



MINISTERSTWO EDUKACJI
NARODOWEJ



Monika Makowska

Posługiwanie się podstawowymi pojęciami fizykochemicznymi 815[01].O1.02

Poradnik dla ucznia

Wydawca
Instytut Technologii Eksploatacji – Państwowy Instytut Badawczy
Radom 2007

Recenzenci:

mgr Urszula Ciosk- Rawluk

dr inż. Rafał Bator

Opracowanie redakcyjne:

dr inż. Monika Makowska

Konsultacja:

mgr inż. Halina Bielecka

Poradnik stanowi obudowę dydaktyczną programu jednostki modułowej 815[01].O1.02 „Posługiwanie się podstawowymi pojęciami fizykochemicznymi”, zawartego w modułowym programie nauczania dla zawodu operator urządzeń przemysłu chemicznego.

Wydawca

Instytut Technologii Eksploatacji – Państwowy Instytut Badawczy, Radom 2007

SPIS TREŚCI

1. Wprowadzenie	4
2. Wymagania wstępne	6
3. Cele kształcenia	7
4. Materiał nauczania	8
4.1. Budowa i właściwości materii	8
4.1.1. Materiał nauczania	8
4.1.2. Pytania sprawdzające	12
4.1.3. Ćwiczenia	13
4.1.4. Sprawdzian postępów	15
4.2. Roztwory	16
4.2.1. Materiał nauczania	16
4.2.2. Pytania sprawdzające	18
4.2.3. Ćwiczenia	18
4.2.4. Sprawdzian postępów	20
4.3. Układ okresowy pierwiastków	21
4.3.1. Materiał nauczania	21
4.3.2. Pytania sprawdzające	24
4.3.3. Ćwiczenia	25
4.3.4. Sprawdzian postępów	26
4.4. Reakcje chemiczne	27
4.4.1. Materiał nauczania	27
4.4.2. Pytania sprawdzające	29
4.4.3. Ćwiczenia	29
4.4.4. Sprawdzian postępów	31
4.5. Tlenki, wodorotlenki, kwasy i sole	32
4.5.1. Materiał nauczania	32
4.5.2. Pytania sprawdzające	36
4.5.3. Ćwiczenia	36
4.5.4. Sprawdzian postępów	38
4.6. Węglowodory alifatyczne i aromatyczne	39
4.6.1. Materiał nauczania	39
4.6.2. Pytania sprawdzające	47
4.6.3. Ćwiczenia	47
4.6.4. Sprawdzian postępów	50
4.7. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów	51
4.7.1. Materiał nauczania	51
4.7.2. Pytania sprawdzające	57
4.7.3. Ćwiczenia	57
4.7.4. Sprawdzian postępów	60
4.8. Związki wielkocząsteczkowe	61
4.8.1. Materiał nauczania	61
4.8.2. Pytania sprawdzające	64
4.8.3. Ćwiczenia	64
4.8.4. Sprawdzian postępów	65

4.9. Naturalne związki organiczne	66
4.9.1. Materiał nauczania	66
4.9.2. Pytania sprawdzające	69
4.9.3. Ćwiczenia	69
4.9.4. Sprawdzian postępów	70
5. Sprawdzian osiągnięć	71
6. Literatura	77

1. WPROWADZENIE

Poradnik ten będzie Ci pomocny w przyswajaniu wiedzy i posługiwaniu się podstawowymi pojęciami fizykochemicznymi, stosowanymi w chemicznych procesach przemysłowych, które zostały ujęte w modułowym programie nauczania dla zawodu operator urządzeń przemysłu chemicznego.

Poradnik zawiera:

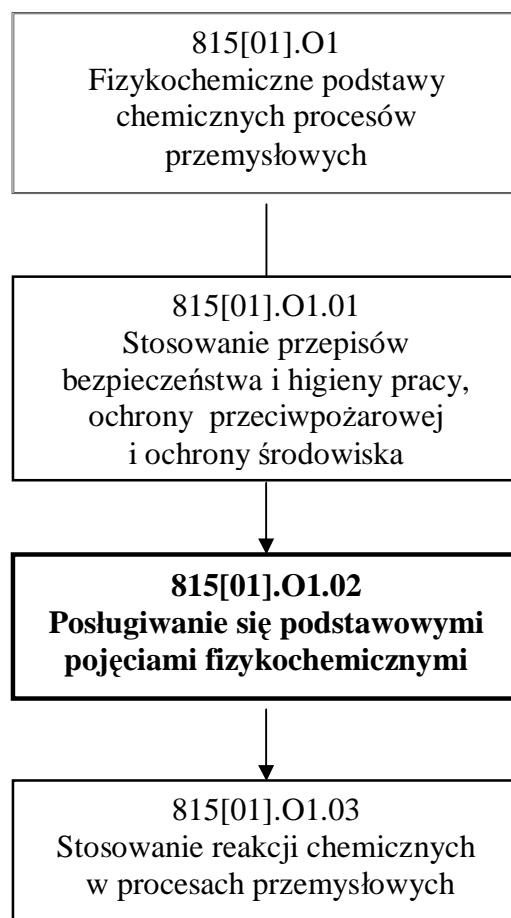
- wymagania wstępne – umiejętności, jakie powinieneś posiadać przed rozpoczęciem pracy z poradnikiem,
- cele kształcenia – umiejętności, jakie powinieneś opanować w wyniku procesu kształcenia,
- materiał nauczania – informacje, niezbędne do realizacji zaplanowanych celów kształcenia; obejmuje on:
 - pytania sprawdzające, pomocne w ocenie poziomu wiedzy niezbędnej Ci do wykonania ćwiczeń,
 - ćwiczenia, pomocne w ukształtowaniu Twoich umiejętności praktycznych,
 - sprawdzian postępów, pomocny w ocenie poziomu Twojej wiedzy po wykonaniu ćwiczeń,
- sprawdzian osiągnięć – przykładowy zestaw zadań testowych, umożliwiający sprawdzenie wiadomości i umiejętności opanowanych przez Ciebie podczas realizacji programu jednostki modułowej,
- literaturę – wykaz pozycji literaturowych, z których możesz korzystać podczas nauki, w celu pogłębienia wiedzy z zakresu programu jednostki modułowej.

W materiale nauczania przedstawione zostały zagadnienia, dotyczące podstawowych pojęć fizykochemicznych, stosowanych w procesach przemysłowych, przeprowadzania ćwiczeń laboratoryjnych, wykonywania obliczeń stechiometrycznych, posługiwania się zasadami nazewnictwa związków nieorganicznych i organicznych, prawidłowego posługiwania się symboliką i wzorami chemicznymi oraz zapisywania równań reakcji chemicznych. Powinieneś nabyć umiejętność właściwego selekcionowania informacji, dostępnych w różnych źródłach, w celu rozwiązywania określonych zadań problemowych.

Przy wykonywaniu ćwiczeń laboratoryjnych, powinieneś korzystać z instrukcji stanowiskowych oraz wskazówek i poleceń nauczyciela, przestrzegając przy tym przepisów bezpieczeństwa i higieny pracy oraz ochrony przeciwpożarowej w pracowni chemicznej.

Po zrealizowaniu ćwiczeń laboratoryjnych, powinieneś sprawdzić poziom swojej wiedzy za pomocą sprawdzianu postępów, udzielając odpowiedzi TAK lub NIE. Odpowiedzi NIE wskazują na niepełne opanowanie umiejętności teoretycznych i praktycznych, które należy uzupełnić.

Po zrealizowaniu programu jednostki modułowej, otrzymasz do samodzielnego rozwiązania test pisemny oraz zadanie praktyczne w formie ćwiczenia laboratoryjnego. Podstawą zaliczenia programu jednostki modułowej jest pozytywna ocena wyników sprawdzianów, według ustalonych kryteriów.



