



Szkoły Europejskie  
Biuro Sekretarza Generalnego Rady Nadzorczej

Jednostka Pedagogiczna

Nr.: 2004-D-72-pl-4

Oryg.: FR

Wersja PL

## **CHEMIA (Klasy IV, V, VI i VII) PROGRAM NAUCZANIA**

**Rada Nadzorcza Szkół Europejskich**

Spotkanie w Parmie dn. 28, 29 i 30 kwietnia 1994

Opinia Komitetu Nauczania Ponadpodstawowego

Komitet Nauczania Ponadpodstawowego zaakceptował Program Nauczania Chemii

(Klasy IV, V, VI i VII), który wejdzie w życie:

We wrześniu 2004, dla klas IV i VI

We wrześniu 2005, dla klas V i VII.

Program Nauczania Chemii dla klas IV, V,  
VI i VII

## 1. Wstęp

Proponuje się zastąpienie obecnego programu nauczania chemii dla klas IV, V, VI i VII, obowiązującego od decyzji Rady Nadzorczej z kwietnia 1998 nowym programem. Nowy program został stworzony przez kompetentnych i wykwalifikowanych nauczycieli i ekspertów zaangażowanych w tworzenie programów we własnych krajach. Doboru członków komitetu dokonano biorąc pod uwagę zróżnicowaną wrażliwość pedagogiczną reprezentowaną w Szkołach Europejskich. Dobór ten jest gwarantem jakości proponowanego programu. W proces powstawania programu zaangażowani byli nauczyciele ze wszystkich Szkół Europejskich; ich sugestie i propozycje zostały sumiennie rozpatrzone przez komitet. Większość nauczycieli wołała nie zmieniać sposobu przeprowadzania egzaminu końcowego z chemii (bakalaureat)

### **Członkowie komitetu.**

Nauczyciele: D. Lindberg ES Bruksela I, P. Mossong ES Luksemburg, A. Newman ES Bruksela III, A. Nuchtern ES Luksemburg  
Eksperci: B. Blume, J. Furnemont, G. Neuss, J.-M. Peiffer  
Inspektor: M. Reuland

## 2. Cele

Realizacja programu nauk ścisłych dla klas IV i V jest sporym wyzwaniem. Z jednej strony, niewielka liczba uczniów wybiera opcję chemii w klasie VI i uczniowie ci mają prawo do edukacji, która pozwoli im na osiągnięcie w klasach VI i VII poziomu kompetencji wystarczającego, by w najlepszych warunkach stawić czoła wyższemu stopniowi nauczania nauk ścisłych. Z drugiej strony, większość uczniów, która nie wybierze opcji chemii potrzebuje nauczania, które pod koniec klasy V zapewni im wystarczający poziom nauk ścisłych, zorientowany w kierunku chemii przydatnej w życiu codziennym. Czynniki te zostały wzięte pod uwagę podczas tworzenia programów nauczania chemii dla klas IV i V. Programy dla klas VI i VII nie muszą brać tych czynników pod uwagę, jako, że przygotowują uczniów do dalszej edukacji w dziedzinie nauk ścisłych.

## 3. Podejście do nauczania przedmiotu

Proponowany program wymaga regularnych demonstracji praktycznych oraz praktycznej pracy ucznia. Praktyczne podejście do przedmiotu jest konieczne aby zagwarantować odpowiednią jakość nauczania. Programy proponują pewną kolejność, ale decyzję co do kolejności wyboru tematów pozostawia się nauczycielowi.

**Nowe programy nauczania chemii dla klas IV, i VI wchodzi w życie od września 2004, dla klas V i VI I od września 2005.**

Michel Reuland

# **Komentarz do Programu Nauczania Chemii dla klas IV i V**

## **Nauczanie**

Kolejność tematów proponowana w programie nauczania nie musi być zachowana. Jednakże tematy dla klasy IV muszą zostać zrealizowane w klasie IV, a tematy dla klasy V muszą zostać zrealizowane w klasie V.

## **Praca praktyczna**

O ile tylko pozwalają na to warunki, praca praktyczna powinna stanowić znaczną część kursu nauczania. Konieczna jest świadomość bezpiecznej pracy laboratoryjnej oraz troska o środowisko.

## **Nomenklatura**

Powinno się używać nazewnictwa systematycznego IUPAC (-> Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej) z wyjątkiem przypadków bardzo złożonych cząsteczek np. indykatorów. Nazwa potoczna, niesystematyczna może być podawana dodatkowo.

## **Cyfry znaczące**

Powinno się nauczyć uczniów aby nie podawali absurdalnej ilości cyfr znaczących i zachęcać ich do używania notacji wykładniczej.

## **Jednostki**

Używa się jednostek SI.

## Program dla klasy IV

### WSTĘP

Poniżej przedstawiono program Chemii dla klasy IV. Nie zakłada on z góry kolejności prezentowanego materiału. Nauczyciel sam decyduje o kolejności, a jedynym ograniczeniem jest to, że cały program klasy IV powinien być zrealizowany w klasie IV.

Rubryki «treść» i «uwagi» zawierają obligatoryjne części programu. Rubryka «sugestie» dostarcza pomysłów i propozycji zajęć praktycznych, które nauczyciel może lecz nie musi wykorzystać. Chociaż nauczyciel ma możliwość wyboru metody nauczania, zachęca się go do uwzględnienia codziennego/praktycznego zastosowania chemii oraz stosowania doświadczeń. Uczeń powinien nauczyć się jak pracować w laboratorium w bezpieczny sposób i z poszanowaniem dla środowiska.

"Egzaminy dotyczyć będą głównie programu nauczania klasy 7, niemniej jednak odwoływać będą się one do wcześniejszych wiadomości nabytych między innymi w klasie 6."

### MODUŁ 1 : Co to jest chemia ?

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
Chemia to : ⇒ Nauka o całej materii i sposobach w jaki może się ona zmieniać w inne formy ⇒ Nauka o właściwościach materii i o tym w jaki sposób właściwości te mogą zostać wykorzystane.	☞ Nauka na podstawie doświadczeń.  ☞ Przykłady chemii w życiu codziennym.	☞ Zastosowanie różnych materiałów (video, książki, CD-romy, ...)

## Program dla klasy IV

### MODUŁ 2 Struktura materii

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE																								
<p><b>2.1. -Pierwiastki</b></p> <p>⇒ Definicja: pierwiastek jest to substancja, której nie można rozłożyć na prostsze substancje poprzez reakcję chemiczną.</p> <p>⇒ Symbole pierwiastków pospolitych.</p> <p><b>2.2.- Struktura atomu</b></p> <p>⇒ Rys historyczny uwzględniający rozwój poglądów dotyczących atomu i jego struktury.</p> <p>⇒ Jądro atomu i otaczające go elektrony: Badanie struktury niektórych pierwiastków pospolitych.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Cząstki elementarne wewnątrz jądra (protony, neutrony) i na orbicie jądra (elektrony), ich ciężar względny, ich ładunek względny;</li> <li>• Liczba atomowa (lub liczba ładunkowa jądra) (<math>Z</math>);</li> <li>• Liczba masowa (<math>A</math>).</li> </ul>	<p><b>Przyjmuje się, że trzy stany materii i kinetyczna teoria materii są znane.</b></p> <p>☞ Systematyczna nauka o pierwiastkach nie jest wymagana na tym etapie.</p> <p>☞ Symbole pierwiastków mogą być rozpatrywane z perspektywy historycznej.</p> <p>☞ Omówienie roli Demokryta, Daltona, Thomsona, Rutherforda oraz atomowego modelu Bohra. Na tym etapie jest to wystarczające.</p> <p>☞ Doświadczalne ukazanie istnienia różnych ładunków.</p> <p>☞ Cząstki elementarne atomu;</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin: 10px 0;"> <thead> <tr> <th style="width: 33%;">Cząstka</th> <th style="width: 33%;">Ciężar względny</th> <th style="width: 33%;">Ładunek względny</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Proton</td> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">+1</td> </tr> <tr> <td>Neutron</td> <td style="text-align: center;">1</td> <td style="text-align: center;">0</td> </tr> <tr> <td>Elektron</td> <td style="text-align: center;"><math>5 \times 10^{-4}</math></td> <td style="text-align: center;">-1</td> </tr> </tbody> </table> <p>☞ Porównanie części atomu z konkretnym przykładem w celu zilustrowania wielkości i ciężaru składników atomu.</p> <p>☞ <math>Z = n_{p^+} = n_{e^-}</math></p> <p>☞ <math>A = \sum m(p^+) + \sum m(n^0)</math></p>	Cząstka	Ciężar względny	Ładunek względny	Proton	1	+1	Neutron	1	0	Elektron	$5 \times 10^{-4}$	-1	<p>Opis doświadczenia Rutherforda. Zastosowanie dokumentów, materiałów audiowizualnych: filmów, kaset video, CD-romów.</p> <p>Poruszenie strumienia wody pod wpływem naładowanej pałeczki. Przypomnienie doświadczeń elektrostatycznych wykonywanych na lekcjach nauk zintegrowanych (nauki ścisłe).</p> <p>Dla informacji, wartości bezwzględne ciężarów i ładunków cząstek atomu ukazane są poniżej<sup>1)</sup>:</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin: 10px 0;"> <thead> <tr> <th style="width: 33%;">Cząstka</th> <th style="width: 33%;">Ciężar względny</th> <th style="width: 33%;">Ładunek względny</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Proton</td> <td style="text-align: center;"><math>1,673 \times 10^{-27}</math></td> <td style="text-align: center;"><math>1,602 \times 10^{-19}</math></td> </tr> <tr> <td>Neutron</td> <td style="text-align: center;"><math>1,675 \times 10^{-27}</math></td> <td style="text-align: center;">0</td> </tr> <tr> <td>Elektron</td> <td style="text-align: center;"><math>9,109 \times 10^{-31}</math></td> <td style="text-align: center;"><math>-1,602 \times 10^{-19}</math></td> </tr> </tbody> </table> <p><small>1) Źródło : IUPAC, <i>Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry</i>, (IUPAC, Ilości, jednostki i symbole w chemii fizycznej) wyd II., Blackwell Science, 1993 (ISBN 0-632-03583-8).</small></p>	Cząstka	Ciężar względny	Ładunek względny	Proton	$1,673 \times 10^{-27}$	$1,602 \times 10^{-19}$	Neutron	$1,675 \times 10^{-27}$	0	Elektron	$9,109 \times 10^{-31}$	$-1,602 \times 10^{-19}$
Cząstka	Ciężar względny	Ładunek względny																								
Proton	1	+1																								
Neutron	1	0																								
Elektron	$5 \times 10^{-4}$	-1																								
Cząstka	Ciężar względny	Ładunek względny																								
Proton	$1,673 \times 10^{-27}$	$1,602 \times 10^{-19}$																								
Neutron	$1,675 \times 10^{-27}$	0																								
Elektron	$9,109 \times 10^{-31}$	$-1,602 \times 10^{-19}$																								

