

**WYMAGANIA EDUKACYJNE Z CHEMII – POZIOM ROZSZERZONY**  
(klasa druga i trzecia)

**I. Wymagania ogólne – cele kształcenia**

1. **Wykorzystanie i tworzenie informacji:**  
Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, biegle wykorzystuje nowoczesne technologie informatyczne do pozyskiwania, przetwarzania, tworzenia i prezentowania informacji. Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji.
2. **Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów:**  
Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i ich związków chemicznych; dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami fizycznymi i chemicznymi; stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych i planuje eksperymenty dla ich weryfikacji; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy.
3. **Opanowanie czynności praktycznych:**  
Uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi; projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne.

**II. Wymagania szczegółowe – treści nauczania**

**1. Struktura atomu – jądro i elektrony.**

Uczeń:

- określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu;
- odczytuje liczbę atomową i liczbę masową;
- oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego;
- stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych;
- zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do  $Z=36$  i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe);
- określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych:  $s$ ,  $p$  i  $d$  układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych);
- wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.

**2. Wiązania chemiczne.**

Uczeń:

- przedstawia sposób, w jaki atomy pierwiastków bloku  $s$  i  $p$  osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów);
- stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne;
- opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali);
- zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych (np. wodoru, chloru, chlorowodoru, tlenku węgla(IV), amoniaku, metanu, etenu i etynu,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{SO}_2$  i  $\text{SO}_3$ );
- rozpoznaje typ hybrydyzacji ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych;

- określa typ wiązania ( $\sigma$  i  $\pi$ ) w prostych cząsteczkach;
- opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych.

### 3. Systematyka związków nieorganicznych.

Uczeń:

- omawia budowę tlenków, wodorotlenków, kwasów, soli, wodoroków i azotków;
- podaje nazwy systematyczne związków nieorganicznych;
- projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole;
- podaje metody otrzymywania związków nieorganicznych oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych;
- klasyfikuje tlenki do odpowiednich grup: tlenki metali i niemetalu oraz tlenki kwasowe, zasadowe, amfoteryczne i obojętne;
- projektuje doświadczenia, w wyniku których odróżnia poszczególne grupy tlenków;
- klasyfikuje wodorotlenki do odpowiednich grup: zasadowe i amfoteryczne;
- dzieli kwasy na mocne i słabe oraz utleniające i nieutleniające;
- podaje wzory i nazwy soli obojętnych, podwójnych, wodorosoli, hydroksosoli i hydratów;
- zapisuje równania reakcji obrazujące właściwości chemiczne poszczególnych związków nieorganicznych.

### 4. Stechiometria.

Uczeń:

- oblicza masę atomową i cząsteczkową;
- stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra);
- odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach);
- ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej;
- dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów);
- podaje stosunek molowy, masowy i objętościowy reagentów;
- wykonuje obliczenia chemiczne substratów użytych w stosunku niestechiometrycznym;
- wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych oraz obliczenia z wykorzystaniem równania Clapeyrona.

### 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych.

Uczeń:

- wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin;
- wykonuje obliczenia związane z rozpuszczalnością substancji;
- wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczaniem i zatężaniem roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe;
- planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym i molowym;

- opisuje sposoby rozdzielania roztworów właściwych (ciał stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki;
- planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (ciał stałych w cieczach) na składniki;
- stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej;
- oblicza stopień dysocjacji elektrolitów;
- podaje różnice pomiędzy elektrolitem i nieelektrolitem oraz pomiędzy elektrolitem mocnym i słabym;
- porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji.
- przewiduje odczyn roztworu po reakcji (np. tlenku wapnia z wodą, tlenku siarki(VI) z wodą, wodorotlenku sodu z kwasem solnym) substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych;
- uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza);
- podaje przykłady wskaźników pH (fenoloftaleina, oranż metylowy, wskaźnik uniwersalny) i omawia ich zastosowanie; bada odczyn roztworu;
- wykonuje obliczenia dotyczące pH roztworów;
- pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej).