Schemat układu jednostek modułowych

2. WYMAGANIA WSTĘPNE

Przystępując do realizacji programu jednostki modułowej powinieneś umieć:

- posługiwać się podstawowymi pojęciami z zakresu chemii nieorganicznej i organicznej,
- posługiwać się podstawowymi symbolami i wzorami chemicznymi,
- stosować i przeliczać najczęściej stosowane jednostki miar układu SI,
- dokonywać pomiarów podstawowych wielkości fizycznych, tj. masy, temperatury, objętości,
- posługiwać się podstawowymi przyrządami pomiarowymi,
- sporządzać i odczytywać zestawienia tabelaryczne i wykresy,
- posługiwać się tablicami chemicznymi,
- posługiwać się układem okresowym pierwiastków,
- posługiwać się instrukcjami stanowiskowymi przy wykonywaniu ćwiczeń laboratoryjnych,
- zapisywać wyniki doświadczeń chemicznych,
- wyszukiwać, selekcjonować i korzystać z różnych źródeł informacji,
- stosować przepisy bezpieczeństwa i higieny pracy, ochrony przeciwpożarowej i ochrony środowiska,
- oceniać własne możliwości w działaniach indywidualnych i grupowych,
- dokonać samooceny pracy,
- współpracować w grupie.

3. CELE KSZTAŁCENIA

W wyniku realizacji programu jednostki modułowej powinieneś umieć:

- posłużyć się pojęciami z zakresu budowy materii: substancja prosta i złożona, atom, cząsteczka, pierwiastek, związek chemiczny,
- zastosować podstawowe terminy chemiczne: reagent, substrat, produkt, reakcja chemiczna, liczba atomowa, liczba masowa, elektron walencyjny, okres, grupa, prawo okresowości, elektroujemność, wiązanie chemiczne, roztwór, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczona, rozpuszczalność,
- zapisać wzory związków chemicznych nieorganicznych i organicznych,
- posłużyć się zasadami nazewnictwa związków nieorganicznych i organicznych,
- zapisać proste równania reakcji chemicznych zachodzących z udziałem związków nieorganicznych i organicznych,
- posłużyć się układem okresowym pierwiastków, wykresami, tabelami i tablicami chemicznymi,
- przeliczyć jednostki miar najczęściej stosowanych wielkości: masy, objętości, gęstości,
- posłużyć się pojęciami z zakresu ilościowego opisu materii: mol, masa molowa, objętość molowa,
- zastosować podstawowe prawa chemiczne,
- wykonać podstawowe obliczenia stechiometryczne,
- wyrazić koncentrację roztworu poprzez stężenie procentowe i molowe,
- rozróżnić wiązania chemiczne występujące w różnych związkach chemicznych,
- scharakteryzować podstawowe grupy związków nieorganicznych: tlenki, wodorotlenki, kwasy i sole,
- wyjaśnić podobieństwa i różnice między pierwiastkami grup głównych układu okresowego pierwiastków,
- scharakteryzować najważniejsze właściwości fizyczne i chemiczne wybranych pierwiastków i ich związków,
- posłużyć się podstawowymi pojęciami z zakresu chemii organicznej: węglowodory nasycone, węglowodory nienasycone, węglowodory aromatyczne, szereg homologiczny, homolog, izomer, reakcja substytucji, addycji, eliminacji i polimeryzacji, grupa funkcyjna,
- przedstawić za pomocą wzorów półstrukturalnych i strukturalnych budowę związków organicznych,
- scharakteryzować właściwości podstawowych węglowodorów alifatycznych oraz aromatycznych,
- rozróżnić grupy funkcyjne w związkach chemicznych organicznych,
- scharakteryzować właściwości podstawowych pochodnych jednofunkcyjnych węglowodorów: alkoholi, ketonów, aldehydów, kwasów organicznych i amin,
- scharakteryzować związki wielkocząsteczkowe,
- określić praktyczne zastosowanie pierwiastków i związków chemicznych w gospodarce, technice i życiu codziennym,
- wykonać proste doświadczenia chemiczne,
- wyszukać informacje w podręcznikach, tablicach chemicznych, czasopismach i Internecie,
- zastosować przepisy bezpieczeństwa i higieny pracy oraz przeciwpożarowe podczas wykonywania doświadczeń chemicznych.

4. MATERIAŁ NAUCZANIA

4.1. Budowa i właściwości materii

4.1.1. Materiał nauczania

Materią jest wszystko co ma masę i zajmuje objętość. Materia nie jest ciągła, lecz składa się z małych cząstek. Może być ona dzielona na coraz mniejsze fragmenty.

Substancje i ich mieszaniny

Jednorodny rodzaj materii o określonym i niezmiennym składzie chemicznym nazywany jest **substancją**. Substancje dzieli się na:

- proste (pierwiastek chemiczny),
- złożone (związek chemiczny).

Pierwiastek chemiczny jest substancją prostą, złożoną z atomów jednego rodzaju, której nie da się metodami chemicznymi rozdzielić na składniki. **Związek chemiczny** natomiast to jednorodna substancja złożona, która zawiera co najmniej dwa pierwiastki chemiczne, pozostające względem siebie w określonych stosunkach ilościowych. Właściwości związku chemicznego nie są wypadkową właściwości tworzących je pierwiastków.

Do identyfikowania substancji wykorzystuje się właściwości fizyczne i chemiczne materii. Właściwości chemiczne określają zdolność substancji do przekształcania się w inną substancję, np. wodór przekształca się w wodę podczas spalania w tlenie. Właściwości fizyczne substancji to takie jej cechy, które można obserwować i mierzyć, nie zmieniając tożsamości substancji, np. barwa, twardość, gęstość i temperatura topnienia. Ważną właściwością fizyczną substancji jest jej stan skupienia. **Stan skupienia** to zależna od temperatury i ciśnienia postać materii, w której ma ona określone właściwości fizyczne. Tradycyjny podział wyróżnia trzy stany skupienia:

- stały – ciało stałe ma określoną objętość i kształt, może mieć budowę krystaliczną (kryształ) lub być amorficzne (ciało bezpostaciowe); substancja występuje w postaci ciała stałego w temperaturach niższych od jej temperatury topnienia,
- ciekły – ciecz ma określoną objętość, ale nie ma określonego kształtu (przyjmuje kształt naczynia); temperaturowy zakres istnienia substancji w postaci cieczy jest ograniczony z dołu przez temperaturę topnienia i z góry przez temperaturę wrzenia, które są charakterystyczne dla danej cieczy,
- gazowy – gaz jest stanem skupienia, w którym cząstki poruszają się swobodnie w objętości znacznie większej od ich objętości własnej; substancje gazowe nie mają ustalonego kształtu ani wymiarów, ale przybierają kształt zbiornika, w którym się znajdują.

Przemiany fazowe, polegające na zmianie stanu skupienia pod wpływem temperatury lub ciśnienia, są przykładem **przemian fizycznych**, czyli takich zmian układu fizycznego, które nie powodują zmian właściwości chemicznych substancji. Najlepszym przykładem jest woda, która pod normalnym ciśnieniem atmosferycznym w temperaturze poniżej 0°C jest ciałem stałym, w temperaturach od 0 do 100°C jest cieczą, a powyżej 100°C staje się gazem.

Układ dwóch lub więcej substancji, zmieszanych ze sobą w dowolnym stosunku i wykazujących swoje indywidualne właściwości nazywa się **mieszaniną**. Wyróżnia się dwa rodzaje mieszanin:

- mieszaniny jednorodne – wszystkie składniki stanowią jedną fazę i zazwyczaj niemożliwe jest wzrokowe określenie jej składu, np. stopy metali, benzyna, solanka, cukier w wodzie, powietrze, roztwory wodne soków, ocet,
- mieszaniny niejednorodne – wszystkie składniki tworzą oddzielne fazy i często można je określić wzrokowo, np. opiłki żelaza zmieszane z cukrem, piasek z wodą, zaprawa murarska, opiłki żelaza w wodzie, kawa mielona z wodą.

W celu ustalenia składu mieszaniny, należy rozdzielić i zidentyfikować poszczególne jej składniki. Metody rozdzielania mieszanin opierają się na różnicach we właściwościach fizycznych ich składników. Są to np. filtracja (wykorzystuje się różnicę rozpuszczalności składników), czy destylacja (wykorzystuje się różnicę temperatur wrzenia składników).

Mieszaniny niejednorodne rozdziela się np. poprzez sączenie (np. przez bibułę), segregację mechaniczną, wirowanie, dekantację (zlewanie cieczy z nad osadu) lub sedymentację (samorzutne opadanie cząsteczek ciała stałego w cieczy). Natomiast mieszaniny jednorodne za pomocą destylacji, krystalizacji lub chromatografii.

Atom i cząsteczka

Atom jest najmniejszą, niepodzielną metodami chemicznymi, cząstką materii. Jest to najmniejsza część pierwiastka chemicznego, zachowująca jego indywidualne właściwości chemiczne. Atomy mogą występować samodzielnie lub łączyć się w cząsteczki.