## Program dla klasy IV

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>⇒ Względna masa atomowa (<math>A_r</math>).</p> <p>⇒ Względna masa cząsteczkowa (<math>M_r</math>)</p> <p>⇒ Izotopy:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Izotopy (pierwiastka) różnią się masą. Ilość protonów i elektronów jest ta sama ale ilość neutronów różni się między jednym a drugim izotopem.</li> </ul> <p>⇒ Konfiguracja elektronów w atomie: Model Bohra.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Elektrony tworzą powłoki (K, L, M...)</li> <li>• Ilość elektronów w każdej powłoce.</li> </ul> <p>⇒ Reprezentacja konfiguracji elektronów w atomie za pomocą diagramów.</p>	<p>☞ Zapis <math>{}^A_ZX</math></p> <p>☞ Atom węgla <math>{}^{12}\text{C}</math> jest traktowany jako wartość odniesienia.</p> <p>☞ Nauka o izotopach następujących pierwiastków: H, C, O, Cl.</p> <p>☞ Ograniczenie nauki o konfiguracji elektronów do pierwszych 20 pierwiastków (H -&gt; Ca).</p> <p>☞ Znaczenie zewnętrznej powłoki elektronów dla ustalania reaktywności pierwiastka.</p> <p>☞ Zależność pomiędzy ilością elektronów na powłoce zewnętrznej a pozycją pierwiastka w układzie okresowym.</p> <p>Grupa I : <math>\times \cdot</math></p> <p>Grupa II : <math>\cdot \times \cdot</math></p> <p>Grupa III : <math>\cdot \times \cdot</math></p> <p style="text-align: center;">□</p> <p>.....</p>	<p>Podkreślenie znaczenia izotopów w medycynie: (znaczniki izotopowe, radioterapia), w biologii (markery izotopowe) oraz w archeologii (metoda węgla radioaktywnego C14). Nauka o radioaktywności nie jest wymagana, ponieważ temat ten jest realizowany na lekcjach fizyki.</p> <p>Eksperymenty Rutherforda stanowią możliwość przypomnienia tematu radioaktywności.</p> <p>Można uwzględnić zależność pomiędzy energią elektronów na powłoce a energią atomu. Można zastosować analizę płomieniową niektórych pierwiastków (sole Cu, Na, K, Ca.. .) w celu zilustrowania energii skwantowanej elektronów.</p>

## Program dla klasy IV

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>2.3.- Wzory chemiczne</b></p> <p>⇒ Wzór związku jonowego przedstawia wzajemny stosunek ilościowy pierwiastków w związku..</p> <p>⇒ Wzór substancji kowalencyjnej przedstawia ilość atomów każdego pierwiastka obecnych w cząsteczce.</p> <p>⇒ Zapisywanie wzorów chemicznych:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Pojęcie wartościowości;</li> <li>• Wartościowość pierwiastków;</li> <li>• Istnienie rodników;</li> <li>• Wartościowość rodników;</li> <li>• Nazewnictwo związków.</li> </ul>	<p>☞ Uwzględnienie prostych przykładów, które już się pojawiały.</p> <p>☞ Uwzględnienie ważniejszych pierwiastków przejściowych.</p> <p>☞ Wartościowość pierwiastka = liczba wiązań chemicznych tworzonych przez atom danego pierwiastka</p> <p>☞ Ograniczenie nauki o rodnikach do głównych grup: azotany, azotyny, siarczany, siarczyny, węglany, wodorotlenki, fosfaty i amony.</p> <p>☞ Nazewnictwo związków metali z niemetalami.</p> <p>☞ Nazewnictwo związków niemetalu.</p> <p>☞ Nazewnictwo ważniejszych: kwasów, zasad i soli.</p>	<p>Zastosowanie modeli cząsteczkowych w celu pokazania wiązań chemicznych w cząsteczce oraz geometrii cząsteczki.</p> <p style="text-align: center;">}</p> <p>Biorąc pod uwagę abstrakcyjną naturę tego materiału pomocne może się okazać ukazanie niektórych zastosowań tych substancji lub interesujących faktów na ich temat.</p>

## Program dla klasy IV

### Moduł 3: Klasyfikacja okresowa pierwiastków

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>⇒ Wstęp historyczny.</p> <p>⇒ Pierwiastki z tej samej grupy lub rodziny mają podobne właściwości: grupa I = metale alkaliczne, grupa II = metale ziem alkalicznych i grupa VII = chlorowce (halogeny).</p> <p>⇒ Tendencje reaktywności pierwiastków w grupie.</p> <p>⇒ Okresowość właściwości chemicznych.</p> <p>⇒ Gazy szlachetne są obojętne.</p> <p>⇒ Właściwości niektórych ciekawych metali przejściowych.</p>	<p>☞ Nauka na podstawie doświadczeń – Zapisywanie odpowiednich równań zbilansowanych.</p> <p>☞ Właściwości i tendencje pierwiastków z jednej rodziny lub grupy.</p> <p>☞ Układ pierwiastków w jednym okresie opiera się na reaktywności tych pierwiastków.</p> <p>☞ Klasyfikacja okresowa pierwiastków (Tablica MENDELEJEWA).</p> <p>☞ Zilustrowanie obojętności gazów szlachetnych poprzez przykłady ich zastosowania jako obojętnej 'atmosfery'.</p> <p>Doświadczalne badanie właściwości niektórych metali przejściowych.</p>	<p><b>Zajęcia praktyczne muszą odbywać się według reguł bezpieczeństwa laboratorium.</b></p> <p>Reaktywność metali alkalicznych z wodą.  Reaktywność metali ziem alkalicznych z wodą.  Reaktywność metali ziem alkalicznych z kwasem (rozcieńczony HCl)  <b>Nie przeprowadzać reakcji metali alkalicznych z kwasem.</b></p> <p>Porównanie reaktywności halogenów (Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> i I<sub>2</sub>) z roztworami halogenków (KCl, KBr, KI) w wyciągu laboratoryjnym; porównanie reaktywności C<sub>21</sub> Br<sub>2</sub> i I<sub>2</sub> z metalem (Mg) w wyciągu laboratoryjnym.</p> <p>Porównanie reaktywności metali alkalicznych oraz metali ziem alkalicznych w tym samym okresie..</p> <p>Np. Hel znajduje zastosowanie w balonach powietrznych; oświetlenie neonowe; argon jako obojętnej atmosfera w spawaniu; zastosowanie ksenonu w reflektorach samochodowych.</p> <p>Zilustrowanie zastosowania metali przejściowych w przemyśle elektrycznym (kable, przewody), w przemyśle chemicznym (katalizatory), w przemyśle budowlanym (rynny cynkowe i miedziane, wpusty dachowe, gwoździe, śruby, nity... z mosiądzu, miedzi i cynku ) oraz w życiu codziennym (nikiel w monetach, chrom stosowany w wyposażeniu samochodów, złota lub srebrna biżuteria, cyna w puszkach blaszanych, termometry rtęciowe, włókno wolframowe w żarówkach...) .</p>



## Program dla klasy IV

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>⇒ Układ okresowy</p> <p>⇒ Reaktywność pierwiastków zależy od konfiguracji elektronów, a szczególnie od ilości elektronów powłoki zewnętrznej, z wyłączeniem metali przejściowych.</p>	<p>☞ Układ okresowy jest oparty na liczbie atomowej (z) oraz fizycznych i chemicznych właściwościach pierwiastków.</p> <p>Uczeń musi umieć:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>☐ Odczytywać informacje dotyczące właściwości pierwiastków w oparciu o ich miejsce w układzie okresowym,</li> <li>☐ Umiejscawiać metale i niemetale w układzie okresowym;</li> <li>☐ Umiejscawiać gazy szlachetne i metale przejściowe w układzie okresowym.</li> </ul> <p>(Przyjmuje się że uczeń zna właściwości metali i niemetali)</p> <p>Nie wymaga się pamięciowego opanowania terminów:  <i>Metale alkaliczne, metale ziem alkalicznych, chlorowce (halogeny) i gazy szlachetne.</i></p>	

## Program dla klasy IV

### Moduł 4 : Reakcje chemiczne

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>4.1. – Zachowanie masy</b></p> <p>⇒ Równania chemiczne:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>☞ Zapis wzoru substratów i produktów</li> <li>☞ Bilansowanie równań.</li> </ul> <p><b>4.2. – Przemiany energii w reakcji chemicznej</b></p> <p>⇒ Reakcje egzotermiczne;</p> <p>⇒ Reakcje endotermiczne.</p> <p>⇒ Diagram energii w celu ukazania energii substratów i produktów oraz energii wyzwolanej lub pochłanianej podczas reakcji.</p> <p>⇒ Energia aktywacji.</p>	<p>Pokazać poprzez doświadczenie</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>☞ Zbilansowane równanie spełnia “prawo zachowania masy”;</li> <li>☞ Rodzaj i ilość atomów nie ulega zmianie.</li> <li>☞ Na tym poziomie nie wymaga się obliczeń stechiometrycznych.</li> </ul> <p>☞ Pokazać poprzez doświadczenie</p> <p>☞ Przykłady z życia codziennego.</p> <p>☞ Energię aktywacji można wyjaśnić jako zrywanie wiązań a następnie tworzenie wiązań.</p>	<p><u>Doświadczenia:</u> porównanie masy przed i po reakcji</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>☞ Lampa błyskowa ;</li> <li>☞ Twardnienie tynku ;</li> <li>☞ Reakcja wytrącania – mieszanie dwóch roztworów.</li> </ul> <p>☞ Spalanie alkoholu ;</p> <p>☞ Reakcje w kalorymetrze ;</p> <p>☞ Rozpuszczanie <math>\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})</math> w wodzie w celu pokazania reakcji endotermicznej;</p> <p>☞ Rozkład termiczny glukozy lub <math>\text{Ag}_2\text{O}</math>;</p> <p>☞ Synteza siarczku żelaza (II);</p> <p>☞ Reakcja pomiędzy <math>\text{H}_2</math> i <math>\text{O}_2</math> ;</p> <p>☞ Spalanie alkanów.</p> <p>Przykłady z życia codziennego:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Konieczne jest «zapalenie» palnika Bunsena lub zapalniczki;</li> <li>• Nie wolno palić na stacji benzynowej;</li> <li>• Nie włączać kontaktu w pomieszczeniu pełnym oparów palnych.</li> </ul>

## Program dla klasy IV

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>4.3. – Czynniki wpływające na czas reakcji</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>❑ Stężenie substratów;</li> <li>❑ Temperatura;</li> <li>❑ Pole powierzchni substratów;</li> <li>❑ Obecność katalizatora.</li> </ul>	<p>} Nauka na podstawie doświadczeń.</p>	<p><u>Propozycje doświadczeń :</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Porównanie czasu reakcji tlenu z węglą stalową w powietrzu i czystym tlenie,</li> <li>• Porównanie czasu reakcji <math>\text{Mg(s)} + \text{HCl(aq)}</math>, z uwzględnieniem stężenia i temperatury;</li> <li>• Porównanie czasu reakcji <math>\text{CaCO}_3\text{(s)}</math> i <math>\text{HCl(aq)}</math>, z uwzględnieniem temperatury, stężenia, pola powierzchni;</li> <li>• Badanie wpływu katalizowania reakcji <math>\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)}</math> z <math>\text{Cu}^{2+}\text{(aq)}</math></li> <li>• Badanie wpływu <math>\text{MnO}_2\text{(s)}</math> na rozkład <math>\text{H}_2\text{O}_2\text{(l)}</math>.</li> </ul>

## Program dla klasy IV

### Moduł 5 : Wiązania chemiczne

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>5.1. – Wiązania jonowe</b></p> <p>⇒ Tworzenie jonów.</p> <p>⇒ Wiązanie jonowe to wiązanie chemiczne powstające pomiędzy dwoma cząsteczkami o przeciwnym ładunku w wyniku działania sił elektrostatycznych</p> <p>⇒ Sieć jonowa.</p> <p>⇒ Wzór związku jonowego pokazuje stosunek ilościowy jonów dodatnich do jonów ujemnych.</p> <p>⇒ Właściwości soli: temperatura topnienia, twardość, przewodnictwo elektryczne w stanie stałym, topnienie i rozpuszczalność w wodzie.</p> <p>⇒ Zanieczyszczenie wody solami.</p>	<p>☞ Prezentacja tworzenia jonów poprzez schematyczne przedstawienie transferu elektronów pomiędzy dwoma atomami.</p> <p>☞ Objaśnienie z użyciem modelu NaCl.</p> <p>☞ Nauka na podstawie doświadczenia.</p> <p>☞ Objaśnienie poprzez przykłady zastosowania różnych soli.</p> <p>☞ Zanieczyszczenie świeżej wody niektórymi solami:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– azotany: zagrożenie dla zdrowia spowodowane obecnością azotanów w wodzie pitnej.</li> <li>– Fosforany i azotany : mogą powodować eutrofikację.</li> </ul>	<p>Spalanie Mg(s) w O<sub>2</sub>(g). Bezpośrednia synteza CuS lub FeS. Reakcja metalu z Cl<sub>2</sub>(g) <b>w wyciągu laboratoryjnym.</b></p> <p>☞ Oglądanie niektórych kryształów pod mikroskopem dwuokularowym.</p> <p>Zastosowanie NaCl: w żywności, wodzie morskiej, posypywanie solą dróg w zimie); CaCO<sub>3</sub>: występuje naturalnie w wodzie – twarda woda ; fosforany: stosowane do zmiękczenia wody, do produkcji nawozów sztucznych, do produkcji proszków do prania; azotany stosowane do produkcji nawozów sztucznych.</p>