## 6. Reakcje utleniania i redukcji. Elektrochemia.

Uczeń:

- wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;
- oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w jonie i cząsteczce związku nieorganicznego i organicznego;
- wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks;
- przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów;
- stosuje zasady bilansu elektronowego i jonowo – elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej);
- wskazuje produkty reakcji utleniania – redukcji w zależności od środowiska reakcji;
- opisuje budowę i sposób działania ogniwa Daniella;
- oblicza siłę elektromotoryczną ogniwa;
- opisuje budowę elektrolizera;
- zapisuje równania reakcji elektrodowych, wodnych i stopionych roztworów soli, zachodzących w elektrolizerze.

## 7. Kinetyka chemiczna.

Uczeń:

- definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie);
- szkicuje wykres zmian stężeń reagentów i szybkości reakcji w funkcji czasu;
- stosuje pojęcia: egzoenergetyczny, endoenergetyczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian;
- interpretuje zapis  $\Delta H < 0$  i  $\Delta H > 0$  do określenia efektu energetycznego reakcji;

- przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia;
- wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji;
- stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;
- klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego

## 8. Metale.

Uczeń:

- opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego;
- pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali bloku *s* i *p* wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Al);
- analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup I i II
- opisuje właściwości fizyczne i chemiczne glinu; wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu i tłumaczy znaczenie tego zjawiska w zastosowaniu glinu w technice; planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że tlenek i wodorotlenek glinu wykazują charakter amfoteryczny;
- przewiduje przebieg reakcji metali z kwasami i z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali;
- projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną wskazanych metali.

## 9. Nietmetale.

Uczeń:

- opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetalu;
- pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H<sub>2</sub>, P), wodoru z niemetalami (Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu);
- planuje i opisuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcja aktywnych metali z wodą i/lub niektórych metali z niektórymi kwasami);
- planuje i opisuje doświadczenie, którego przebieg wykaże, że np. brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor;
- opisuje typowe właściwości chemiczne wodoroków pierwiastków XVII grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad;
- przedstawia i uzasadnia zmiany mocy kwasów fluorowcowodorowych;
- projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać tlen w laboratorium (np. reakcja rozkładu H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> lub KMnO<sub>4</sub>); zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli np. CaCO<sub>3</sub> i wodorotlenków np. Cu(OH)<sub>2</sub>);
- opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji;

- klasyfikuje tlenki ze względu na ich charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku;
- klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające;
- opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji;
- ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V).

## 10. Węglowodory.

Uczeń:

- podaje założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych;
- rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów; podaje nazwę węglowodoru (alkanu, alkenu i alkinu – do 10 atomów węgla w cząsteczce) zapisanego wzorem strukturalnym lub półstrukturalnym;
- ustala rządowość atomów węgla w cząsteczce węglowodoru;
- posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów (nasycone, nienasycone i aromatyczne) i ich fluorowcopochodnych; wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny, wzór ogólny, izomeria;
- rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym);
- określa tendencje zmian właściwości fizycznych (stanu skupienia, temperatury topnienia itp.) w szeregach homologicznych alkanów, alkenów i alkinów;
- opisuje właściwości chemiczne alkanów, na przykładzie następujących reakcji: spalanie, podstawianie (substytucja) atomu (lub atomów) wodoru przez atom (lub atomy) chloru albo bromu przy udziale światła (pisze odpowiednie równania reakcji);
- opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączenie (addycja):  $H_2$ ,  $Cl_2$  i  $Br_2$ ,  $HCl$ , i  $HBr$ ,  $H_2O$ ;
- przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne); zachowanie wobec zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu, polimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji;
- planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji;
- opisuje właściwości chemiczne alkinów, na przykładzie etynu: przyłączenie:  $H_2$ ,  $Cl_2$  i  $Br_2$ ,  $HCl$ , i  $HBr$ ,  $H_2O$ , trimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji;
- wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji, addycji, eliminacji; zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- ustala wzór monomeru, z jakiego został otrzymany polimer o podanej strukturze;
- planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać, np. benzen z węgla i dowolnych odczynników nieorganicznych; ilustruje je równaniami reakcji
- opisuje budowę cząsteczki benzenu, z uwzględnieniem delokalizacji elektronów; tłumaczy dlaczego benzen, w przeciwieństwie do alkenów, nie odbarwia wody bromowej ani zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu;

- opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych, na przykładzie reakcji benzenu i toluenu: spalanie, reakcje z  $\text{Cl}_2$  lub  $\text{Br}_2$  wobec katalizatora lub w obecności światła, nitrowanie; pisze odpowiednie równania reakcji;
- projektuje doświadczenia dowodzące różnice we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych; przewiduje obserwacje, formułuje wnioski i ilustruje je równaniami reakcji.