Atom jest elektrycznie obojętną mikrostrukturą, zbudowaną z dodatnio naładowanego jądra i otaczających je elektronów (cząstek o ładunku ujemnym). W skład jądra wchodzi nukleony: protony (cząstki o ładunku dodatnim) i neutrony.

Liczba atomowa (oznaczana symbolem Z) jest całkowitą liczbą protonów w jądrze. Liczba atomowa nazywana jest także liczbą porządkową, ponieważ jest kolejnym numerem pierwiastka w układzie okresowym pierwiastków. Pierwiastek chemiczny jest zbiorem atomów o tej samej liczbie atomowej.

$$\boxed{\begin{array}{c} \text{Liczba atomowa} \\ Z \end{array}} = \boxed{\begin{array}{c} \text{Liczba protonów} \\ \text{w jądrze} \end{array}} = \boxed{\begin{array}{c} \text{Liczba elektronów} \\ \text{otaczających jądro} \end{array}}$$

Łączna liczba protonów i neutronów w jądrze atomowym nosi nazwę **liczby masowej**. Jest ona oznaczana symbolem A i podaje się ją w górnym indeksie przed symbolem pierwiastka, np. ^{16}S .

$$\boxed{\begin{array}{c} \text{Liczba masowa} \\ A \end{array}} = \boxed{\begin{array}{c} \text{Liczba protonów} \\ \text{w jądrze} \end{array}} + \boxed{\begin{array}{c} \text{Liczba neutronów} \\ \text{w jądrze} \end{array}}$$

Atomy tego samego pierwiastka o jednakowej liczbie atomowej, lecz o różnych liczbach masowych, noszą nazwę **izotopów**. Izotopy pierwiastka mają jednakową liczbę protonów i elektronów, lecz różne liczby neutronów.

Masa atomowa to masa atomu, wyrażona w jednostkach masy atomowej – unitach (u). $1u$ odpowiada $1/12$ masy izotopu węgla ^{12}C . Przykładowo masa atomowa wybranych izotopów węgla, tlenu i siarki wynosi odpowiednio $12u$, $16u$ i $32u$. Przeliczenie atomowej jednostki masy na jednostki masy układu SI umożliwia wzór:

$$1g \approx 6,02 \cdot 10^{23} u$$

Atom pozbawiony jednego lub kilku elektronów nosi nazwę jonu dodatniego (kationu), a atom, który przyłączył jeden lub kilka elektronów nosi nazwę jonu ujemnego (anionu). **Jon** to dodatnie lub ujemnie naładowana cząstka, powstała z atomu lub cząsteczki przez przyłączenie lub odłączenie pewnej liczby elektronów.

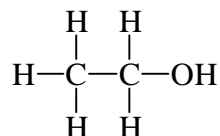
Cząsteczka jest to obojętna elektrycznie grupa atomów, trwale ze sobą połączonych wiązaniami chemicznymi. Cząsteczka stanowi najmniejszą ilość związku chemicznego, zachowującą jego właściwości chemiczne. Może się ona składać z takich samych atomów (substancje proste, np. O_2) lub różnych atomów (związki chemiczne, np. H_2O).

Masę cząsteczki, wyrażoną w jednostkach masy atomowej u , nazywa się **masą cząsteczkową**. Jest ona równa sumie mas atomowych wszystkich atomów, wchodzących w jej skład. Przykładowo masa cząsteczkowa wody wynosi 18 u .

Związki chemiczne zapisuje się w formie wzorów chemicznych, w których podaje się liczbę i rodzaj atomów, tworzących je cząsteczek. Wzory sumaryczne uwzględniają tylko sumaryczną liczbę atomów pierwiastków, występujących w jednej cząsteczce określonego związku chemicznego, zaś wzór strukturalny dodatkowo zawiera informację o sposobie połączenia tych atomów wiązaniami chemicznymi, np.:



wzór sumaryczny



wzór strukturalny

Każdy związek chemiczny, niezależnie od metody jego otrzymywania, ma stały skład jakościowy i ilościowy. Obowiązuje **prawo stałości składu**, które brzmi: „Stosunek mas składników w związku chemicznym jest wielkością stałą, niezależną od warunków, w których związek powstał”. Na przykład woda (H_2O) jest zawsze związkiem wodoru (H) i tlenu (O), w którym na jeden atom tlenu przypadają dwa atomy wodoru.

Wiązania chemiczne

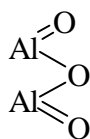
W atomie wyodrębnia się umownie dwie strefy: rdzeń (składa się z jądra i elektronów niewalencyjnych) i elektrony walencyjne. Do **elektronów walencyjnych** zalicza się elektrony, które mają stosunkowo wysokie wartości energii i dzięki temu mogą brać udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Wiązanie chemiczne tworzy się, jeśli pomiędzy dwoma atomami, jonami, cząsteczkami lub układami cząsteczek występuje oddziaływanie, które powoduje, że układ jest bardziej stabilny, gdy obiekty są ze sobą związane niż gdy są od siebie oddalone na dowolną odległość.

Wiązania chemiczne powstają na skutek uwspólnienia dwóch lub więcej elektronów walencyjnych, pochodzących bądź z jednego, bądź z obu łączących się atomów lub przeskoku jednego lub więcej elektronów z jednego atomu na drugi atom.

Do utworzenia typowego wiązania chemicznego potrzeba minimum dwóch elektronów, zwykle po jednym z każdego łączącego się atomu. Wiązanie, które tworzą dwa elektrony nazywa się wiązaniem pojedynczym, cztery elektrony - wiązaniem podwójnym, sześć elektronów - wiązaniem potrójnym. Wiązania pojedyncze, podwójne i potrójne występują dość powszechnie. Dużo rzadziej spotykane są wiązania o większej krotności.

Liczba wiązań chemicznych, które tworzy atom danego pierwiastka w cząsteczce substancji, nazywana jest jego **wartościowością**, np. atom tworzący dwa wiązania chemiczne z innymi atomami jest dwuwartościowy. Wartościowość podaje się cyfrą rzymską po symbolu chemicznym pierwiastka, np. CO - tlenek węgla(II). Niekiedy pierwiastek może posiadać różne wartościowości (np. siarka – II, IV, VI). Bez znajomości wartościowości pierwiastka w danym związku, nie jest możliwe ustalenie wzoru związku chemicznego. Wzory strukturalne przedstawiają wartościowość za pomocą kresek wiążących atomy.

Przykładowo:

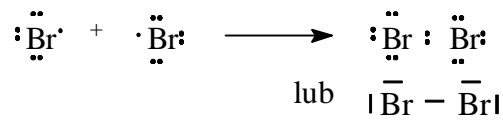


Miarą zdolności atomu do przyciągania pary elektronów w cząsteczce jest **elektroujemność**. Atom o wysokiej elektroujemności może przyciągać elektrony walencyjne tak silnie, że staje się anionem. Pojęcie elektroujemności wprowadził amerykański chemik

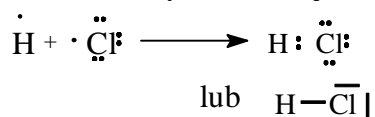
L. Pauling (tzw. skala elektroujemności Paulinga). Do pierwiastków elektroujemnych zalicza się te, których atomy wykazują wyższą tendencję do przyłączania elektronów niż do jonizacji. W praktyce są to niemetale. Natomiast do pierwiastków o niskiej elektroujemności (elektrododatnich) zalicza się te, których atomy wykazują wyższą tendencję do jonizacji niż do przyłączania elektronów. W praktyce są to metale.

Istnieją dwa zasadnicze rodzaje wiązań chemicznych: kowalencyjne i jonowe.

Wiązanie kowalencyjne powstaje na skutek utworzenia wspólnej pary elektronowej przez dwa atomy. Każdy atom dostarcza taką samą liczbę elektronów. W cząsteczkach, składających się z atomów tego samego pierwiastka, elektrony pary elektronowej, a więc i ładunek elektryczny, są rozmieszczone w sposób symetryczny przy obu atomach. Wiązanie nosi wtedy nazwę **wiązania niespolaryzowanego**.