## Program dla klasy IV

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>5.2.- Wiązania kowalencyjne</b></p> <p>⇒ Tworzenie wiązań kowalencyjnych.</p> <p>⇒ “Prawo oktawy”.</p> <p>⇒ Pojedyncze, podwójne i potrójne wiązania kowalencyjne.</p> <p>⇒ Elektroujemność: uznawana za zdolność atomów w wiązaniu kowalencyjnym do przyciągania pary elektronów wiążących.</p> <p>⇒ Polaryzacja wiązania chemicznego: rezultat asymetrycznego rozmieszczenia elektronów wiążących.</p> <p>⇒ Cząsteczki polarne i niepolarne.</p> <p>⇒ Nauka o niektórych właściwościach wiązań kowalencyjnych: temperatura topnienia, rozpuszczalność w wodzie, nieprzewodzenie prądu.</p> <p>⇒ Zanieczyszczenie świeżej wody przez węglowodory.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>☞ Schematyczne przedstawienie wiązania kowalencyjnego w celu ukazania jednej lub więcej par elektronów pomiędzy dwoma atomami.</li> <li>☞ Przykłady cząsteczek: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>,</li> <li>☞ Umiejętność odczytania wzoru związku kowalencyjnego (jak wyżej).</li> <li>☞ Zastosowanie modeli cząsteczkowych jako ilustracji istnienia cząsteczek.</li> <li>☞ Nauka o geometrii cząsteczek: HCl, H<sub>2</sub>O i CO<sub>2</sub>. Na tym poziomie nie należy omawiać tego tematu zbyt szczegółowo.</li> <li>☞ Charakteryzują się tym, że są hydrofilowe i hydrofobowe: H<sub>2</sub>O i węglowodory:             <ul style="list-style-type: none"> <li>– Rozpuszczalnik polarny (H<sub>2</sub>O) ;</li> <li>– Rozpuszczalnik niepolarny (węglowodany).</li> </ul> </li> <li>☞ Problemy wycieku ropy na morzu.</li> </ul>	<p>Pokazać efekt działania naładowanej pałeczki na strumień wody i porównać z heksanem.</p>

## Program dla klasy IV

### Moduł 6 : Wstęp do chemii organicznej

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>6.1. - Wstęp</b></p> <p>⇒ Porównanie właściwości niektórych substancji nieorganicznych (woda, tlenki, sole) z właściwościami substancji organicznych (rozpuszczalniki, plastiki).</p> <p>⇒ Różnorodność związków organicznych.</p> <p><b>6.2.- Alkany</b></p> <p>⇒ Metan</p> <p>⇒ W wyniku frakcjonowanej destylacji ropy naftowej powstają alkany: rodzina węglowodorów o prostych wiązaniach C-C, składających się tylko z C i H.</p> <p>⇒ Nazewnictwo.</p> <p>⇒ Wzór cząsteczkowy.</p>	<p>Porównanie właściwości substancji organicznych i nieorganicznych :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- przewodnictwo elektryczne ;</li> <li>- rozpuszczalność ;</li> <li>- temperatura topnienia/ temperatura wrzenia.</li> </ul> <p>Wszystkie związki organiczne zawierają węgiel i zwykle wodór. Atomy węgla mają zdolność do wiązania się między sobą i tworzenia łańcuchów.</p> <p>Kształt cząsteczki metanu.</p> <p>Znaczenie metanu: istnieje wiele przykładów naturalnych źródeł metanu – biometan, główny składnik gazu ziemnego.</p> <p>Identyfikacja, opis i porównanie składników powstających w rezultacie frakcjonowanej destylacji ropy naftowej.</p> <p>Aż do C<sub>8</sub></p>	<p>Pokazać ryzyko związane z krytyczną mieszanką metanu z powietrzem.</p>

## Program dla klasy IV

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>⇒ Wzór strukturalny</p>     <p>⇒ Spalanie alkanów: całkowite i niecałkowite.</p>     <p>⇒ Rola metanu i dwutlenku węgla w powstawaniu efektu cieplarnianego.</p>	<p>Tu zilustrowany za pomocą etanu:</p> <p>Wzór cząsteczkowy: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub></p> <p>Wzór strukturalny:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• pokazujący wszystkie wiązania w cząsteczce,</li></ul> <p>np.</p> $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <ul style="list-style-type: none"><li>• Pokazujący tylko niektóre wiązania w cząsteczce</li></ul> <p>np. CH<sub>3</sub>CH<sub>3</sub> lub CH<sub>3</sub>-CH<sub>3</sub></p> <ul style="list-style-type: none"><li>o Nie wymaga się żadnych obliczeń opartych na spalaniu alkanów.</li><li>o Tworzenie się sadzy i tlenku węgla w procesie niecałkowitego spalania.</li><li>o Zagrożenia dla zdrowia spowodowane sadzą i tlenkiem węgla.</li></ul>	<p>Zilustrowanie efektu cieplarnianego poprzez:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>• Porównanie temperatury wewnątrz naczyń wykonanych z różnych materiałów np. szkła, plastiku, pyreksu.</li><li>• Porównanie temperatury wewnątrz naczynia wypełnionego różnymi gazami np. powietrzem, dwutlenkiem węgla, metanem.</li></ul>

## Program dla klasy IV

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>⇒ Kraking węglowodorów długołańcuchowych.</p> <p><b>6.3.- Alkeny</b></p> <p>⇒ Reakcja przyłączenia (addycji) alkenu.</p>	<p>W wyniku krakingu powstają alkeny: węglowodory nienasycone, posiadające podwójne wiązanie C=C, składające się wyłącznie z C i H.</p> <p>Należy ograniczyć do dodania wody bromowej, Br<sub>2</sub> (aq). Mechanizm nie jest wymagany. Zapisywanie równania zbilansowanego i ukazanie struktury produktu. Test ukazujący desaturację: przy użyciu wody bromowej.</p>	<p>Podać znaczenie użycia freonów (CFC), ponieważ wpływa ono na zanik warstwy ozonowej.</p>
<p>⇒ Polimeryzacja: ograniczona do tworzenia polietenu.</p>	<p>Zapisywanie równania zbilansowanego . Mechanizm nie jest wymagany. Plastik.</p>	<p>Omówić problem odpadów plastikowych i ich wpływ na środowisko oraz możliwe rozwiązania.</p>
<p>⇒ Tłuszcze nasycone i nienasycone.</p>	<p>Znajomość znaczenia terminów: tłuszcze nasycone i 'tłuszcze nienasycone'. Budowa tłuszczów / olejów nie jest wymagana.</p>	<p>Rozważyć biologiczne znaczenie tłuszczów nasyconych i nienasyconych.</p>



## Program dla klasy V

### WSTĘP

Poniżej przedstawiono program Chemii dla klasy V. Nie zakłada on z góry kolejności prezentowanego materiału. Nauczyciel sam decyduje o kolejności a jedynym ograniczeniem jest to, że cały program klasy V powinien być zrealizowany w klasie V. Na koniec V klasy zaplanowany jest egzamin, konieczne więc jest zrealizowanie całości programu. Program dla klasy V musi być skoordynowany, tak by umożliwił napisanie pracy końcowej.

Rubryki «treść» i «uwagi» zawierają obligatoryjne części programu. Rubryka «sugestie» dostarcza pomysłów i propozycji zajęć praktycznych, które nauczyciel może lecz nie musi wykorzystać. Chociaż nauczyciel ma możliwość wyboru metody nauczania, zachęca się go do uwzględnienia codziennego/praktycznego zastosowania chemii oraz stosowania doświadczeń. Ważne jest, aby nauczyciel ocenił ryzyko poszczególnych zajęć praktycznych zarówno dla uczniów jak i środowiska. Uczeń powinien nauczyć się jak pracować w laboratorium w bezpieczny sposób i z poszanowaniem dla środowiska.

### MODUŁ 1 : Reakcje redoks

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<b>1.1 Reakcje redoks.</b>  <b>1.1.1.- Definicja reakcji redoks ograniczona do zwiększenia lub zmniejszenia stopnia utlenienia.</b>  ⇒ Utlenianie jako zwiększenie stopnia utlenienia.  ⇒ Redukcja jako zmniejszenie stopnia utlenienia.  ⇒ Reakcja redoks może być uważana za zwiększenie lub zmniejszenie stopnia utlenienia.	  Wprowadzenie pojęć poprzez proste doświadczenia. Należy wziąć pod uwagę korozję żelaza.	  Spalanie (utlenianie) Mg(s) , Fe(s), C(s) lub S <sub>8</sub> (s) w O <sub>2</sub> (g).  Rozkład termiczny Ag <sub>2</sub> O(s) ; Reakcje CuO(s) + Fe(s) ; Mg(s) + H <sub>2</sub> O(l) ; Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s) + Al(s) ; Mg(s) + CO <sub>2</sub> (g)

## Program dla klasy V

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>1.1 .2.- Ogólna definicja reakcji redoks jako przekazania i przyjęcia elektronów.</b></p> <p>⇒ Reakcję redoks definiuje się jako przekazanie i przyjęcie elektronów.</p> <p>⇒ Definicja utleniacza i reduktora w odniesieniu do przekazywania elektronów.</p> <p>⇒ Zapis połówkowych równań jonowych dla reakcji redoks oraz pełnych równań jonowych.</p> <p>⇒ Szereg reaktywności metali.</p> <p>⇒ Szczegółowe rozpatrzenie zastosowania reakcji redoks.</p>	<p>Utlenianie: oddawanie elektronów. Redukcja: przyjmowanie elektronów.</p> <p>Utleniacz: przyjmuje elektrony. Reduktor: przekazuje elektrony.</p> <p>Reakcje redoks obejmujące jony złożone oraz rodniki nie są wymagane.</p> <p>Klasyfikacja następujących metali w zależności od tego czy mogą działać jako utleniacze: Ag, Cu, Zn, Fe, Al i Mg. Doświadczalne wyprowadzenie z 'reakcji przegrupowania' na przykład: <math>Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)</math>.</p> <p>○ Wielkie piece hutnicze: Zarys działania wielkiego pieca hutniczego oraz jego zastosowania w ekstrakcji żelaza z rudy żelaza. Brać pod uwagę tylko redukcję tlenku żelaza (III) pod wpływem tlenku węgla (mimo że w nowoczesnych wielkich piecach nie jest to jedyna reakcja redukcji, ponieważ dodaje się metan, który dostarcza wodoru).</p>	<p>Zilustrowane poprzez proste reakcje, takie jak :</p> $Zn(s) + Cu^{2+}(aq)$ $I^{-}(aq) + Cl_2(aq)$ $Fe(s) + H^{+}(aq)$ $Fe(s) + S(s)$ <p>Można wprowadzić pojęcie stopnia utlenienia.</p> <p>Zastosowanie: Redukcja tlenków metali pod wpływem bardziej reaktywnych metali lub węgla.</p> <p>Przykłady z życia codziennego: korozja metali oraz zapobieganie korozji, fotoczułość halogenków srebra, ekstrakcja niektórych metali, niemożność połączenia niektórych metali np. lutowanie niektórych metali.</p>

