklasyfikować ze względu na:

a) rodzaj wykonywanej pracy, czyli:

- pisemne prace klasowe
- wypowiedzi ustne
- kartkówki
- prezentacje
- aktywizujące zadania do wyboru

b) organizację pracy:

- praca w grupie
- praca samodzielna
- praca projektowa

c) rodzaj zadania:

- zadania ćwiczeniowe (typowe)
- zadania problemowe.

Charakterystyka niektórych obszarów aktywności.

1. Pisemne prace klasowe; najlepiej stosować je po zakończeniu rozdziału lub jego części.

Praca klasowa powinna zawierać:

- ✓ różnorodne typy zadań otwartych i zamkniętych
- ✓ wycenę tych zadań, czyli określać liczbę punktów (za wykonywaną jedną czynność w zadaniu 1 punkt)
- ✓ kryteria oceniania.

Każdy sprawdzian tego typu powinien przybliżać ucznia do sytuacji egzaminacyjnej.

2. Wypowiedzi ustne.

Kryteria oceniania można wypracować w oparciu o taksonomię celów ABCD B. Niemierki, umieszczając je w PSO. Nie należy zapominać o ogólnoszkolnych zasadach oceniania zawartych w WSO.

3. Kartkówki.

Warto jasno określić cele tej formy sprawdzania nie nadużywając jej.

Stosować, gdy chcemy sprawdzić np.:

- ✓ stopień zrozumienia materiału potrzebnego do wprowadzenia kolejnych umiejętności
- ✓ systematyczność przygotowania się do lekcji (przykładowo 5 plusów w semestrze zamienionych na ocenę) itp.

4. Prezentacje.

Kryteria oceny:

- ✓ wartość merytoryczna prezentacji
- ✓ kompozycja prezentacji (porządek wypowiedzi i rozmaite „efekty specjalne”
- ✓ stopień zainteresowania słuchaczy
- ✓ dyscyplina czasowa.

5. Aktywizujące zadania do wyboru.

Jest to sposób nagradzania aktywności uczniów stopniem szkolnym.

Warto stosować zasady gry równych szans.

Wyznaczniki gry równych szans:

- ✓ wszyscy uczniowie mają dostęp do takich samych zadań
- ✓ każdy może wybrać dla siebie zadanie, które jest dostosowane do jego umiejętności i zainteresowań
- ✓ wszyscy znają ujednolicone kryteria oceniania, które mogą być ustalone przez nauczyciela lub przez innych uczniów.

Propozycje aktywizujących zadań do wyboru:

1. Tworzenie informacji wzbogacających lekcje (historie odkryć, ciekawostki z życia uczonych, ciekawe zastosowania substancji).
2. Różne formy pracy twórczej (schematy, plansze, wykresy, okazy wzbogacające zbiory, praktyczne zestawy doświadczalne).
3. Prace grupowe teoretyczne lub doświadczalne (udział w realizacji projektu lub zadania krótkofalowego).
4. Prezentacja nowych rozwiązań problemów stawianych przez nauczycieli (upogładowione wypowiedzi, prezentacje multimedialne).
5. Sprawozdania z wycieczek tematycznych, spotkań z ciekawymi ludźmi.
6. Dodatkowe zadania (np. przygotowanie do egzaminu maturalnego).

W zależności od realizowanej tematyki w danym roku szkolnym, zadania te powinny przyjmować formę uszczegółowioną i dostosowaną do możliwości zespołu klasowego.