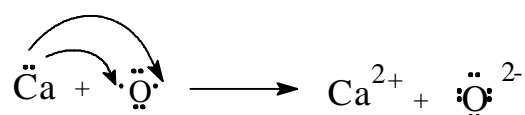


Jeśli uwspólnienie pary elektronowej następuje pomiędzy atomami różnych pierwiastków, wtedy rozkład ładunku jest niesymetryczny, gdyż elektrony tworzące wiązanie są przesunięte w stronę atomu pierwiastka o większej elektroujemności (np. w HCl – w kierunku atomu chloru). Wiązanie takie nazywa się **wiązaniem spolaryzowanym**.



Wiązanie kowalencyjne powstaje między dwoma atomami, których wzajemna różnica elektroujemności jest mniejsza od 1,7 w skali Paulinga. Granica ta jest bardzo umowna i ma raczej charakter orientacyjny.

Wiązanie jonowe powstaje w wyniku przeniesienia elektronu lub elektronów z powłoki walencyjnej pierwiastka o niższej elektroujemności i umieszczeniu na powłoce walencyjnej pierwiastka o większej elektroujemności. Polega ono na elektrostatycznym przyciąganiu się jonów przeciwnego znaku i istnieje wyłącznie w ciele stałym, a zanika po przeprowadzeniu substancji do roztworu, stopieniu lub przeprowadzeniu w stan gazowy.



Na ogół, aby powstało wiązanie, różnica elektroujemności musi być większa lub równa 1,7 w skali Paulinga. Jednak granica, przy której tworzy się wiązanie jonowe jest bardzo płynna, gdyż zależy ona od wielu różnych czynników. Na przykład we fluorowodorze różnica elektroujemności między fluorem a wodorem wynosi aż 1,9, a mimo to wiązanie F-H ma charakter kowalencyjny spolaryzowany.

Liczność materii

Jednostką ilości (liczności) materii jest **mol**. Jest to ilość substancji, w której jest zawarta taka liczba cząstek (np. atomów, cząsteczek, jonów, elektronów itp.), jaka znajduje się w 12 g izotopu węgla ^{12}C . W jednym molu znajduje się ok. $6,02 \cdot 10^{23}$ cząstek - liczba ta jest nazywana stałą Avogadra.

$$1 \text{ mol} \gg 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząstek}$$

Masa jednego mola danej substancji nosi nazwę **masy molowej**. Jednostką masy molowej w układzie SI jest kg/mol, chociaż częściej wyrażana jest w jednostce pochodnej

g/mol. Przykładowo, masa molowa H₂O wynosi 18 g/mol i liczbowo odpowiada masie cząsteczkowej H₂O. Masę molową stosuje się do przeliczania masy próbki na liczbę moli lub odwrotnie:

$$m_s = nM$$

gdzie:

- m_s – masa próbki (g),
- n – liczba moli (mol),
- M – masa molowa (g/mol).

Objętość, jaką zajmuje jeden mol substancji, nazywana jest **objętością molową**. Jednostką objętości molowej w układzie SI jest m³/mol.

$$V_m = \frac{V_s}{n}$$

gdzie:

- V_m – objętość molowa (m³/mol),
- V_s - objętość substancji (m³),
- n – liczba moli (mol).

Dla cieczy i ciał stałych objętości molowe podaje się często z wykorzystaniem wygodniejszych podjednostek cm³/mol lub dm³/mol (np. dla wody 18 cm³/mol).

Zawartość procentowa pierwiastka w związku chemicznym to stosunek masy molowej pierwiastka do masy molowej tego związku, wyrażony w procentach, np. skład procentowy CO₂ oblicza się w następujący sposób:

$$\%C = \frac{M_C}{M_{CO_2}} 100\% = \frac{12g}{44g} 100\% = 27,3\%$$

$$\%O = 100\% - 27,3\% = 72,7\%$$

4.1.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to jest substancja i jakie wyróżnia się rodzaje substancji ?
2. Czym różnią się właściwości chemiczne od właściwości fizycznych substancji?
3. Co to jest stan skupienia materii, od czego zależy i jakie wyróżnia się stany skupienia?
4. Co to jest mieszanina i jakie są jej rodzaje?
5. Jakie metody stosuje się do rozdzielania mieszanin jednorodnych i niejednorodnych?
6. Co to jest atom i jak jest zbudowany?
7. Co określa liczba atomowa i liczba masowa?
8. Czym różnią się izotopy pierwiastka?
9. Co to jest masa atomowa?
10. Co to jest cząsteczka i w jaki sposób wyraża się jej masę?
11. Jaką postać mogą mieć wzory chemiczne?
12. Jak brzmi prawo stałości składu?
13. Co to są elektrony walencyjne?
14. W jaki sposób powstają wiązania chemiczne?
15. Co to jest wartościowość pierwiastka?
16. Co to jest elektroujemność?
17. Czym różnią się wiązania kowalencyjne od wiązań jonowych?
18. Jakie są rodzaje wiązań kowalencyjnych i czym się różnią?
19. Co to jest mol, masa molowa i objętość molowa?
20. Jak wyznacza się zawartość procentową pierwiastka w związku chemicznym?

4.1.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Rozdziel mieszaniny niejednorodne poprzez segregację mechaniczną, sedymentację, dekantację i sączenie.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne oraz piasek,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne i magnes,
- 6) rozdzielić mieszaninę siarki i opiłków żelaza za pomocą magnesu,
- 7) rozdzielić mieszaninę siarki i opiłków żelaza w wodzie,
- 8) rozdzielić mieszaninę piasku i wody poprzez zlewanie wody z nad piasku,
- 9) rozdzielić mieszaninę piasku i wody na sączku,
- 10) opisać w zeszycie obserwacje,
- 11) nazwać zastosowane metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych,
- 12) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 13) dokonać samooceny pracy,
- 14) uporządkować stanowisko pracy,
- 15) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- sproszkowana siarka,
- opiłki żelaza,
- woda,
- piasek,
- probówki,
- zlewki, szalki Petriego,
- bagietka,
- lejek,
- bibuła,
- magnes,
- literatura.

Ćwiczenie 2

Rozdziel mieszaninę jednorodną w procesie krystalizacji.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,

- 6) ogrzewać probówkę z roztworem węglanu sodu do całkowitego odparowania wody,
- 7) opisać w zeszycie obserwacje,
- 8) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 9) dokonać samooceny pracy,
- 10) uporządkować stanowisko pracy,
- 11) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- węgiel sodu,
- woda destylowana,
- probówka,
- palnik,
- literatura.

Ćwiczenie 3

Ustal wzory sumaryczne związków chemicznych, składających się z podanych pierwiastków o znanej wartościowości w tym związku. Narysuj ich wzory strukturalne. Dla kilku wybranych związków sporządź wzory kropkowe i kreskowe oraz określ rodzaj wiązań chemicznych występujących w tych związkach.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) przypisać symbolom pierwiastków we wzorze sumarycznym ilość ich atomów w jednej cząsteczce danego związku,
- 2) sporządzić wzory strukturalne związków chemicznych na podstawie wzorów sumarycznych i znanych wartościowości poszczególnych pierwiastków,
- 3) sporządzić wzory kropkowe i kreskowe wybranych związków chemicznych,
- 4) określić rodzaj wiązań chemicznych występujących w wybranych związkach chemicznych,
- 5) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- układ okresowy pierwiastków,
- tablica elektroujemności pierwiastków,
- literatura.

Ćwiczenie 4

Oblicz wartościowość pierwiastków w podanych, różnych związkach chemicznych. Na podstawie tablic chemicznych, sprawdź czy wszystkie podane związki istnieją. Narysuj wzory strukturalne tych związków.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) na podstawie ilości atomów pierwiastków w jednej cząsteczce danego związku, określić ich wartościowość,
- 2) sprawdzić, na podstawie tablic chemicznych, czy wszystkie pierwiastki posiadają wyznaczone wartościowości – wskazać, które związki nie istnieją,
- 3) sporządzić wzory strukturalne istniejących związków chemicznych,
- 4) zaprezentować wyniki swojej pracy.

- Wyposażenie stanowiska pracy:
- tablice chemiczne,
 - literatura.

Ćwiczenie 5

Znając ilość moli związku chemicznego, oblicz ilość atomów poszczególnych pierwiastków, wchodzących w skład tego związku. Uzyskane wyniki przedstaw także w jednostkach masy. Oblicz zawartość procentową pierwiastków w związku chemicznym.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zapisać w zeszycie wzór chemiczny związku, dane wyjściowe oraz wzory obliczeniowe,
- 2) odczytać masy molowe pierwiastków z tablic chemicznych,
- 3) wykonać niezbędne obliczenia,
- 4) zaprezentować wyniki swojej pracy.