## Program dla klasy V

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>1.2.- Ogniwo Daniella jako przykład ogniwa elektrochemicznego.</b></p> <p>⇒ Doświadczalne badanie właściwości ogniwa Daniella.</p>	<p>Identyfikacja różnych komponentów ogniwa Daniella.</p> <p>Pomiary siły elektromotorycznej pomiędzy dwoma elektrodami.</p> <p>Identyfikacja reakcji, która zachodzi w ogniwie Daniella i stanowi źródło elektronów.</p> <p>Półwkowe równania jonowe dla reakcji utleniania i redukcji na każdej elektrodzie.</p> <p>Identyfikacja każdej elektrody na której zachodzi utlenianie i redukcja w odniesieniu do biegunowości elektrod.</p> <p>Zasada działania ogniwa elektrochemicznego: reakcja redoks, w której następuje transfer elektronów z elektrody ujemnej (miejsce utleniania) w kierunku elektrody dodatniej (miejsce redukcji), via obwód zewnętrzny.</p>	

## Program dla klasy V

### MODUŁ 2 : Kwasy i wodorotlenki (alkalia)

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>2.1.- Definicja ARRHENIUSA</b></p> <p>⇒ Kwas: substancja, która ulega dysocjacji w roztworze wodnym uwalniając jony wodoru, <math>H^+(aq)</math>.</p> <p>⇒ Wodorotlenek: substancja, która ulega dysocjacji w roztworze wodnym uwalniając jony wodorotlenowe, <math>OH^-(aq)</math>.</p> <p><b>2.2.- Dysocjacja kwasów i wodorotlenków w roztworze wodnym.</b></p> <p>⇒ Równanie przedstawiające dysocjację kwasu w roztworze wodnym:  <math>HX(aq) \rightarrow H^+(aq) + X^-(aq)</math>.</p> <p>⇒ Równanie przedstawiające dysocjację wodorotlenku w roztworze wodnym:  <math>MOH(aq) \rightarrow M^+(aq) + OH^-(aq)</math>.</p> <p><b>2.3 - Kwasowość roztworu – skala pH</b></p> <p>⇒ Użycie indykatorów – zmiana koloru – wskazujących czy roztwór jest kwasowy, obojętny czy zasadowy.</p> <p>⇒ Związek pH ze stężeniem jonów wodoru, <math>[H^+(aq)]</math>.</p> <p>⇒ skala pH.</p> <p>⇒ Ukazanie poprzez doświadczenia istnienia słabych i silnych kwasów i wodorotlenków.</p>	<p>Na tym poziomie nie należy używać terminu jon oksoniowy/hydronowy <math>H_3O^+(aq)</math>.</p> <p>Nie należy brać pod uwagę definicji Bronsteda i Lewisa. Na tym poziomie, <math>NH_3(aq)</math> będzie traktowane jako <math>NH_4OH(aq)</math>.</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 10px; text-align: center; margin: 10px 0;"> <p><b>Ten moduł powinien być we wszystkich aspektach realizowany poprzez przeprowadzanie doświadczeń.</b></p> </div> <p>Doświadczenie z użyciem roztworu wskaźnika lub papierka wskaźnikowego.</p> <p>Na tym poziomie , pH powinno być traktowane jako proste porównanie kwasowości lub alkaliczności roztworu wodnego.</p> <p>Nie są wymagane obliczenia pH.</p> <p>Nie powinno się nauczać teorii silnych/słabych kwasów/wodorotlenków, która znajduje się w programie klasy VII. Na tym poziomie należy ograniczyć się do podejścia doświadczalnego; obserwacji, że kwasy i wodorotlenki mogą być mniej lub bardziej kwasowe/alkaliczne.</p>	<p>Nauka na podstawie doświadczeń o kwasach i zasadach życia codziennego: octu, środków do przetykania rur, detergentów, odkamieniaczy, leków na niestrawność, aspiriny.</p>

## Program dla klasy V

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>2.4.- Właściwości chemiczne kwasów</b></p> <p>⇒ Właściwości chemiczne kwasów rozcieńczonych:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>□ Reakcja z niektórymi metalami;</li> <li>□ Reakcja z niektórymi tlenkami metali;</li> <li>□ Reakcja z wodorotlenkami;</li> <li>□ Reakcja z niektórymi solami: węglanami.</li> </ul> <p><b>2.5.- Kwaśne opady</b></p> <p>⇒ Kwaśne opady :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>□ natura;</li> <li>□ przyczyny;</li> <li>□ skutki;</li> <li>□ środki zaradcze.</li> </ul>	<p>Doświadczalne przeprowadzanie następujących reakcji. Uczniowie powinni umieć zapisywać zbilansowane równania dla tych reakcji.</p> <p>Metal + kwas → sól + wodór  Tlenek metalu + kwas → sól + woda  Wodorotlenek + kwas → sól + woda  Kwas + węglan → sól + woda + dwutlenek węgla  <i>Uczniowie powinni znać sposoby wykrywania gazów: dwutlenku węgla i wodoru.</i>  Powyższe reakcje stosowane są do przygotowania soli rozpuszczalnych, sole nierozpuszczalne mogą zostać przygotowane poprzez dodanie dwóch roztworów soli, w wyniku którego powstanie sól nierozpuszczalna w postaci osadu. Np. : <math>\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})</math>].</p> <p>Powstawanie tlenków kwasowych : <math>\text{CO}_2</math>, <math>\text{SO}_2</math>, <math>\text{NO}_x</math>.  Reakcja tlenków kwasowych z <math>\text{H}_2\text{O}</math> prowadzi do powstania kwasów.  Skutki: zwiększenie naturalnej kwasowości wody, skutki dla zwierząt, kwiatów, gleby i budynków.  Środki zaradcze: oczyszczanie odpadów z elektrowni, katalityczna konwersja spalin, redukcja zużycia paliw kopalnych.</p>	<p><b>Nie dodawać metali alkalicznych do kwasu.</b></p> <p>Pomiar pH różnych wód mineralnych i gleby.</p>

## Program dla klasy V

### Module 3 : Chemiczna analiza ilościowa

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>3.1.- Masa molowa i mol</b></p> <p>⇒ Pojęcie i definicja mola.</p> <p>⇒ Względna masa atomowa i względna masa cząsteczkowa.</p> <p>⇒ Stała Avogadro.</p> <p>⇒ Proste obliczenia oparte na molach oraz względnej masie atomowej / cząsteczkowej.</p> <p><b>3.2.- Stężenie</b></p> <p>⇒ Definicja.</p> <p>⇒ Jednostki.</p> <p>⇒ Przygotowanie roztworów o określonym stężeniu.</p> <p>⇒ Obliczenia stężenia.</p> <p><b>3.3. Miareczkowanie kwasowo-zasadowe</b></p> <p>⇒ Miareczkowanie roztworu solnego kwasu jednozasadowego roztworem mocnej zasady jednowodorotlenowej (lub odwrotnie) w obecności wskaźnika kwasowo-zasadowego w celu określenia punktu równoważności.</p>	<p>Definicja mola musi zawierać odniesienie do stałej Avogadro.</p> <p>Jednostką masy molowej jest <math>\text{g mol}^{-1}</math>.</p> <p>Należy użyć następującego wzoru i stosować go do reakcji chemicznych.</p> $n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g mol}^{-1})}$ <p>Należy użyć następującego wzoru</p> $c(\text{mol dm}^{-3}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{dm}^3)}$ <p>Uczeń powinien znać procedurę doświadczalną miareczkowania.</p> <p>Przeprowadzanie miareczkowania w laboratorium.</p> <p>Próba obliczeń z użyciem danych z miareczkowania w celu ustalenia stężenia nieznanego roztworu.</p>	<p>Relatywnie abstrakcyjny charakter tych pojęć oznacza, że często stanowią one trudność dla ucznia. Dlatego też uczniowie powinni się zapoznawać z nimi powoli, przy użyciu odpowiednich analogii.</p>

## Program dla klasy V

### Moduł 4 : Chemia organiczna

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>4.1 .- Związki organiczne zawierające tlen</b>  ⇒ Alkohole:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>□ Otrzymywanie etanolu przez fermentację.</li> <li>□ Identyfikacja grupy funkcyjnej.</li> <li>□ Nomenklatura alkoholi pierwszorzędowych.</li>   <li>□ Właściwości fizyczne i chemiczne: <ul style="list-style-type: none"> <li>☞ Rozpuszczalność w wodzie;</li> <li>☞ Spalanie;</li> <li>☞ Utlenianie etanolu do kwasu octowego.</li> </ul> </li>   <li>□ Istnienie polialkoholi: glicerol i glukoza (forma cykliczna)</li> </ul>	<p>Zapisywanie zbilansowanego równania:  <math>C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2 C_2H_5OH(aq) + 2CO_2(g)</math></p> <p>Do C<sub>4</sub>.  Wymagane jest tylko nazewnictwo alkoholi pierwszorzędowych.  Klasyfikacja alkoholi na pierwszorzędowe, drugorzędowe i trzeciorzędowe nie jest wymagana.</p> <p>Wiedza, że rozpuszczalność zmniejsza się wraz ze zwiększeniem długości łańcucha węglowego. Nie są tu wymagane wyjaśnienia.  Nie trzeba wyjaśniać, że aldehyd jest półproduktem reakcji utleniania alkoholu do kwasu karboksylowego.  Wymagane jest proste równanie:  <div style="text-align: center;">[utleniacz]</div> <math>CH_3 CH_2 OH_{(l)} \longrightarrow CH_3COOH_{(aq)}</math></p> <p>Nie jest wymagana stereochemia glukozy.  Uczeń nie musi pamiętać budowy glukozy .</p>	<p>Pokazanie reakcji fermentacji w laboratorium.  Należy mieć świadomość, że fermentacja jest ważną reakcją biologiczną.</p> <p>Porównanie spalania szeregu alkoholi z porównaniem wyzwolonego płomienia i energii.</p> <p>Laboratoryjne utlenianie etanolu do kwasu octowego.</p> <p>Zaznaczenie znaczenia glicerolu jako składnika tłuszczów i glukozy jako głównego źródła energii w respiracji.</p>

## Program dla klasy V

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>⇒ <u>Kwasy karboksylowe i ich pochodne:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li><input type="checkbox"/> Identyfikacja grupy funkcyjnej;</li> <li><input type="checkbox"/> Nomenklatura kwasów monokarboksylowych;</li> <li><input type="checkbox"/> Właściwości chemiczne : <ul style="list-style-type: none"> <li>☞ Charakter kwasowy;</li>   <li>☞ Estryfikacja: reakcja z alkoholem.</li> </ul> </li> <li><input type="checkbox"/> kwasy tłuszczowe:</li>   <li><input type="checkbox"/> Mydła: przygotowywanie i budowa.</li> </ul>	<p>Do C<sub>4</sub>.</p> <p>Zaznaczyć słaby charakter kwasowy kwasów karboksylowych nie wdając się w wyjaśnienie oparte na częściowej dysocjacji słabych kwasów na jony.</p> <p>Nie ma potrzeby wspomniania o tym, że estryfikacja jest reakcją odwracalną.</p> <p>Kwasy karboksylowe o dużej ilości atomów węgla. Trudno rozpuszczalne w wodzie.</p> <p>Hydroliza zasadowa estru.</p> <p>Mydła są solami (potasowymi lub sodowymi) kwasów tłuszczowych.</p> <p>Jeden koniec cząsteczki mydła jest polarny (hydrofilowy), drugi koniec jest niepolarny (hydrofobowy) – dzięki tej budowie mydło ma właściwości myjące.</p> <p>Wymagany jest jedynie słowny zapis równania:</p> <p>Tłuszcz + wodorotlenek sodu → glicerol + sól sodowa kwasu tłuszczowego (mydło)</p>	<p>Wspomnieć o zapachu i smaku estrów, na przykład o zapachu owoców.</p> <p>Wspomnieć o biologicznym znaczeniu kwasów tłuszczowych, a szczególnie kwasów tłuszczowych nienasyconych.</p> <p>Pokazać poprzez doświadczenie przygotowanie mydła i właściwości detergentów.</p>



## Program dla klasy V

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>□ Aminokwasy</p> <p>☞ Wzór ogólny.</p>	<p>Wzór ogólny aminokwasu. Wzory glicyny (kwasu aminooctowego) i alaniny.</p>	<p>Definicja białek jako polipeptydów, mających funkcje biologiczne (enzymy, hormony, struktura komórki). Można pokazać budowę polipeptydu lub białka. Można omówić biologiczne znaczenie aminokwasów i białek.</p>

# **Komentarz do Programu Nauczania Chemii dla klas VI i VII**

## **Nauczanie**

Kolejność tematów proponowana w programie nauczania nie musi być zachowana. Jednakże tematy dla klasy VI muszą zostać zrealizowane w klasie VI, a tematy dla klasy VII muszą zostać zrealizowane w klasie VII.