### 11. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów.

Uczeń:

- Podaje wzory, nazwy i właściwości fluorowcopochodnych węglowodorów alifatycznych;
- *Alkohole i fenole:*
- zalicza substancję do alkoholi lub fenoli (na podstawie budowy jej cząsteczki); wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych;
- rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów alkoholi mono- i polihydroksylowych o podanym wzorze sumarycznym (izomerów szkieletowych, położenia podstawnika); podaje ich nazwy systematyczne;
- opisuje właściwości chemiczne alkoholi, na przykładzie etanolu i innych prostych alkoholi w oparciu o reakcje: spalania wobec różnej ilości tlenu, reakcje z  $\text{HCl}$  i  $\text{HBr}$ , zachowanie wobec sodu, utlenienie do związków karbonylowych i ewentualnie do kwasów karboksylowych, odwodnienie do alkenów, reakcję z nieorganicznymi kwasami tlenowymi i kwasami karboksylowymi; zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- porównuje właściwości fizyczne i chemiczne: etanolu, glikolu etylenowego i glicerolu; projektuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli odróżnić alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego; na podstawie obserwacji wyników doświadczenia klasyfikuje alkohol do mono- lub polihydroksylowych;
- opisuje działanie:  $\text{CuO}$  lub  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$  na alkohole pierwszo-, drugorzędowe;
- dobiera współczynniki reakcji roztworu manganianu(VII) potasu (w środowisku kwasowym) z etanolem;
- opisuje reakcję benzenolu z: sodem i z wodorotlenkiem sodu; bromem, kwasem azotowym(V); zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (np. z  $\text{NaOH}$ ) formułuje wniosek o sposobie odróżniania fenolu od alkoholu;
- opisuje różnice we właściwościach chemicznych alkoholi i fenoli; ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji;
- *Aldehydy i ketony:*
- wskazuje na różnice w strukturze aldehydów i ketonów (obecność grupy aldehydowej i ketonowej);
- rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym; tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów i ketonów;
- pisze równania reakcji utleniania alkoholu pierwszo- i drugorzędowego np. tlenkiem miedzi(II);
- określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na podstawie wyników próby (z odczynnikami Tollensa i Trommera);
- planuje i przeprowadza doświadczenie, którego celem jest odróżnienie aldehydu od ketonu, np. etanal od propanonu;
- porównuje metody otrzymywania, właściwości i zastosowania aldehydów i ketonów;
-

*Kwasy karboksylowe:*

- wskazuje grupę karboksylową i resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych); rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych kwasów karboksylowych o podanym wzorze sumarycznym;
- na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI)) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego; uzasadnia przyczynę tych właściwości;
- zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i aldehydów;
- pisze równania dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów karboksylowych i nazywa powstające w tych reakcjach jony;
- zapisuje równania reakcji z udziałem kwasów karboksylowych (których produktami są sole i estry); projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymywać sole kwasów karboksylowych (w reakcjach kwasów z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami metali i solami słabych kwasów);
- projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik wykaże podobieństwo we właściwościach chemicznych kwasów nieorganicznych i kwasów karboksylowych;
- projektuje doświadczalny sposób odróżnienia nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych;
- projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że kwas octowy jest kwasem słabszym od kwasu siarkowego(VI) i mocniejszym od kwasu węglowego;
- tłumaczy przyczynę zasadowego odczynu roztworu wodnego octanu sodu i mydła; ilustruje równaniami reakcji;
- opisuje budowę dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów, na przykładzie kwasu mlekowego i salicylowego, występowanie i zastosowania tych kwasów;

*Estry i tłuszcze:*

- opisuje strukturę cząsteczek estrów i wiązania estrowego;
- formułuje obserwacje i wnioski do doświadczenia (reakcja estryfikacji); zapisuje równania reakcji alkoholi z kwasami karboksylowymi (wskazuje na rolę stężonego  $H_2SO_4$ );
- tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych; rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne estrów na podstawie ich nazwy;
- wyjaśnia przebieg reakcji octanu etylu: z wodą, w środowisku o odczynie kwasowym, i z roztworem wodorotlenku sodu; ilustruje je równaniami reakcji;
- na podstawie wzoru strukturalnego aspiryny, wyjaśnia dlaczego związek ten nazywamy kwasem acetylosalicylowym;
- opisuje budowę tłuszczów stałych i ciekłych (jako estrów glicerolu i długołańcuchowych kwasów tłuszczowych); ich właściwości i zastosowania;
- projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że w skład oleju jadalnego wchodzi związek o charakterze nienasyconym;
- opisuje przebieg procesu utwardzania tłuszczów ciekłych;
- wyjaśnia (zapisuje równania reakcji), w jaki sposób z glicerydów otrzymuje się kwasy tłuszczowe lub mydła;
- zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych.