- Wyposażenie stanowiska pracy:
- tablice chemiczne,
 - literatura.

4.1.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) zdefiniować pojęcia: substancja i mieszanina?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) określić rodzaje substancji i mieszanin?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) dokonać rozdziału mieszanin jednorodnych i niejednorodnych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) określić stany skupienia materii?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) zdefiniować pojęcia: atom, cząsteczka, liczba atomowa, liczba masowa, masa atomowa i masa cząsteczkowa?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) określać liczbę atomów pierwiastka w cząsteczce na podstawie wzoru chemicznego?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) stosować prawo stałości składu?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8) zdefiniować pojęcia: elektron walencyjny, wiązanie chemiczne i wartościowość pierwiastka?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9) wyjaśnić, w jaki sposób powstają wiązania chemiczne?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10) zapisać wzory sumaryczne i strukturalne prostych związków chemicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
11) korzystać ze skali elektroujemności?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
12) zidentyfikować rodzaje wiązań chemicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
13) zdefiniować pojęcia: mol, masa molowa i objętość molowa?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
14) odczytać masę molową z tablic chemicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
15) przeliczyć liczbę moli na masę i odwrotnie?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
16) wyznaczyć zawartość procentową pierwiastków w związku chemicznym?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

4.2. Roztwory

4.2.1. Materiał nauczania

Roztwór jest jednorodną mieszaniną dwóch lub więcej substancji. Zazwyczaj dominującym ilościowo składnikiem roztworu jest **rozpuszczalnik**, który jest substancją ciekłą, zdolną do rozpuszczania innych substancji. W rozpuszczalniku rozpuszczone są pozostałe składniki roztworu, tzw. **substancje rozpuszczone**. Roztwór posiada inne właściwości fizyczne (np. gęstość, barwa, stan skupienia) niż tworzące go składniki (substancja rozpuszczona i rozpuszczalnik).

Budowa chemiczna cząsteczek rozpuszczalnika określa rodzaj substancji, które będą się w nich dobrze rozpuszczały. Substancje polarne (np. woda, ciekły amoniak) są zwykle dobrymi rozpuszczalnikami dla innych substancji polarnych. Mniej polarne ciecze (np. alkohole, ketony) rozpuszczają związki o podobnej polarności, a niepolarne (np. węglowodory) rozpuszczają się dobrze w niepolarnych rozpuszczalnikach (np. benzyna). Obowiązuje zasada: podobne rozpuszcza się w podobnym.

Rozpuszczalność to ilość substancji rozpuszczonej, obecnej w roztworze nasyconym, w danym rozpuszczalniku, w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem. Ze wzrostem temperatury, rozpuszczalność najczęściej rośnie dla cieczy i ciał stałych, zaś maleje dla gazów. Zależy ona nie tylko od temperatury, rodzaju rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej, ale również m.in. od ciśnienia. Może być ona podawana jako liczba moli, bądź masa substancji rozpuszczonej w jednostce objętości lub określonej masie rozpuszczalnika, np. w 100 g rozpuszczalnika.

Każdą substancję można zaliczyć do jednej z trzech grup:

- substancja praktycznie nierozpuszczalna (rozpuszczalność $<0,1$ g/100 g),
- substancja słabo rozpuszczalna (rozpuszczalność $0,1 \div 1$ g/100 g),
- substancja dobrze rozpuszczalna (rozpuszczalność >1 g/100 g).

Stan skupienia roztworu zależy od stanu skupienia rozpuszczalnika. Roztwory mogą być: gazowe (np. powietrze), ciekłe (np. mieszanina wody i cukru) i stałe (np. stop miedzi i złota). Wszystkie gazy mieszają się bez ograniczeń ilościowych. Niektóre ciecze mieszają się bez ograniczeń (np. woda i etanol), albo nie mieszają się wcale (np. woda i olej). Są również takie, które mieszają się tylko w pewnym zakresie.

Odwrotnością procesu rozpuszczania jest krystalizacja, czyli proces wydzielania się substancji rozpuszczonej z roztworu. Krystalizację z roztworu przeprowadza się poprzez schłodzenie roztworu lub odparowanie rozpuszczalnika. Można też przeprowadzać krystalizację, dodając stopniowo do roztworu ciecz, w której nie rozpuszcza się jeden z jego składników. Przykładem krystalizacji jest np. wydzielanie się kryształów soli, podczas odparowania wody.

Ilość substancji, znajdującej się w roztworze, przypadająca na określoną ilość rozpuszczalnika lub roztworu, określa stężenie roztworu. Bywa ono podawane w różnych jednostkach. Najczęściej stosuje się stężenie procentowe i molowe.

Stężenie procentowe to liczba gramów substancji rozpuszczonej, zawarta w jednostce masy roztworu, wyrażona w %. Oblicza się go z zależności:

$$c_p = \frac{m_s}{m_R} \cdot 100\%$$

gdzie:

- c_p – stężenie procentowe (%),
- m_s – masa substancji rozpuszczonej (g),
- m_R – masa roztworu (g),
- $m_R = m_s + m_r$ (m_r – masa rozpuszczalnika).

Stężenie molowe to liczba moli substancji rozpuszczonej, zawarta w jednostce objętości roztworu. Oblicza się go z zależności:

$$c_M = \frac{n}{V_R}$$

gdzie:

- c_M – stężenie molowe (mol/dm^3),
- n – liczba moli substancji rozpuszczonej (mol),
- V_R – objętość roztworu (dm^3),

Możliwe jest przeliczenie stężenia procentowego na molowe (i odwrotnie) pod warunkiem, że znana jest gęstość roztworu (d_R) i masa molowa substancji rozpuszczonej (M). W tym celu do wzoru na obliczanie stężenia molowego podstawia się:

$$V_R = \frac{m_R}{d_R} \quad \text{i} \quad n = \frac{m_s}{M} \quad \text{stąd:} \quad c_M = \frac{m_s d_R}{M m_R}$$

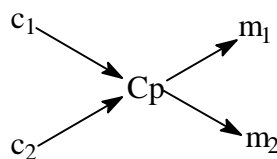
a po podstawieniu m_s ze wzoru na obliczanie c_p , wzór ma postać:

$$c_M = \frac{c_p d_R}{100\% M}$$

W praktyce laboratoryjnej często zachodzi także potrzeba sporządzenia roztworu o określonym stężeniu procentowym c_p przez zmieszanie dwóch roztworów o znanych stężeniach c_1 i c_2 (warunek: $c_1 > c_p > c_2$). Z równań matematycznych wynika, że stosunek mas roztworów, które będą mieszane wynosi:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{c_p - c_2}{c_1 - c_p}$$

Jest to tzw. reguła mieszania, którą w praktyce przedstawia się w postaci schematu:



gdzie:

- c_1, c_2 – stężenia roztworów wyjściowych,
- c_p – żądane stężenie,
- m_1, m_2 – części wagowe roztworów.

Podobny schemat stosowany jest w przypadku stężeń molowych, przy czym ilości roztworów wyraża się nie w częściach wagowych, ale w jednostkach objętości.

Stężenia roztworów mogą także być wyrażane poprzez:

- ułamek molowy (stosunek liczby moli rozpuszczonej substancji do liczby moli wszystkich składników roztworu),
- ułamek wagowy (stosunek masy rozpuszczonej substancji do masy całego roztworu),
- ułamek objętościowy (stosunek objętości rozpuszczonej substancji do objętości całego roztworu).

4.2.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to jest roztwór i rozpuszczalnik?
2. Jakie substancje dobrze rozpuszczają się w wodzie?
3. Jakie czynniki wpływają na rozpuszczalność substancji?
4. Co to jest krystalizacja i jak się ją przeprowadza?
5. Co określa stężenie roztworu i w jaki sposób można go wyrazić?
6. Jaki jest wzór na obliczanie stężenia procentowego roztworu?
7. Jaki jest wzór na obliczanie stężenia molowego roztworu?
8. Jakie parametry roztworu są potrzebne do przeliczenia stężenia procentowego na molowe?
9. Na czym polega reguła mieszania?
10. Czym różni się ułamek wagowy od ułamka objętościowego?