## **Praca praktyczna**

O ile tylko pozwalają na to warunki, praca praktyczna powinna stanowić znaczną część kursu nauczania. Konieczna jest świadomość bezpiecznej pracy laboratoryjnej oraz troska o środowisko.

## **Nomenklatura**

Powinno się używać nazewnictwa systematycznego IUPAC (-> Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej) z wyjątkiem przypadków bardzo złożonych cząsteczek np. indykatorów. Nazwa potoczna, niesystematyczna może być podawana dodatkowo.

## **Cyfry znaczące**

Powinno się nauczyć uczniów aby nie podawali absurdalnej ilości cyfr znaczących i zachęcać ich do używania notacji wykładniczej.

## **Jednostki**

Używa się jednostek SI. Nie musi się używać jednostek dla wartości stałej równowagi chemicznej.

## **Egzamin końcowy (bakalaureat)**

### **Pytania egzaminacyjne**

Pytania egzaminacyjne będą oparte na tematach realizowanych w klasie VII, jednak wymagane będzie także zrozumienie materiału klas poprzednich. Przy układaniu pytań egzaminacyjnych należy stosować się do podanej instrukcji pisemnej.

### **Nomenklatura:**

Powinno stosować się nazewnictwo systematyczne IUPAC. W pytaniach egzaminacyjnych zawsze powinno się podawać nazwy i wzory.

### **Obliczenia**

Często obliczenia można przeprowadzać na różne sposoby. Żadne pytanie egzaminacyjne nie powinno być postawione w sposób narzucający konkretną metodę rozwiązania.

### **Dane**

Wszystkie dane konieczne dla danego egzaminu zostaną umieszczone na oddzielnej kartce.

### **Cyfry znaczące**

Ilość cyfr znaczących podana w danych w pytaniu powinna odpowiadać ilości cyfr wymaganych w odpowiedzi. Niepoprawne użycie cyfr znaczących może powodować obniżenie ilości punktów za zadanie.

### **Jednostki**

Ominięcie jednostek lub ich niepoprawne użycie może powodować obniżenie ilości punktów za zadanie.

Wartości numeryczne oraz jednostki temperatury, ciśnienia i objętości powinny być zawsze podawane w pytaniach egzaminacyjnych.

## PRZYJMUJE SIĘ ZNAJOMOŚĆ MATERIAŁU Z PROGRAMU DLA KLAS IV i V

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>1.- STRUKTURA ELEKTRONOWA ATOMU I UKŁAD OKRESOWY</b></p> <p><b>1.1.- Powłoki i podpowłoki elektronowe</b> Widmo emisyjne atomu.</p> <p>Kwantowanie energii w atomie, wprowadzenie liczby kwantowej <math>n</math> (główna liczba kwantowa) Reprezentacja konfiguracji elektronowej pierwiastka poprzez powłoki i podpowłoki elektronowe (model atomu Bohra). Reguła Hunda.</p> <p><b>1. 2.- Model orbitalny</b> Orbitale elektronowe: s, p, d, f, wprowadzenie liczby kwantowej <math>l</math> (poboczna liczba kwantowa) oraz liczby kwantowej <math>m</math> (ilość orbitali dla każdej wartości <math>l</math>). Zasada wykluczania Pauliego Schematyczna reprezentacja możliwych konfiguracji elektronowych.</p>	<p>Uczniowie powinni: Zrozumieć różnicę pomiędzy liniowymi widmami emisyjnymi a widmem ciągłym. Wiedzieć, że wszystkie pierwiastki mają liniowe widmo emisyjne unikalne dla danego pierwiastka. Umieć objaśnić liniowe widmo emisyjne wodoru. Pierwsza energia jonizacji pierwiastka oraz następne energie jonizacji pierwiastka.</p> <p>Powłoki 1,2, 3,...lub K, L, M, ... Podpowłoki s, p, d, f.</p> <p>Wymagany jest kształt i kierunek orbitali s i p. Nie jest wymagany kształt i kierunek orbitali d i f . Orbital reprezentuje miejsce w którym zachodzi wysokie prawdopodobieństwo występowania elektronu. Obrót elektronu, wprowadzenie liczby kwantowej <math>s</math>. Przykład: konfiguracja elektronowa azotu (<math>Z = 7</math>) Powłoka K: <math>\boxed{\uparrow\downarrow}</math> <math>1s^2</math> Powłoka L: <math>\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}</math> <math>2s^2 \ 2p_x^1 \ 2p_y^1 \ 2p_z^1</math></p>	<p>Podejście historyczne.</p> <p>Analiza płomieniowa pierwiastków grupy I i II.</p> <p>Zasada Nieoznaczoności Heisenberga.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>1.3.- Okresowość w trzecim okresie i trendy w grupie</b> Okresowość i trendy</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- promienie atomów i jonów;</li> <li>- energia jonizacji;</li> <li>- powinowactwo elektronowe;</li> <li>- elektroujemność.</li> </ul> <p><b>1.4.- Okresowość właściwości chemicznych tlenków.</b></p>	<p>Okresowość właściwości pierwiastków trzeciego okresu (Na → Ar) oraz trendy w grupach I, II i VII.</p> <p>Okresowość właściwości chemicznych tlenków pierwiastków z trzeciego okresu (z wyjątkiem pierwiastków przejściowych): od Na do Cl</p>	

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>2.- WIĄZANIA CHEMICZNE</b>  <b>2.1.- Wiązania kowalencyjne</b>  Tworzenie orbitali cząsteczkowych.  Orbitale cząsteczkowe <math>\sigma</math> i <math>\pi</math>.  Orbitale zhybrydyzowane <math>sp</math>, <math>sp^2</math> i <math>sp^3</math>  Wykorzystanie teorii VSEPR w celu określenia kształtu prostych cząsteczek i jonów.  Wykorzystanie różnicy w elektroujemności w celu określenia polarności wiązania.  Umiejętność określenia czy cząsteczka jest polarna czy niepolarna .  Wiązania koordynacyjne</p> <p><b>2.2.- Wiązania jonowe</b>  Formowanie jonów prowadzące do tworzenia się wiązań jonowych.  Sieć krystaliczna.</p> <p>Mozliwy charakter kowalencyjny niektórych wiązań (polaryzacja jonu).</p> <p><b>2.3.- Porównanie właściwości związków kowalencyjnych i jonowych</b>  Porównanie rozpuszczalności, przewodzenia i temperatur topnienia związków kowalencyjnych i jonowych.</p>	<p>Orbitale cząsteczkowe są uznawane za wynik nakładania się orbitali atomowych.</p> <p>Cząsteczki polarne i niepolarne w odniesieniu do:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Polarności wiązania;</li> <li>• kształtu (symetrii) cząsteczki.</li> </ul> <p><math>H_3O^+</math>, <math>NH_4^+</math> i <math>Cu(NH_3)_4^{2+}</math></p> <p>Ograniczenie do NaCl. Użycie modelu kryształu w celu pokazania, że każdy jon jest otoczony jonami o przeciwnym ładunku. Liczby koordynacji nie są konieczne.  Powinno się wziąć pod uwagę fakt, że niektóre związki kowalencyjne mają częściowy charakter jonowy i odwrotnie.</p>	<p>Struktura elektronowa i geometria niektórych jonów złożonych.</p> <p>Np. LiCl, BeCl<sub>2</sub> AlCl<sub>3</sub></p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>2.4.- Wiązania metaliczne</b></p> <p><b>2.5.-Polimorfizm</b> Istnienie różnych odmian alotropowych niektórych pierwiastków.</p>	<p>Opis wiązania metalicznego jako szeregu kationów w “morzu” elektronów. Znaczenie wiązań metalicznych w przewodnictwie metali.</p> <p>Odmiany alotropowe węgla: porównanie struktury grafitu, diamentu i fulerenów. (C<sub>60</sub>).</p>	

Warunkiem koniecznym dla tego modułu jest znajomość pojęcia mola, liczby Avogadro, względnej masy cząsteczkowej, cząsteczkowej masy molowej.		
TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>3.- WIĄZANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE</b>            Wiązania Van der Waala.            Oddziaływania trwałe dipol-trwały dipol.</p> <p>Wiązania wodorowe.</p> <p>Wpływ wiązań międzycząsteczkowych na:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Temperaturę topnienia;</li> <li>• Temperaturę wrzenia;</li> <li>• Rozpuszczalność w wodzie i rozpuszczalnikach niepolarnych.</li> </ul> <p><b>4.-PODSTAWOWE PRAWO GAZÓW DOSKONAŁYCH</b></p> <p>Definicja gazu doskonałego.            Zastosowanie prawa gazów doskonałych <math>pV=nRT</math> do obliczania:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Objętości molowej gazu doskonałego w różnych temperaturach;</li> <li>• Molowej masy cząsteczkowej związków gazowych i lotnych substancji organicznych.</li> </ul>	<p>Siły Van der Waala pomiędzy cząsteczkami niepolarnymi.            Oddziaływania trwałe dipol-trwały dipol pomiędzy cząsteczkami polarnymi.</p> <p>Zastosowanie H<sub>2</sub>O i NH<sub>3</sub> aby pokazać substancje o wiązaniach wodorowych.</p> <p>Porównanie temperatury wrzenia wodorków pierwiastków grupy IV, V, VI i VII.</p> <p>Przypomnienie: Należy tu używać jednostek SI.</p>	<p>Można wspomnieć o Istnieniu wiązań wodorowych w DNA i białkach.</p> <p>Prawa Boyle-Mariotte, Avogadro-Ampere'a i Gay-Lussaca.</p>



TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>5.- ENERGIA W CHEMII</b></p> <p><b>5.1. – Zasada zachowania energii</b> Całkowita energia zostaje zachowana (jest stała), chociaż może być przetwarzana.</p> <p><b>5.2.- Zmiana entalpii</b> Definicja entalpii układu (H).  Zmiana entalpii lub entalpia (ciepło) reakcji (<math>\Delta H</math>). Obliczanie zmiany entalpii przy pomocy prawa Hessa.</p> <p><b>5.3.- Zmiana entropii</b> Zmiana entropii (<math>\Delta S</math>) towarzysząca przemianie chemicznej (reakcji chemicznej lub zmianie stanu).</p> <p><b>5.4.- Samorzutność przemiany chemicznej</b> Czynniki wpływające na samorzutność reakcji.</p>	<p>Energia może być przetwarzana, ale całkowita energia układu zamkniętego pozostaje stała (przy traktowaniu masy jako formy energii).</p> <p>Nie można zmierzyć entalpii układu; można określić jedynie zmianę entalpii. Zmiana entalpii w warunkach standardowych (<math>\Delta H^\ominus</math>). Różne typy zmiany entalpii:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Entalpia spalania;</li> <li>• Entalpia tworzenia;</li> <li>• Entalpia sieciowa;</li> <li>• Entalpia wiązań;</li> <li>• Entalpia roztworu;</li> <li>• Entalpia neutralizacji;</li> <li>• Cykl Borna-Habera.</li> </ul> <p>Entropia jako miara stopnia nieuporządkowania układu. Zmiana entropii w warunkach standardowych (<math>\Delta H^\ominus</math>). <b>Podejście jakościowe</b> znaku zmiany entropii oparte na porównaniu stopnia (nie)uporządkowania układu przed i po przemianie chemicznej.</p> <p>Należy podkreślić fakt, że nie tylko <math>\Delta H</math> określa/determinuje samorzutność reakcji. Powinno się wspomnieć o roli <math>\Delta S</math>. Powinno się wziąć pod uwagę funkcję energii swobodnej Gibbsa (G) oraz zależność: <math>\Delta G = \Delta H - T\Delta S</math>, <b>ale jedynie z jakościowego punktu widzenia.</b></p>	<p>Podejście doświadczalne (rozpuszczanie uwodnionego i bezwodnego siarczanu miedzi). Obliczenia oparte na danych doświadczalnych.</p> <p>Powinno się zachęcać uczniów do użycia zbioru danych.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>6.- KINETYKA CHEMICZNA I RÓWNOWAGA CHEMICZNA</b></p> <p><b>6.1. – Czynniki wyznaczające szybkość reakcji chemicznej.</b></p> <p><b>6.2.-Teoria zderzeń aktywnych i teoria stanu przejściowego</b> Diagram energii (entalpii) reagentów i produktów w przebiegu reakcji chemicznej.</p> <p>Teoria zderzeń aktywnych i energia aktywacji.</p> <p>Rozkład Maxwella-Boltzmann</p> <p>Wpływ katalizatorów na szybkość reakcji chemicznej.</p> <p><b>6.3.- Reakcje odwracalne</b> Znajomość równowagi dynamicznej reakcji homogenicznych i heterogenicznych. Prawo równowagi chemicznej.</p> <p>Znaczenie wartości liczbowej <math>K_c</math></p> <p><b>6.4.- Czynniki wpływające na równowagę chemiczną</b> Wpływ następujących czynników na położenie równowagi i <math>K_c</math> w układzie: Reguła Le Chateliera</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• temperatura,</li> <li>• stężenie,</li> <li>• katalizator</li> <li>• ciśnienie</li> </ul>	<p>Temperatura, stężenie i pole powierzchni reagentów, obecność katalizatora.</p> <p>Zastosowanie teorii zderzeń aktywnych i pojęcia energii aktywacji do wyjaśnienia wpływu zmiany temperatury, stężenia i pola powierzchni na szybkość reakcji chemicznej.</p> <p>Katalizatory obniżają energię aktywacji reakcji.</p> <p>Wprowadzenie stałej równowagi chemicznej <math>K_c</math>. Doświadczalne określanie stałej równowagi. Obliczenia oparte na prawie równowagi.</p> <p>Różnice w temperaturze wpływają na <math>K_c</math> i modyfikują położenie równowagi. Zmiana stężenia zmienia położenie równowagi nie zmieniając <math>K_c</math>. Zmiana ciśnienia zmienia położenie równowagi dla układów gazowych nie zmieniając <math>K_c</math>. Dodanie katalizatora nie ma wpływu na położenie równowagi, ale powoduje szybsze niż zwykle osiągnięcie równowagi przez układ. Nie wymaga się obliczania <math>K_p</math>.</p>	<p>Badanie szybkości reakcji pomiędzy HCl i Mg</p> <p>Porównanie szybkości reakcji hydrolizy mocznika pod wpływem</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– kwasu;</li> <li>– ureazy.</li> </ul> <p>(Notabene: szybkość reakcji może być określona poprzez zmianę w przewodnictwie roztworu).</p> <p>Estryfikacja.</p> <p>Zastosowanie przemysłowe: synteza <math>\text{NH}_3(\text{g})</math> i <math>\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})</math>.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>7.- CHEMIA ORGANICZNA</b></p> <p><b>7.1. – Właściwości węglowodorów</b></p> <p><b>7.1. 1.- Alkany, alkeny</b></p> <p>Pochodzenie. Nazewnictwo. Wzór strukturalny.</p> <p>Izomeria strukturalna i geometryczna.</p> <p>Właściwości fizyczne.</p> <p>Właściwości chemiczne:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• alkany – spalanie</li> <li>• alkany - reakcja podstawienia rodnikowego.</li> <li>• alkeny – addycja elektrofilowa.</li> </ul>	<p>Nazewnictwo : C<sub>1</sub> (lub C<sub>2</sub>) do C<sub>10</sub>. Wzór strukturalny może ukazywać:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• wszystkie wiązania. E.g.:           <math display="block">  \begin{array}{ccccccc}  &amp; \text{H} &amp; &amp; \text{H} &amp; &amp; \text{H} &amp; \\  &amp;   &amp; &amp;   &amp; &amp;   &amp; \\  \text{H} &amp; - \text{C} &amp; - &amp; \text{C} &amp; - &amp; \text{C} &amp; - \text{H} \\  &amp;   &amp; &amp;   &amp; &amp;   &amp; \\  &amp; \text{H} &amp; &amp; \text{O-H} &amp; &amp; \text{H} &amp;   \end{array}  </math> </li> <li>• wiązania pomiędzy atomami węgla w łańcuchu. Np. CH<sub>3</sub>-CH(OH)-CH<sub>3</sub></li> <li>• konfigurację atomów lub grup atomów w cząsteczce Np. CH<sub>3</sub>CH(OH)CH<sub>3</sub></li> </ul> <p>Ograniczyć izomery geometryczne do izomerów cis-trans alkenów.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Rozpuszczalność w różnych rozpuszczalnikach (polarnych i niepolarnych);</li> <li>• Temperatura topnienia i wrzenia.</li> </ul> <p>Reakcja ciekłego alkanu z roztworem bromu.</p> <p>Addycja elektrofilowa do alkenów:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Addycja bromu do alkenu;</li> <li>• mechanizm addycji elektrofilowej do alkenów;</li> </ul> <p>Znaczenie efektu indukcyjnego w addycji do alkenów asymetrycznych {wyjaśnienie empirycznej reguły Markownikowa).</p>	<p>Destylacja ropy naftowej.</p> <p>Polimeryzacja alkenów [temat ten został zrealizowany w programie klasy IV i V].</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>7.1 .2.- Związki aromatyczne</b> Struktura benzenu.</p> <p>Substytucja elektrofilowa benzenu (łącznie z mechanizmem reakcji).</p> <p><b>7.2.- Określanie struktury substancji organicznej</b> Wzory empiryczne i cząsteczkowe.</p> <p>Metody objaśniania struktur cząsteczkowych.</p>	<p>Objaśnienie struktury benzenu na podstawie dowodów fizycznych i chemicznych:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Wszystkie wiązania C-C mają jednakową długość (zależną od tego czy są to wiązania pojedyncze czy podwójne);</li> <li>• Delokalizacja elektronów wiążących <i>n</i> wzmacnia stabilność pierścienia aromatycznego (jak pokazują dane doświadczalne);</li> <li>• Benzen nie poddaje się łatwo reakcjom addycji.</li> </ul> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Chlorowcowanie (użycie czynników chlorowcujących, np. <math>\text{AlCl}_3</math>, <math>\text{FeBr}_3</math>);</li> <li>• Nitrowanie benzenu.</li> </ul> <p>Określenie wzoru empirycznego.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Zastosowanie spektrometrii masowej (jon macierzysty i modele fragmentacji,</li> <li>• Spektroskopia IR (O-H, C-H, C=O, C-O i znaczenie charakterystycznego obszaru widma w podczerwieni (fingerprint region))</li> </ul> <p>Zastosowanie małej rozdzielczości <math>^1\text{H}</math> NMR w określaniu struktury molekularnej.</p>	<p>Na przykład użycie ciepła spalania i ciepła hydrogenacji.</p> <p>Metody spalania.</p> <p>Zastosowanie komputerowej analizy widma.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>1.- KWASY I ZASADY</b></p> <p><b>1.1.- Definicja Bronsteda</b> Kwasy i zasady według Bronsteda.</p> <p>Sprzężony kwas/zasada (para kwas/zasada)</p> <p>Substancje amfoteryczne.</p> <p>Jonowa dysocjacja wody i amfoteryczny charakter wody Iloczyn jonowy wody.</p> <p><b>1.2.- pH i pomiar pH</b> Definicja pH. Określanie pH :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• wskaźniki kwasowo-zasadowe;</li> <li>• pH-metr.</li> </ul> <p><b>1.3.- Względna moc kwasów i zasad</b> Silne kwasy i zasady. Słabe kwasy i zasady.</p>	<p>Kwasy jako donory protonów i zasady jako akceptory protonów. Równanie jonizacji kwasów i zasad :</p> $\text{HA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$ $\text{B(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{BH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <p>HA (aq)/A<sup>-</sup> (aq)), BH<sup>+</sup> (aq) /B (aq)</p> <p>Substancja amfoteryczna: może mieć charakter kwasowy (donor protonów) lub zasadowy (akceptor protonów), w zależności od warunków.</p> <p>Np.: <math>\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})</math>  <math>\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})</math>  [NB: H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (aq) or CO<sub>2</sub> (aq)]</p> $\text{H}_2\text{O(l)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <p>Iloczyn jonowy wody K<sub>w</sub>, pK<sub>w</sub>. K<sub>w</sub> jest zależne od temperatury. Wymagana jest znajomość wartości K<sub>w</sub> w 25°C (298 K).</p> <p>Wskaźnik pH to para kwas-zasada gdzie formy kwasowe i zasadowe mają różne kolory w roztworze. Związek pomiędzy zmianą koloru i pK<sub>a</sub> wskaźnika. Nie jest wymagana teoria ani szczegóły techniczne.</p> <p>Względna moc nieorganicznych i organicznych kwasów jednozasadowych i zasad jednowodorotlenowych w odniesieniu do stopnia jonizacji w roztworze. Wyjaśnienie oparte na wzorze strukturalnym (energia wiązania, elektroujemność, efekt indukcyjny) oraz na dowodach doświadczalnych.</p>	<p>np. HX/X<sup>-</sup> (X=halogen), NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/NH<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>O/OH<sup>-</sup>.</p> <p>np. HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, HS<sup>-</sup>, HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.</p> <p>Ukazanie poprzez doświadczenie różnic w pH pomiędzy roztworami silnych kwasów i zasad oraz słabych kwasów i zasad o tym samym stężeniu. Wpływ stężenia silnego (lub słabego) kwasu (lub zasady) na pH roztworu. Określanie stałej kwasowej kwasu octowego. Doświadczenia z użyciem pH-metru</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>Stała jonizacji słabych kwasów i zasad.</p> <p>Obliczenia obejmujące <math>K_a</math>, <math>K_b</math>, stężenia i pH słabych kwasów jednoprotynowych i zasad jednowodorotlenowych.</p> <p><b>1.4. -pH roztworów wodnych</b></p> <p>Obliczenia pH roztworów wodnych.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• kwasy</li> <li>• zasady</li> </ul>	<p><math>K_a</math> i <math>K_b</math>, <math>pK_a</math> i <math>pK_b</math>; związek pomiędzy <math>K_a</math> i <math>K_b</math> (lub <math>pK_a</math> i <math>pK_b</math>) pary kwas-zasada.</p> <p>Klasyfikacja kwasów i zasad w zależności od ich wartości <math>K_a</math> lub <math>K_b</math>.</p> <p>Wymagane jest tylko przybliżenie w obliczeniach <math>K_a</math> lub <math>K_b</math>.</p> <p>Obliczenia pH roztworów silnych kwasów jedno/dwuzasadowych i silnych zasad.</p> <p>Obliczenia pH roztworów słabych kwasów jednozasadowych i słabych zasad.</p> <p>Obliczenia oparte na mieszaninie kwasów lub mieszaninie zasad nie są wymagane.</p>	