12. Związki organiczne zawierające azot.

**Uczeń:**

- rysuje wzory elektronowe cząsteczek amoniaku i etyloaminy;

- wskazuje na różnice i podobieństwa w budowie etyloaminy i fenyloaminy (aniliny);
- wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin; zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- zapisuje równania reakcji otrzymywania amin alifatycznych (np. w procesie alkilowania amoniaku) i amin aromatycznych (np. otrzymywanie aniliny w wyniku reakcji redukcji nitrobenzenu);
- zapisuje równania reakcji etyloaminy z wodą i z kwasem solnym;
- zapisuje równania reakcji fenyloaminy (aniliny) z kwasem solnym i wodą bromową;
- zapisuje równania reakcji acetamidu z wodą w środowisku kwasu siarkowego(VI) i z roztworem NaOH;
- wykazuje, pisząc odpowiednie równanie reakcji, że produktem kondensacji mocznika jest związek zawierający w cząsteczce wiązanie peptydowe;
- analizuje budowę cząsteczki mocznika (m.in. brak fragmentu węglowodorowego) i wynikające z niej właściwości, wskazuje na jego zastosowania (nawóz sztuczny, produkcja leków, tworzyw sztucznych);
- zapisuje wzór ogólny  $\alpha$ -aminokwasów, w postaci  $RCH(NH_2)COOH$ ;
- opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnych;
- projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi amfoteryczny charakter aminokwasów (np. glicyny);
- zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów (o podanych wzorach) i wskazuje wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie;
- tworzy wzory dipeptydów i tripeptydów, powstających z podanych aminokwasów, oraz rozpoznaje reszty podstawowych aminokwasów (glicyny, alaniny i fenyloalaniny) w cząsteczkach di- i tripeptydów;
- planuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie obecności wiązania peptydowego w analizowanym związku (reakcja biuretowa);
- opisuje przebieg hydrolizy peptydów.

### 13. Inne wielofunkcyjne pochodne węglowodorów.

#### **Uczeń:**

- opisuje budowę białek (jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów);
- opisuje strukturę drugorzędową białek ( $\alpha$ - i  $\beta$ -) oraz wykazuje znaczenie wiązań wodorowych dla ich stabilizacji; tłumaczy znaczenie trzeciorzędowej struktury białek i wyjaśnia stabilizację tej struktury przez grupy R-, zawarte w resztach aminokwasów (wiązania jonowe, mostki disiarczkowe, wiązania wodorowe i oddziaływania van der Waalsa);
- wyjaśnia przyczynę denaturacji białek, wywołaną oddziaływaniem na nie soli metali ciężkich i wysokiej temperatury; wymienia czynniki wywołujące wysalanie białek i wyjaśnia ten proces; projektuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wykazać wpływ różnych substancji i ogrzewania na strukturę cząsteczek białek;
- planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na identyfikację białek (reakcja biuretowa i ksantoproteinowa).
- dokonuje podziału cukrów na proste i złożone, klasyfikuje cukry proste ze względu na grupę funkcyjną i wielkość cząsteczki;
- wskazuje na pochodzenie cukrów prostych, zawartych np. w owocach (fotosynteza);
- zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy i wykazuje, że cukry proste należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów; rysuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy;
- projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;



- opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów;
- wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce sacharozy i maltozy;
- wyjaśnia, dlaczego maltoza posiada właściwości redukujące, a sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących;
- projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste;
- porównuje budowę cząsteczek i właściwości skrobi i celulozy;
- planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych;
- zapisuje uproszczone równanie hydrolizy polisacharydów (skrobi i celulozy);
- zapisuje ciąg przemian pozwalających przekształcić cukry (np. glukozę w alkohol etylowy, a następnie w octan etylu); ilustruje je równaniami reakcji.