4.2.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Zbadaj rozpuszczalność substancji (ciał stałych) oraz wpływ mieszania, rozdrobnienia i temperatury na szybkość ich rozpuszczania.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować cukier spożywczy (w postaci kryształków i w postaci zmielonej),
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) umieścić cukier w zlewkach,
- 7) zbadać wpływ mieszania na szybkość rozpuszczania cukru w wodzie,
- 8) zbadać wpływ rozdrobnienia na szybkość rozpuszczania cukru w wodzie,
- 9) zbadać wpływ temperatury na szybkość rozpuszczania cukru w wodzie,
- 10) opisać w zeszycie obserwacje,
- 11) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 12) dokonać samooceny pracy,
- 13) uporządkować stanowisko pracy,
- 14) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- cukier spożywczy,
- woda,
- zlewki,
- bagietka,
- podgrzewacz,
- literatura.

Ćwiczenie 2

Przygotuj roztwór o zadanym stężeniu procentowym, mając do dyspozycji określoną objętość wody. Znając gęstość roztworu, przelicz jego stężenie procentowe na molowe.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) odczytać z tablic chemicznych masę molową substancji rozpuszczonej oraz gęstość rozpuszczalnika,
- 5) przeliczyć jednostki miar zgodnie z układem SI,
- 6) zapisać w zeszycie wzory obliczeniowe, dane wyjściowe oraz przeprowadzone obliczenia,
- 7) zestawić uzyskane wyniki,
- 8) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne,
- 9) przygotować szkło laboratoryjne,
- 10) odmierzyć odpowiednie ilości substancji rozpuszczonej i wody,
- 11) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 12) dokonać samooceny pracy,
- 13) uporządkować stanowisko pracy,
- 14) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- chlorek sodu,
- woda,
- zlewki,
- bagietka,
- cylinder miarowy,
- waga laboratoryjna,
- tablice chemiczne,
- literatura.

Ćwiczenie 3

Stosując regułę mieszania, oblicz w jakim stosunku wagowym należy zmieszać dwa roztwory o znanych stężeniach procentowych, aby otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zapisać dane wyjściowe w postaci schematu reguły mieszania,
- 2) wykonać niezbędne obliczenia,
- 3) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- literatura.

4.2.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) zdefiniować pojęcia: roztwór i rozpuszczalnik?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) zbadać rozpuszczalność substancji?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) określić wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) scharakteryzować proces krystalizacji?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) obliczyć stężenie procentowe i molowe roztworu?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) przygotować roztwór o określonym stężeniu procentowym lub molowym?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) przeliczyć stężenie procentowe na molowe i odwrotnie?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8) zastosować regułę mieszania?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9) przeliczyć jednostki miar układu SI?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10) posłużyć się tablicami chemicznymi?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

4.3. Układ okresowy pierwiastków

4.3.1. Materiał nauczania

Według **prawa okresowości**, odkrytego przez rosyjskiego chemika D. Mendelejewa, właściwości pierwiastków, uporządkowanych według wzrastającej liczby atomowej, zmieniają się w sposób okresowy.

Tablica pierwiastków ukazująca ich chemiczne podobieństwo nosi nazwę **układu okresowego**. W obrębie rzędów poziomych, zwanych **okresami**, właściwości pierwiastków zmieniają się w sposób ciągły. Pionowe kolumny układu okresowego noszą nazwę **grup**. Jest ich osiemnaście, a ich nazwy wywodzą się od pierwszego pierwiastka w grupie. Pierwiastki każdej grupy wykazują podobne właściwości. Grupy 1 i 2 oraz 13-18 to tzw. **grupy główne**. Grupa 18 (helowce; gazy szlachetne) zaczyna się w pierwszym okresie, pozostałe grupy główne mają początek w drugim okresie, natomiast grupy 3-12 rozpoczynają się w okresie czwartym. Charakter metaliczny pierwiastków wzrasta od strony prawej ku lewej w okresie i od góry ku dołowi grupy. W przypadku pierwiastków grup głównych liczba elektronów walencyjnych określa wartościowość danego pierwiastka.

W celu skrócenia geometrycznego układu okresowego pierwiastków, pod tablicą umieszczone są dwa szeregi pierwiastków: lantanowce i aktynowce. W rzeczywistości należą one do okresu szóstego i siódmego.

Wodór (H)

Wodór jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem we wszechświecie. Atomy wodoru to najprostsze istniejące atomy – zbudowane są tylko z jednego protonu i jednego elektronu. Wodór w stanie wolnym jest gazem o dwuatomowych cząsteczkach H_2 . W temperaturze pokojowej jest bezbarwny i bezwonny. Duże ilości wodoru występują w postaci związków chemicznych, głównie wody. Wodór gazowy ma liczne zastosowania: jest ważnym reduktorem stosowanym w wielu działach chemii i metalurgii, a także jest używany do syntezy amoniaku, utwardzania tłuszczów oraz wielu syntez organicznych. Ponadto, wykorzystywany jest w palnikach wodorotlenowych oraz w silnikach rakietowych jako paliwo.

Litowce: lit (Li), sód (Na), potas (K), rubid (Rb), cez (Cs), frans (Fr)

Pierwiastki grupy 1 nazywane są często metalami alkalicznymi. Wszystkie pierwiastki tej grupy to miękkie, srebrzystoszare metale, które są łatwo topliwe (temperatura topnienia spada w dół grupy). Są to pierwiastki o największej aktywności chemicznej. Reagują bezpośrednio z większością niemetali. Gwałtownie reagują z wodą, z wydzieleniem wodoru (lit reaguje najslabiej, rubid i cez – wybuchowo).

Sód występuje w przyrodzie głównie w postaci glinokrzemianów lub rozpuszczalnych soli sodu, np. chlorku sodu ($NaCl$), który jest jednym z najważniejszych surowców przemysłu chemicznego. Stopiony sód jest czynnikiem chłodzącym w reaktorach jądrowych, a pary sodu wypełniają tzw. lampy sodowe.

Jednym z głównych źródeł potasu jest sylwin. Związki potasu są na ogół trudniej rozpuszczalne i mniej higroskopijne niż związki sodu. Metaliczny potas jest używany w fotokomórkach, a także jako medium chłodnicze w reaktorach jądrowych. Węglan potasu (K_2CO_3) jest wykorzystywany w produkcji szkła, a chlorek potasu (KCl) dodawany jest do nawozów. Jeden z naturalnych izotopów potasu jest promieniotwórczy.

Berylowce: beryl (Be), magnez (Mg), wapń (Ca), stront (Sr), bar (Ba), rad (Ra)

Pierwiastki grupy 2 to metale, które nie występują w przyrodzie w stanie wolnym. Są one tylko nieznacznie cięższe, twardsze i trudniej topliwe niż litowce, ale dużo mniej reaktywne od nich. Beryl jest najtwardszy spośród nich i topi się w najwyższej temperaturze. W dół grupy spada twardość i temperatura topnienia pierwiastków, a metaliczny charakter berylowców staje się coraz silniejszy (tylko beryl wykazuje nieznaczny charakter niemetaliczny).

Magnez jest srebrzystobiałym, bardzo aktywnym chemicznie, metalem, pokrywającym się na powietrzu warstewką białego tlenku (MgO), która chroni go przed dalszym utlenianiem. Pozbawienie magnezu tej warstewki powoduje, że rozkłada on wodę z wydzieleniem wodoru. Magnez spala się energicznie w powietrzu jaskrawobiałym płomieniem, tworząc tlenek i azotek magnezu. Azotek magnezu (Mg₃N₂) rozkłada się w wodzie z wydzieleniem amoniaku. Magnez metaliczny jest składnikiem wielu lekkich stopów stosowanych m.in. w przemyśle lotniczym. W technice laboratoryjnej i przemyśle chemicznym, magnez używany jest jako silny reduktor, natomiast minerały magnezu (dolomit i magnezyt) stosowane są jako materiały ogniotrwałe.

Wapń jest pierwiastkiem niezbędnym do życia wszystkich organizmów. Najważniejsze minerały wapnia to: krzemiany, glinokrzemiany, siarczany (np. gips), węglany (np. kalcyt) i fosforany. Wapń gwałtownie reaguje z tlenem, wypiera wodór z wody i kwasów, reaguje z fluorowcami, azotem, wodorem i węglem. Zastosowanie wapnia metalicznego jest bardzo szerokie: jest to dodatek do stopów łożyskowych i ważny reduktor w metalurgii. Związki wapnia są często stosowane jako materiały konstrukcyjne. Wodorotlenek wapnia (tzw. wapno gaszone) jest głównym składnikiem zapraw murarskich, natomiast tlenek wapnia jest aktywnym składnikiem cementu, ma też zastosowanie w metalurgii, przemyśle ceramicznym i szklarskim.