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>1.5.- Miareczkowanie kwasowo-zasadowe</b> Miareczkowanie</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Silnego kwasu jednozasadowego z silną zasadą jednowodorotlenową;</li> <li>• Silnej zasady jednowodorotlenowej ze słabym kwasem jednozasadowym;</li> <li>• Słabego kwasu jednozasadowego z silną zasadą jednowodorotlenową.</li> </ul> <p>Punkt równoważności miareczkowania</p> <p>Związek pomiędzy pH w punkcie równoważności miareczkowania a wyborem wskaźnika. pH w punkcie w połowie krzywej miareczkowania i jego związek z <math>pK_a</math> słabego kwasu lub <math>pK_b</math> słabej zasady.</p> <p>Wykres miareczkowania oraz zastosowanie krzywej miareczkowania w celu określenia:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• pH w punkcie równoważności;</li> <li>• punktu w połowie krzywej miareczkowania;</li> <li>• początkowego pH.</li> </ul> <p><b>1.6.- Zachowanie związków jonowych w roztworze</b> Rozpuszczanie soli w wodzie. Hydroliza soli. Znaczenie hydrolizy w miareczkowaniu kwasowo zasadowym (pH w punkcie równoważności).</p> <p><b>1.7.- Roztwory buforowe</b> Przygotowanie kwasowego roztworu buforowego. Równania ilustrujące działanie kwasowego roztworu buforowego. Obliczanie pH roztworu buforowego utworzonego z kwasu jednozasadowego i sprzężonej z nim zasady.</p>	<p>Uczniowie powinni wykonać co najmniej jedno miareczkowanie, przy użyciu wskaźnika kwasowo-zasadowego i pH metru. Uzyskane dane powinny być naniesione na wykres w celu pokazania krzywej miareczkowania.</p> <p>Sole rozpuszczone w wodzie są całkowicie zdysocjowane. Reakcje kwasowo-zasadowe jonów z wodą (hydroliza). Zachowanie kwasowo-zasadowe soli w roztworze (wymagane jest jedynie <b>podejście jakościowe</b>).</p> <p>Roztwór buforowy działa w zakresie pH <math>pK_a \pm 1</math>.</p> <p>Jeżeli stężenie soli jest równe stężeniu kwasu, pH powstałego roztworu buforowego jest równe <math>pK_a</math> kwasu.</p>	<p>Miareczkowanie wody mineralnej <math>HCO_3^-</math> (aq) kwasem solnym.</p> <p>Można omówić słabe polikwasy i słabe zasady wielowodorotlenowe.</p> <p>Powinno się zachęcać uczniów do zastosowania komputera w przetwarzaniu danych, dokonywaniu obliczeń i robieniu wykresów.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>2.- ELECTROCHEMIA</b></p> <p><b>2.1. • Reakcje redoks</b>            Reakcje redoks jako transfer elektronów.            Określanie stopnia utlenienia pierwiastków w cząsteczkach i jonach.            Jonowe i cząsteczkowe reakcje redoks.            Równania połówkowe reakcji redoks przy użyciu stopnia utlenienia.            Zastosowanie standardowych potencjałów redoks.</p> <p><b>2.2.- Komórki elektorchemiczne i standardowy potencjał elektrodowy</b>            Umowna reprezentacja komórki elektrochemicznej.            Standardowa elektroda wodorowa.</p> <p>Definicja potencjału redoks pary utleniacz-reduktor.</p> <p><b>Para utleniacz-reduktor</b></p> <p>Zastosowanie standardowych potencjałów redoks.</p> <p>Obliczenia emf ogniwa w warunkach standardowych.            Zastosowanie standardowych potencjałów redoks.</p> <p><b>2.3.- Zastosowanie</b>  <b>2.3.1 .- Miareczkowanie redoks</b>            Obliczenia oparte na miareczkowaniu redoks (podane zostaną pary utleniacz-reduktor oraz warunki).</p>	<p>Wymaga się od uczniów tworzenie połówkowych równań jonowych dla reakcji redoks przy podaniu odpowiednich par i warunków.            Wymaga się od uczniów odtworzenia równania połówkowego redukcji <math>MnO_4^-(aq)</math> do <math>Mn^{2+}(aq)</math> w warunkach kwasowych.</p> <p>Nie wymaga się od uczniów pamięciowego opanowania diagramu standardowego ogniwa wodorowego, ale muszą umieć je oznaczyć.</p> <p>Różnica pomiędzy potencjałem elektrycznym pary utleniacz reduktor w warunkach standardowych a standardową elektrodą wodorową.            Np. <math>Ag^+(aq)/Ag(s)</math>, <math>Cu^{2+}(aq)/Cu^+(aq)</math>            Pomiar emf pary w warunkach standardowych przy standardowej elektrodzie wodorowej.            Przewidywanie reakcji pomiędzy dwoma parami utleniacz-reduktor kiedy wszelkie wymagane informacje są podane.            W obliczeniach, potencjały elektrodowe uważa się za równe standardowym potencjałom redoks. Równanie Nernsta nie jest wymagane.</p> <p>Dla miareczkowania redoks z użyciem kwasowego <math>MnO_4^-(aq)</math> jako utleniacza powinny być znane warunki, kolor reagentów i produktów, zmiana koloru zachodząca w punkcie równoważności.            Przy użyciu skrobi w celu określenia punktu końcowego miareczkowania redoks jodu powinna być znana zmiana koloru.</p>	<p>Działanie kwasu na metal [np. <math>Mg(s) + HCl(aq), \dots</math>]            Działanie metalu na jon metalu [np. <math>Fe(s) + Cu^{2+}(aq), \dots</math>]  <math>Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)</math>  <math>H_2O_2(l) + MnO_4^-(aq) [+ H_3O^+(aq)]</math>            Kwas szczawiowy + <math>MnO_4^-(aq)</math>  <math>I_2(aq) + S_2O_3^{2-}(aq)</math>            Etanol + <math>MnO_4^-(aq)</math> or <math>Cr_2O_7^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)</math>            ...</p> <p>Doświadczalny pomiar standardowego potencjału elektrodowego pary utleniacz-reduktor z użyciem elektrody porównawczej.</p> <p>Miareczkowanie redoks:  <math>Fe^{2+}(aq)</math> z <math>MnO_4^-(aq)</math> w roztworze kwasowym  <math>H_2O_2(l)</math> z <math>MnO_4^-(aq)</math> w roztworze kwasowym            Kwasu szczawiowego z <math>MnO_4^-(aq)</math>  <math>I_2(aq)</math> z <math>S_2O_3^{2-}(aq)</math>.</p>

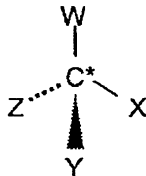


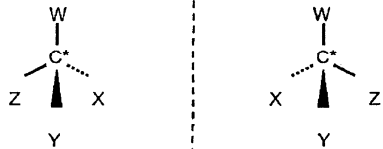
TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>2.3.2.- Chemiczne zasady elektrolizy</b></p> <p><b>2.3.3.- Elektroliza jako proces przemysłowy</b></p> <p>Przewidywanie charakteru produktów otrzymanych na każdej elektrodzie.</p> <p>Obliczenia w elektrolizie.</p> <p><b>2.3.4- Ogniwa</b> Zasady działania ogniw i akumulatorów. Akumulator ołowiowo-kwasowy Proste ogniwa paliwowe.</p> <p><b>2.3.5.- Korozja jako proces redoks.</b> Równanie półkowe dla utleniania żelaza w procesie korozji. Ochrona metalu przed korozją (ochrona elektrochemiczna).</p>	<p>Przeprowadzenie elektrolizy prostych soli stopionych i uwodnionych. Umiejętność narysowania diagramu doświadczenia z elektrolizą oraz oznaczenia go.</p> <p>Wiedza, że elektroliza nie jest samorzutną reakcją chemiczną.</p> <p>Elektroliza zajdzie jedynie jeśli jony mogą swobodnie poruszać się w elektrolicie.</p> <p>Jon dodatni porusza się w kierunku elektrody ujemnej.</p> <p>Jon ujemny porusza się w kierunku elektrody dodatniej.</p> <p>Umiejętność zapisywania jonowych równań półkowych dla reakcji zachodzącej na każdej elektrodzie.</p> <p>Zilustrowane przez elektrolizę stopionego NaCl, wodnego NaCl, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (rozpuszczone w kryolicie), i rafinacja miedzi pierwotnej (wymagana jest tylko reguła redoks transferu miedzi z elektrody dodatniej do elektrody ujemnej).</p> <p>Nie są wymagane szczegóły techniczne żadnego procesu przemysłowego.</p> <p>Jakościowe badanie czynników które wpływają na charakter jonu uwalnianego na jednej elektrodzie, np.:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Standardowy potencjał redoks pary utleniacz-reduktor.</li> <li>• Stężenie jonów w roztworze na przykładzie stężonego roztworu chlorku sodowego w porównaniu do rozcieńczonego roztworu chlorku sodowego.</li> <li>• Charakter elektrody na przykładzie platyny, grafitu, miedzi w elektrolizie siarczanu miedzi (II);</li> </ul> <p>Zastosowanie praw Faradaya.</p> <p>Interpretacja reakcji zachodzących na elektrodach. Równania nie muszą być opanowane pamięciowo.</p> <p>Interpretacja reakcji zachodzących na elektrodach. Równania nie muszą być opanowane pamięciowo.</p> <p><math>Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^{-}</math></p> <p>Ochrona metalu przed korozją poprzez tworzenie ogniwa elektrochemicznego z użyciem Mg(s) jako reduktora.</p>	<p>Elektroliza: PbBr<sub>2</sub> (l), CuCl<sub>2</sub> (aq), CuBr<sub>2</sub> (aq)</p> <p>Można omówić galwanizację oraz powlekanie galwaniczne miedzi.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>3- CHEMIA ORGANICZNA</b></p> <p><b>3.1.- Alkohole</b> Alkohole jednowodorotlenowe: alkohole pierwszorzędowe, drugorzędowe i trzeciorzędowe, izomery, nazewnictwo(do C<sub>6</sub>). Przykłady alkoholi wielowodorotlenowych.</p> <p><b>3.1. 1.- Fizyczne właściwości alkoholi</b> W związku z ich strukturą.</p> <p><b>3.1. 2.- Chemiczne właściwości alkoholi</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• W związku ze zrywaniem wiązania O-H;</li> <li>• W związku ze zrywaniem wiązania C-O;</li> <li>• Utlenianie pierwszorzędowych i drugorzędowych alkoholi;</li> <li>• Porównanie właściwości kwasowych fenolu i alkoholi.</li> </ul> <p><b>3.2.- Aldehydy i ketony</b></p> <p><b>3.2.1. – Nomenklatura do izomerów C<sub>6</sub>.</b></p> <p><b>3.2.2.- Właściwości fizyczne</b> W związku z ich strukturą.</p> <p><b>3.2.3.-Właściwości chemiczne</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Utlenianie aldehydów;</li> <li>• Rozróżnianie pomiędzy aldehydami i ketonami przez utlenianie;</li> </ul>	<p>Dla każdej z następujących grup związków organicznych powinno się wziąć pod uwagę wymienione właściwości fizyczne i chemiczne.</p> <p>Etan-1,2-diol i propan-1,2,3-triol</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Rozpuszczalność w rozpuszczalnikach polarnych i niepolarnych</li> <li>• Temperatura topnienia</li> <li>• Temperatura wrzenia</li> </ul> <p>Reakcja z sodem Reakcja estryfikacji, łącznie z mechanizmem i dowodem z <sup>18</sup>O. Reakcja z HBr (wymagany mechanizm). Odwadnianie (za pomocą H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> lub Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) w celu otrzymania eteru lub alkeny. Alkohol pierwszorzędowy → aldehyd → kwas karboksylowy Alkohol drugorzędowy → keton</p> <p>Moc kwasowa fenoli w porównaniu z alkoholami. Wpływ efektu indukcyjnego i mezomerycznego na właściwości kwasowe fenoli i alkoholi.</p> <p>Izomery aldehydów i ketonów, związki izomeryczne</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Rozpuszczalność w rozpuszczalnikach polarnych i niepolarnych</li> <li>• Temperatura topnienia</li> <li>• Temperatura wrzenia</li> </ul> <p>Aldehydy łatwo poddają się utlenianiu, ketony nie poddają się utlenianiu bez zerwania łańcucha węglowego. Aldehydy i ketony można rozróżnić przy pomocy roztworu Fehlinga. Równanie połówkowe: <math>2\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cu}^+</math> tj. <math>\text{Cu}_2\text{O}(\text{s})</math> <math>\text{RCHO}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{RCOOH} + 2\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-</math></p>	<p>Reakcja izomerów butan- 1-olu z sodem. Estryfikacja etanolu kwasem octowym.</p> <p>Utlenianie izomerów butan-1-olu kwasowym MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> (aq).</p> <p>Porównanie właściwości fizycznych i chemicznych aldehydu octowego (etanolu) i propanonu.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<ul style="list-style-type: none"><li>• Addycja nukleofilowa do grupy karbonylowej.</li><li>• Redukcja grupy karbonylowej</li></ul>	<p>Reakcja z <math>\text{CN}^-</math>, łącznie z mechanizmem. (Reakcja ta nie powinna być przeprowadzana praktycznie).</p> <p>Ograniczona do wiedzy, że keton redukuje się do 2° alkoholu a aldehyd redukuje się do 1°alkoholu.</p>	

