

## 2 Podstawa programowa nauczania chemii w zakresie rozszerzonym

### Cele kształcenia – wymagania ogólne

- I. 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.
- II. 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 zależności 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.
- III. Opanowanie czynności praktycznych.  
Uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi; projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne.

### Treści nauczania – wymagania szczegółowe

#### 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra);
- 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach);
- 3) oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego; ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej;
- 4) ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej;
- 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów);
- 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych.

#### 2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń:

- 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu  ${}^A_ZE$ ;
- 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych;
- 3) 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);

- 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych:  $s$ ,  $p$  i  $d$  układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych);
- 5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.

#### 3. Wiązania chemiczne. Uczeń:

- 1) przedstawia sposób, w jaki atomy pierwiastków bloku  $s$  i  $p$  osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów);
- 2) 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;
- 3) opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali);
- 4) 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  $\text{SO}_3$ );
- 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych;
- 6) określa typ wiązania ( $\sigma$  i  $\pi$ ) w prostych cząsteczkach;
- 7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych.

#### 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń:

- 1) definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie);
- 2) szkicuje wykres zmian stężeń reagentów i szybkości reakcji w funkcji czasu;
- 3) stosuje pojęcia: egzoenergetyczny, endoenergetyczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian;
- 4) interpretuje zapis  $\Delta H < 0$  i  $\Delta H > 0$  do określenia efektu energetycznego reakcji;
- 5) przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkości reakcji; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia;
- 6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji;
- 7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;
- 8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego;
- 9) interpretuje wartości stałej dysocjacji,  $\text{pH}$ ,  $\text{p}K_w$ ;
- 10) porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji.

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

- wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin;
- 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;
- 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;
- pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej);
- projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole.

### 6. Reakcje utleniania i redukcji. 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 – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej).

### 7. 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 wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe);

- analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup 1. i 2.;
- 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 wykazuje charakter amfoteryczny;
- przewiduje kierunek przebiegu 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 metali, np. miedzi i cynku;
- przewiduje produkty redukcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska, a także dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji.

### 8. Nietmetale. Uczeń:

- opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie nietemali;
- pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne nietemali, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu) i z nietemalami (C, S, H<sub>2</sub>, P), wodoru z nietemalami (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 wodorków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad;
- przedstawia i uzasadnia zmiany mocy kwasów fluorowodorowych;
- 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;

- 12) 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;
- 13) ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V).

### 9. Węglowodory. Uczeń:

- 1) podaje założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych;
- 2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów; podaje nazwę węglowodoru (alkanu, alkenu i alkinu – do 10 atomów węgla w cząsteczce) zapisanego wzorem strukturalnym lub półstrukturalnym;
- 3) ustala rządowość atomów węgla w cząsteczce węglowodoru;
- 4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów (nasycone, nienasycone i aromatyczne) i ich fluorowcopochodnych; wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny, wzór ogólny, izomeria;
- 5) 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);
- 6) określa tendencje zmian właściwości fizycznych (stanu skupienia, temperatury topnienia itp.) w szeregach homologicznych alkanów, alkenów i alkinów;
- 7) 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);
- 8) opisuje właściwości chemiczne alkenów na przykładzie następujących reakcji: przyłączanie (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;
- 9) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji;
- 10) 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;
- 11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji, addycji, eliminacji; zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- 12) ustala wzór monomeru, z jakiego został otrzymany polimer o podanej strukturze;

- 13) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać, np. benzen z węgla i dowolnych odczynników nieorganicznych; ilustruje je równaniami reakcji;
- 14) 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;
- 15) opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych, na przykładzie reakcji benzenu i toluenu: spalanie, reakcje z  $Cl_2$  lub  $Br_2$  wobec katalizatora lub w obecności światła, nitrowanie; pisze odpowiednie równania reakcji;
- 16) projektuje doświadczenia dowodzące różnic we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych; przewiduje obserwacje, formułuje wnioski i ilustruje je równaniami reakcji.

### 10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów: alkohole i fenole. Uczeń:

- 1) zalicza substancję do alkoholi lub fenoli (na podstawie budowy jej cząsteczki); wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych;
- 2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów alkoholi mono- i polihydroksylowych o podanym wzorze sumarycznym (izomerów szkieletowych, położenia podstawnika); podaje ich nazwy systematyczne;
- 3) opisuje właściwości chemiczne alkoholi, na przykładzie etanolu i innych prostych alkoholi w oparciu o reakcje: spalania wobec różnej ilości tlenu, reakcje z  $HCl$  i  $HBr$ , 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;
- 4) 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;
- 5) opisuje działanie:  $CuO$  lub  $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$  na alkohole pierwszo-, drugorzędowe;
- 6) dobiera współczynniki reakcji roztworu manganianu(VII) potasu (w środowisku kwasowym) z etanolem;
- 7) opisuje reakcję benzenolu z: sodem i z wodorotlenkiem sodu; bromem, kwasem azotowym(V); zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- 8) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (np. z  $NaOH$ ) formułuje wniosek o sposobie odróżniania fenolu od alkoholu;
- 9) opisuje różnice we właściwościach chemicznych alkoholi i fenoli; ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji.