Borowce: bor (B), glin (Al), gal (Ga), ind (In), tal (Tl)

Pierwiastki grupy 13, z wyjątkiem boru, są metalami. Bor jest twardym pierwiastkiem o charakterze niemetalicznym, glin natomiast to metal lekki, wytrzymały i reaktywny. Glin jest trzecim pod względem rozpowszechnienia pierwiastkiem w skorupie ziemskiej (po tlenie i krzemie). Jego powierzchnia ulega pasywacji przez trwałą warstewkę tlenkową pod działaniem powietrza. Zastosowanie glinu metalicznego jest bardzo duże. Ze względu na małą gęstość, łatwą dostępność i odporność na korozję, jest on idealnym materiałem konstrukcyjnym. Stopy glinu stosuje się m.in. w budownictwie, przemyśle lotniczym i maszynowym. Lekkość i dobre przewodnictwo elektryczne glinu decydują o wykorzystaniu go do wytwarzania np. przewodów elektrycznych i folii.

Węglowce: węgiel (C), krzem (Si), german (Ge), cyna (Sn), ołów (Pb)

Charakter pierwiastków grupy 14 zmienia się od niemetalicznego węgla do metalicznej cyny i ołowiu. Krzem jest drugim pod względem rozpowszechnienia pierwiastkiem w skorupie ziemskiej. Różnice pomiędzy pierwiastkami tej grupy są większe niż w jakiegokolwiek innej grupie układu okresowego. W zasadzie węgiel jest jedynym pierwiastkiem w tej grupie, tworzącym często wiązania wielokrotne. Rzadko występują jeszcze podwójne wiązania krzemu.

Węgiel jest jednym z pierwiastków odgrywających podstawową rolę w procesach życiowych. Tworzy tak wiele związków, że są one przedmiotem oddzielnej gałęzi chemii – chemii organicznej. Znane są trzy, główne odmiany alotropowe węgla: grafit, diament i fulereny. Występują także struktury takie jak nanorurki, czy nanopianki. Liczba znanych związków węgla jest ponad 10 razy większa niż liczba wszystkich znanych związków innych pierwiastków. Oprócz organicznych związków węgla duże znaczenie mają też ditlenek węgla,

tlenek węgla, kwas węglowy, węglany oraz węgliki. Węgiel powszechnie jest stosowany w stopach z żelazem (stal i żeliwo), poza tym wciąż jest jednym z najważniejszych surowców energetycznych. Węglany natomiast należą do podstawowych surowców w przemyśle materiałów budowlanych.

Krzem jest ciemnoszarym, twardym, połyskującym ciałem stałym. Występuje w różnych skałach w postaci krzemianów oraz jako krzemionka (SiO_2). Jest on względnie bierny chemicznie, z tlenem reaguje w wysokich temperaturach, nie ulega działaniu kwasów (z wyjątkiem fluorowodorowego i azotowego). Rozpuszcza się w alkaliach, z wydzieleniem wodoru. Reaguje też z niektórymi metalami. Krzem ma liczne zastosowania techniczne. Jest bardzo ważnym materiałem półprzewodnikowym, używanym m.in. do produkcji obwodów scalonych i baterii słonecznych. Krzemiany i krzemionka są podstawowymi surowcami w przemyśle szklarskim oraz materiałów budowlanych i ceramicznych.

Azotowce: azot (N), fosfor (P), arsen (As), antymon (Sb), bizmut (Bi)

Charakter pierwiastków grupy 15 zmienia się od niemetalicznego (azot, fosfor) do wyraźnie metalicznego (bizmut). Azot, w odróżnieniu od innych pierwiastków tej grupy, jest silnie elektroujemny.

Azot wchodzi w skład takich związków, jak: amoniak, kwas azotowy, azotany oraz wielu ważnych związków organicznych. W stanie wolnym występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych N_2 . Ze względu na silne wiązanie $\text{N}\equiv\text{N}$ azot jest pierwiastkiem bardzo biernym chemicznie. Związki azotu wykorzystywane są w produkcji nawozów sztucznych, materiałów wybuchowych i tworzyw sztucznych. Ciekły azot stosowany jest jako czynnik chłodzący i zamrażający w technice laboratoryjnej, przemyśle i medycynie.

Fosfor występuje w kilku odmianach alotropowych. Odmiana biała fosforu (P_4) jest najbardziej reaktywna, łatwo zapalna, utlenia się powoli na powietrzu i świeci w ciemności. Jest miękka, rozpuszczalna w rozpuszczalnikach organicznych i bardzo toksyczna. Fosfor biały stopniowo polimeryzuje, przechodząc w czerwony, a w końcu w fioletowy. Istnieje również fosfor czarny o cechach metalicznych. Zapotrzebowanie na związki fosforu jest bardzo duże w wielu gałęziach przemysłu chemicznego, metalurgicznego i farmaceutycznego. Wyroby zawierające fosfor mają istotne znaczenie także w rolnictwie (nawozy sztuczne, pestycydy), inżynierii materiałowej (polimery, materiały elektroniczne) i chemii gospodarczej. Tlenki fosforu używane są jako reduktory lub środki osuszające.

Tlenowce: tlen (O), siarka (S), selen (Se), tellur (Te), polon (Po)

Metaliczny charakter pierwiastków grupy 16 wzrasta w dół grupy (od niemetalicznego tlenu i siarki do metalicznego polonu), a elektroujemność maleje. Tlenowce są pierwiastkami bardziej aktywnymi od azotowców z powodu większej elektroujemności. Reagują z litowcami, a także z metalami, takimi jak miedź, srebro i rtęć, tworząc tlenki lub sole. Tlen jest pierwiastkiem najbardziej rozpowszechnionym w skorupie ziemskiej. Tlen i siarka należą do pierwiastków niezwykle aktywnych chemicznie, łączą się praktycznie ze wszystkimi pierwiastkami z wyjątkiem gazów szlachetnych.

Tlen jest w temperaturze pokojowej bezbarwnym i bezwonny gazem, trudno rozpuszczalnym w wodzie, cięższym od powietrza i podtrzymującym palenie. Jest on składnikiem wszystkich organizmów żywych. Występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych O_2 i trójatomowych O_3 (ozonu). Wchodzi w skład wielu ważnych związków chemicznych: tlenków (w szczególności wody oraz ditlenku węgla), nadtlenków, kwasów tlenowych, zasad i wielu związków organicznych. Tlen ciekły i gazowy ma zastosowanie w wielu dziedzinach chemii, metalurgii oraz w medycynie.

Siarka to niemetal barwy żółtej, bezwonny, nierozpuszczalny, pozbawiony smaku. W przyrodzie występuje jako pierwiastek lub w postaci siarczków (np. piryt) i siarczanów (np. gips). W zwykłej temperaturze siarka jest mało aktywna. Bardzo łatwo łączy się tylko z fluorem, nieco trudniej z chlorem. Z innymi pierwiastkami (np. z wodorem), łączy się dopiero w podwyższonej temperaturze. Siarka i jej związki są cennymi surowcami do otrzymywania kwasu siarkowego, podstawowego produktu przemysłu chemicznego, a także do produkcji disiarczku węgla (CS_2). Dużych ilości siarki plastycznej używa się w procesie wulkanizacji. Ze względu na niską temperaturę zapłonu, siarka stosowana jest do wyrobu sztucznych ogni. Niewielkie ilości tego pierwiastka używa się do produkcji leków, pestycydów, zapalek, papieru oraz tzw. betonu siarkowego.

Fluorowce: fluor (F), chlor (Cl), brom (Br), jod (I), astat (At)

Pierwiastki grupy 17 są bardzo reaktywnymi niemetalami. Właściwości chemiczne fluorowców zmieniają się stopniowo w dół grupy. Fluor i chlor w warunkach normalnych są gazami, brom ciecżą, a jod łatwo sublimującym ciałem stałym. Związki nieorganiczne fluorowców oraz różne związki organiczne, zawierające fluorowce, noszą nazwę halogenków.