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>3.2.4. -Węglowodany</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Monosacharydy: glukoza;</li> <li>• Disacharydy: maltoza;</li> <li>• Polisacharydy: skrobia.</li> </ul>	<p>Łańcuch otwarty i struktura pierścieniowa: mając jedną strukturę, uczniowie powinni potrafić wyjaśnić jak tworzy się następna. Rozpuszczalność w wodzie. Obecność grupy aldehydowej w cząsteczce w postaci łańcucha otwartego. Utlenianie glukozy za pomocą roztworu Fehlinga.</p> <p>Kondensacja dwóch cząsteczek glukozy w celu otrzymania disacharydu – maltozy.</p> <p>Zrozumienie, że polimeryzacja glukozy w celu otrzymania skrobi jest przykładem reakcji kondensacji. Nie jest wymagane równanie zbilansowane ale powinno się przedstawić jednostkę podstawową.</p>	<p>Znaczenie glukozy dla wytwarzania energii komórki.</p> <p>Próba lustra srebrnego (próba Tollensa) lub roztwór Fehlinga z różnymi węglowodanami.</p> <p>Kompleks skrobi z jodem w roztworze wodnym. Wzmianka o celulozie i glikogenie.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>3.3.- Kwasy karboksylowe</b>  <b>3.3.1 .- Nomenklatura, izomery.</b></p> <p><b>3.3.2.- Właściwości fizyczne</b>  W związku z ich strukturą.</p> <p><b>3.3.3. –Właściwości chemiczne</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Charakter kwasowy i moc kwasowa.</li> <li>• estryfikacja.</li> </ul> <p><b>3.3.4.- Aspiryna</b></p> <p><b>3.4.- Izomeria optyczna</b>  Chiralność cząsteczki.</p>	<p>Nazewnictwo kwasów mono i dikarboksylowych do C<sub>6</sub>. Kwasy monokarboksylowe C<sub>16</sub> i C<sub>18</sub>.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Rozpuszczalność w rozpuszczalnikach polarnych i niepolarnych;</li> <li>• Temperatura topnienia;</li> <li>• Temperatura wrzenia</li> </ul> <p>Stabilizacja jonu węglanowego poprzez mezomerię.  Wpływ efektu indukcyjnego na moc kwasów karboksylowych oraz porównanie ich <math>K_a</math> (<math>pK_a</math>).</p> <p>Synteza i hydroliza estru.  Tworzenie się poliestrów. Otrzymywane przez kondensację diolu (alkoholu dwuwodorotlenowego) i kwasu dwukarboksylowego. Nie jest wymagane równanie zbilansowane ale powinno się przedstawić jednostkę podstawową.</p> <p>Struktura cząsteczkowa aspiryny: uczniowie nie muszą pamięciowo opanować struktury, ale powinni potrafić zidentyfikować grupy funkcyjne w cząsteczce.  Aspiryna ma właściwości zarówno kwasów karboksylowych jak i estrów.</p> <p>Obecność węgla asymetrycznego, tj. atomu węgla związanego z czterema różnymi podstawnikami (cząsteczka chiralna).  Cząsteczka z <u>jednym węglem asymetrycznym (C*)</u> może być przedstawiona w sposób trójwymiarowy, na przykład:</p> <div style="text-align: center;">  </div>	<p>Kwasy tłuszczowe (nasycone i nienasycone).</p> <p>Tworzenie się octanu butylu.</p> <p>Fizjologiczne właściwości aspiryny.</p> <p>butan-2-ol,  Kwas mlekowy.</p> <p>Biologiczne znaczenie chiralności (aminokwasy, aktywne miejsca enzymów, receptory membranowe...).</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p>Enancjomery.</p> <p>Wpływ związków optycznie czynnych na światło spolaryzowane.</p> <p>Mieszanina racemiczna.</p>	<p>Enancjomery są nie nakładającymi się na siebie odbiciami lustrzanymi tej samej cząsteczki.</p>  <p>Związki optycznie czynne obracają płaszczyznę światła spolaryzowanego w płaszczyźnie. Enancjomery obracają płaszczyznę światła spolaryzowanego w płaszczyźnie o tyle samo, ale w przeciwnym kierunku. Mieszanina równomolowa dwóch enancjomerów substancji.</p>	

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
<p><b>3.5.- Tłuszcze i oleje (tłuszcze ciekłe) .</b></p> <p><b>3.5,1.- Nomenklatura..</b></p> <p><b>3.5,2.- Właściwości fizyczne nasyconych i nienasyconych tłuszczów i olejów.</b></p> <p><b>3.5.3.-Właściwości chemiczne</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• hydrogenacja;</li> <li>• jodowanie;</li> <li>• zmydlanie.</li> </ul> <p>Porównanie syntetycznych detergentów i mydeł.</p>	<p>Tłuszcze i oleje to estry 1,2,3-propantriolu (glicerol) i długołańcuchowych nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych.</p> <p>Nazewnictwo kwasów tłuszczowych, ograniczone do C<sub>15</sub> i C<sub>18</sub>.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Rozpuszczalność w rozpuszczalnikach polarnych i niepolarnych;</li> <li>• Temperatura topnienia;</li> </ul> <p>Wyjaśnienie różnicy w temperaturze topnienia tłuszczów i olejów w odniesieniu do ich stopnia nasycenia / nienasycenia.</p> <p>Hydrogenacja tłuszczów nienasyconych. Uczeń powinien potrafić zapisać równanie zbilansowane.</p> <p>Wykorzystanie liczby jodowej w celu określenia stopnia nienasycenia tłuszczu.</p> <p>Zmydlanie tłuszczów w produkcji mydła. Uczeń powinien potrafić zapisać równanie zbilansowane.</p> <p>Myjące właściwości mydeł. Znajomość struktury chemicznej cząsteczki mydła – cząsteczka o długim łańcuchu z jednym końcem polarnym (hydrofilowym) i drugim niepolarnym (hydrofobowym) – oraz umiejętność wyjaśnienia dlaczego mydło ma właściwości myjące.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Struktura chemiczna;</li> <li>• wrażliwość na twardość wody;</li> <li>• wpływ na środowisko;</li> <li>• biodegradalność.</li> </ul>	<p>Czyszczenie chemiczne.</p> <p>Produkcja margaryny-</p> <p>Produkcja mydła.</p> <p>Demonstracja poprzez doświadczenie.</p> <p>Demonstracja poprzez doświadczenie.</p>

TREŚĆ	UWAGI	SUGESTIE
-------	-------	----------

<p><b>3.6.- Aminy</b>  <b>3.6.1. – Nomenklatura, izomery.</b></p> <p><b>3.6.2.-Właściwości chemiczne</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Zasadowy charakter grupy aminowej;</li> <li>dwuazowanie.</li> </ul> <p><b>3.6.3.- Tworzenie się wiązania amidowego (wiązanie peptydowe)</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>tworzenie się amidów.</li> </ul> <p><b>3.7.- Aminokwasy</b>  <b>3.7.1.- Nomenklatura. izomeria optyczna</b></p> <p><b>3.7.2.- Właściwości fizyczne</b>  W odniesieniu do ich struktury.</p> <p><b>3.7.3.- Właściwości chemiczne</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>charakter amfoteryczny; tworzenie się jonów amfoterycznych.</li> <li>Tworzenie się peptydów i polipeptydów;</li> <li>Struktura pierwszorzędowa białek.</li> </ul>	<p>Nazewnictwo aminów pierwszorzędowych do C<sub>6</sub>.  Umiejętność rozróżniania pomiędzy aminami pierwszorzędowymi, drugorzędowymi i trzeciorzędowymi.</p> <p>Ograniczone do aminów pierwszorzędowych i drugorzędowych.  Porównanie mocy zasadowej aminów pierwszorzędowych i drugorzędowych, amoniaku i fenyloaminy w roztworze wodnym.  Wpływ podstawników na moc zasadową aminów (efekt indukcyjny i mezomeryczny) w celu wyjaśnienia różnicy pomiędzy wartościami K<sub>b</sub> (pK<sub>b</sub>).  Barwniki azowe: reakcja pomiędzy chlorkiem dwuazoniowym a fenolem lub 2-naftolem (p-naftol) w celu utworzenia barwników diazowych. Równanie nie są wymagane.  Barwniki diazowe są substancjami barwnymi ponieważ ich cząsteczki wykazują się sprzężeniem wiązań podwójnych (odpowiedzialnych za absorpcję światła w widzialnej części widma).  Tworzenie się wiązania amidowego (lub peptydowego).</p> <p>Poliamidy; uzyskiwane poprzez reakcję kondensacji diaminu i kwasu dwukarboksylowego. Nie jest wymagane równanie zbilansowane ale powinno się przedstawić jednostkę podstawową.  Struktura 2-amino kwasu (α-amino kwasu).  Nazwy IUPAC oraz nazwy potoczne kwasu aminooctowego (glicyny) i kwasu alfa-aminopropionowego (alaniny).  Wszystkie 2-amino kwasy z wyjątkiem glicyny występują jako enancjomery.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Rozpuszczalność w rozpuszczalnikach polarnych i niepolarnych;</li> <li>Temperatura topnienia;</li> </ul> <p>Reakcja aminokwasów z wodą, kwasami i zasadami w celu zilustrowania amfoterycznego charakteru aminokwasów.  Uczniowie powinni znać znaczenie " punktu izoelektrycznego aminokwasu", ale temat ten nie musi być rozwijany.  Kondensacja aminokwasów (ograniczona do trzech aminokwasów).  Kolejność sekwencji aminokwasów w białku.</p>	<p>Produkcja nylonu.</p> <p>Drugorzędowe, trzeciorzędowe i czwartorzędowe struktury białek: Ich znaczenie w biologicznej funkcji białek i enzymów.  Laboratorium: Hydroliza aspartamu.</p>
---	---	--