### 11. Związki karbonylowe: aldehydy i ketony. Uczeń:

- 1) wskazuje na różnice w strukturze aldehydów i ketonów (obecność grupy aldehydowej i ketonowej);

- 2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym; tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów i ketonów;
- 3) pisze równania reakcji utleniania alkoholu pierwszo- i drugorzędowego, np. tlenkiem miedzi(II);
- 4) określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na podstawie wyników próby (z odczynnikiem Tollensa i Trommera);
- 5) planuje i przeprowadza doświadczenie, którego celem jest odróżnienie aldehydu od ketonu, np. etanal od propanonu;
- 6) porównuje metody otrzymywania, właściwości i zastosowania aldehydów i ketonów.

## 12. Kwasy karboksylowe. Uczeń:

- 1) 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;
- 2) 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;
- 3) zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i aldehydów;
- 4) pisze równania dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów karboksylowych i nazywa powstające w tych reakcjach jony;
- 5) 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);
- 6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik wykaże podobieństwo we właściwościach chemicznych kwasów nieorganicznych i kwasów karboksylowych;
- 7) projektuje doświadczalny sposób odróżnienia nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych;
- 8) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że kwas octowy jest kwasem słabszym od kwasu siarkowego(VI) i mocniejszym od kwasu węglowego;
- 9) tłumaczy przyczynę zasadowego odczynu roztworu wodnego octanu sodu i mydła; ilustruje równaniami reakcji;
- 10) opisuje budowę dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów, na przykładzie kwasu mlekowego i salicylowego, występowanie i zastosowania tych kwasów.

## 13. Estry i tłuszcze. Uczeń:

- 1) opisuje strukturę cząsteczek estrów i wiązania estrowego;
- 2) formułuje obserwacje i wnioski do doświadczenia (reakcja estryfikacji); zapisuje równania reakcji

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

## 14. Związki organiczne zawierające azot. Uczeń:

- 1) rysuje wzory elektronowe cząsteczek amoniaku i etyloaminy;
- 2) wskazuje na różnice i podobieństwa w budowie etyloaminy i fenyloaminy (aniliny);
- 3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin; zapisuje odpowiednie równania reakcji;
- 4) zapisuje równania reakcji otrzymywania amin alifatycznych (np. w procesie alkilowania amoniaku) i amin aromatycznych (np. otrzymywanie aniliny w wyniku reakcji redukcji nitrobenzenu);
- 5) zapisuje równania reakcji etyloaminy z wodą i z kwasem solnym;
- 6) zapisuje równania reakcji fenyloaminy (aniliny) z kwasem solnym i wodą bromową;
- 7) zapisuje równania reakcji acetamidu z wodą w środowisku kwasu siarkowego(VI) i z roztworem NaOH;
- 8) wykazuje, pisząc odpowiednie równanie reakcji, że produktem kondensacji mocznika jest związek zawierający w cząsteczce wiązanie peptydowe;
- 9) analizuje budowę cząsteczki mocznika (m.in. brak fragmentu węglowodorowego) i wynikające z niej właściwości, wskazuje na jego zastosowania (nawóz sztuczny, produkcja leków, tworzyw sztucznych);
- 10) zapisuje wzór ogólny  $\alpha$ -aminokwasów, w postaci  $RCH(NH_2)COOH$ ;
- 11) opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnych;



- 12) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi amfoteryczny charakter aminokwasów (np. glicyny);
- 13) zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów (o podanych wzorach) i wskazuje wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie;
- 14) tworzy wzory dipeptydów i tripeptydów, powstających z podanych aminokwasów, oraz rozpoznaje reszty podstawowych aminokwasów (glicyny, alaniny i fenyloalaniny) w cząsteczkach di- i tripeptydów;
- 15) planuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie obecności wiązania peptydowego w analizowanym związku (reakcja biuretowa);
- 16) opisuje przebieg hydrolizy peptydów.

### 15. Białka. Uczeń:

- 1) opisuje budowę białek (jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów);
- 2) 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);
- 3) 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;
- 4) planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na identyfikację białek (reakcja biuretowa i ksantoproteinowa).

### 16. Cukry. Uczeń:

- 1) dokonuje podziału cukrów na proste i złożone, klasyfikuje cukry proste ze względu na grupę funkcyjną i wielkość cząsteczki;
- 2) wskazuje na pochodzenie cukrów prostych, zawartych np. w owocach (fotosynteza);
- 3) 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;
- 4) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;
- 5) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje oraz wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów;
- 6) wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce sacharozy i maltozy;
- 7) wyjaśnia, dlaczego maltoza posiada właściwości redukujące, a sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących;
- 8) projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste;
- 9) porównuje budowę cząsteczek i właściwości skrobi i celulozy;
- 10) planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych;
- 11) zapisuje uproszczone równanie hydrolizy polisacharydów (skrobi i celulozy);
- 12) zapisuje ciąg przemian pozwalających przekształcić cukry (np. glukozę w alkohol etylowy, a następnie w octan etylu); ilustruje je równaniami reakcji.

## Maturalne karty pracy

Opanowanie wymagań podstawy programowej to klucz do właściwego przygotowania do egzaminu maturalnego. *Maturalne karty pracy* umożliwią uczniom nabycie umiejętności rozwiązywania zadań typu maturalnego i ułatwią systematyczne przygotowania do egzaminu. Doskonale się też sprawdzą podczas powtarzania wiadomości przed sprawdzianami.

## Maturalne karty pracy *To jest chemia, zakres rozszerzony, część I.*