Fluor jest najaktywniejszym niemetalem o największej elektroujemności, tworzącym związki z większością innych pierwiastków. Nawet bez dostępu światła, w niskiej temperaturze łączy się wybuchowo z wodorem, tworząc fluorowodór. W strumieniu gazowego fluoru palą się szkło, metale i woda. Z powodu dużej aktywności nie można go przechowywać, ani wytwarzać w naczyniach szklanych.

Główne minerały chloru to halit (sól kamienna, sól kuchenna). Suchy chlor gazowy w temperaturze pokojowej słabo reaguje z metalami, znacznie silniej reaguje w podwyższonej temperaturze chlor wilgotny oraz chlor poddany działaniu światła. Gazowy chlor działa drażniąco na układ oddechowy i błony śluzowe. Jest niezwykle toksyczny zarówno dla roślin, jak i zwierząt. Związki chloroorganiczne, stosowane jako pestycydy oraz tworzywa sztuczne, zawierające chlor są poważnym zagrożeniem dla środowiska naturalnego, dlatego istnieje wyraźna, światowa tendencja do ograniczania jego zużycia. Chlor używany jest w instalacjach do uzdatniania wody. Stosuje się go także do dezynfekcji oraz wybielania (papieru, tkanin), wyrobu barwników, środków owadobójczych, farb, tworzyw sztucznych, leków, wyrobów włókienniczych, rozpuszczalników, itd.

4.3.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to jest układ okresowy pierwiastków?
2. Jak jest zbudowany układ okresowy pierwiastków?
3. Które grupy układu okresowego pierwiastków określane są jako grupy główne?
4. W jaki sposób zmienia się metaliczny charakter pierwiastków w układzie okresowym?
5. Co określa wartościowość pierwiastków grup głównych?
6. Jakie są różnice i podobieństwa pomiędzy litowcami?
7. Jakie są różnice i podobieństwa pomiędzy berylowcami?
8. Jakie są różnice i podobieństwa pomiędzy borowcami?
9. Jakie są różnice i podobieństwa pomiędzy węglowcami?
10. Jakie są różnice i podobieństwa pomiędzy azotowcami?
11. Jakie są różnice i podobieństwa pomiędzy tlenowcami?
12. Jakie są różnice i podobieństwa pomiędzy fluorowcami?
13. Jakie jest praktyczne zastosowanie pierwiastków poszczególnych grup głównych oraz ich związków chemicznych w gospodarce, technice i życiu codziennym?

4.3.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Zbadaj właściwości sodu i wapnia w reakcji z wodą.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować sól i wapń,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) przeprowadzić reakcję sodu z wodą,
- 7) przeprowadzić reakcję wapnia z wodą,
- 8) zachować szczególną ostrożność przy pracy z sodem,
- 9) opisać w zeszycie obserwacje i zapisać równania przebiegających reakcji,
- 10) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 11) dokonać samooceny pracy,
- 12) uporządkować stanowisko pracy,
- 13) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- sól,
- wapń,
- woda,
- zlewki,
- układ okresowy pierwiastków,
- literatura.

Ćwiczenie 2

Porównaj aktywność fluorowców na przykładzie chloru, bromu i jodu.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) przeprowadzić reakcję otrzymywania chloru z manganianu(VII) potasu i kwasu solnego,
- 7) przeprowadzić reakcję chloru z roztworem bromku sodu i roztworem jodku sodu,
- 8) przeprowadzić reakcję bromu z roztworem chlorku sodu i roztworem jodku sodu,
- 9) przeprowadzić reakcje jodu z roztworem bromku sodu i chlorku sodu,
- 10) zachować szczególną ostrożność przy pracy z kwasem solnym,
- 11) opisać w zeszycie obserwacje – ustalić szereg aktywności fluorowców,
- 12) porównać wnioski z położeniem pierwiastków w układzie okresowym,
- 13) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,

- 14) dokonać samooceny pracy,
- 15) uporządkować stanowisko pracy,
- 16) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- chlorek sodu,
- bromek sodu,
- jodek sodu,
- brom,
- jod,
- manganian(VII) potasu,
- stężony kwas solny,
- rozpuszczalnik organiczny,
- kolba stożkowa,
- probówki,
- gumowy korek z otworem,
- rurka do odprowadzania gazów,
- wkraplacz,
- układ okresowy pierwiastków,
- literatura.

4.3.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) zdefiniować pojęcia: okres i grupa układu okresowego pierwiastków?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) posługiwać się układem okresowym pierwiastków?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) scharakteryzować najważniejsze właściwości fizyczne i chemiczne wybranych pierwiastków i ich związków?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) zbadać podstawowe właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków w warunkach laboratoryjnych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) wyjaśnić różnice i podobieństwa pomiędzy pierwiastkami grup głównych układu okresowego?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) wskazać praktyczne zastosowania pierwiastków grup głównych i ich związków?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

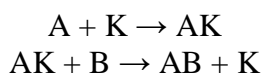
4.4. Reakcje chemiczne

4.4.1. Materiał nauczania

Cząsteczki powstają i rozpadają się w wyniku tworzenia i zrywania wiązań chemicznych między atomami. Proces powstawania nowych substancji chemicznych na skutek zerwania lub powstawania wiązań chemicznych nazywany jest **reakcją chemiczną** lub przemianą chemiczną. Substancje uczestniczące w reakcji chemicznej (**substraty**) ulegają przemianie w **produkty** (substancje otrzymane w wyniku reakcji chemicznej). **Reagenty** to łączna nazwa substratów i produktów reakcji chemicznej.

Reakcja prosta to pojedynczy akt zerwania lub powstania jednego wiązania chemicznego. W przyrodzie bardzo rzadko obserwuje się jednak reakcje proste, np. rozpad cząsteczek chloru (Cl-Cl) pod wpływem światła ultrafioletowego. Olbrzymia większość obserwowanych reakcji to reakcje złożone, w których dochodzi jednocześnie do rozpadu jednych wiązań i powstawania drugich. Każdą reakcję złożoną można zapisać jako ciąg reakcji prostych.

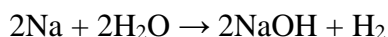
Reakcje chemiczne mogą przebiegać w jednym kierunku do całkowitego wyczerpania się jednego z substratów (są to reakcje nieodwracalne) lub w dwóch kierunkach, tzn. w stronę tworzenia się produktów oraz w stronę ich rozpadu na substraty (są to reakcje odwracalne). Kierunek reakcji można zmienić przy pomocy katalizatora. **Katalizator** to substancja (pierwiastek lub związek chemiczny), która dodana do układu reakcyjnego przyspiesza (katalizuje) reakcję i odtwarza się po każdym elementarnym przekształceniu substratu w produkt, np.:



gdzie: A, B – substraty, K – katalizator.

Przebieg reakcji chemicznej przedstawia się w postaci **równania reakcji chemicznej** za pomocą symboli i wzorów. Substraty umieszcza się po lewej stronie równania, a produkty po prawej stronie. Kierunek reakcji zaznacza się za pomocą strzałki skierowanej od substratów do produktów, a w przypadku reakcji odwracalnej – dwóch strzałek przeciwnie skierowanych.

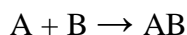
W równaniach reakcji przed wzorami występują liczby, określające proporcje molowe, w jakich reagują substancje (tzw. współczynniki stechiometryczne). Współczynnik 1 jest zawsze pomijany. Równanie takie musi być ściśle zbilansowane - tzn. liczba i rodzaj atomów, występujących w substratach, musi się zgadzać z liczbą atomów, występujących w produktach. Równania te dostarczają ważnych informacji ilościowych, dotyczących reakcji i stanowią podstawę obliczeń stechiometrycznych, np.:



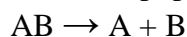
W reakcji przebiegającej w zamkniętym zbiorniku masa reagentów nie ulega zmianie. Wynika to z **prawa zachowania masy**, które brzmi: Suma mas substratów reakcji chemicznej jest równa sumie mas produktów, czyli w układzie zamkniętym suma mas jest stała.

Wyróżnia się trzy zasadnicze typy reakcji chemicznych:

- synteza – reakcja chemiczna, w której związek chemiczny powstaje z substancji prostych lub związków bardziej złożony powstaje ze związków prostszych:



- analiza (rozkład) – reakcja chemiczna rozpadu związku na substancje proste lub związki o mniejszej masie cząsteczkowej, zachodząca np. pod wpływem temperatury:

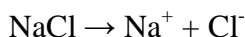


- wymiana – reakcja chemiczna, podczas której następuje w cząsteczce zamiana jednych atomów lub jonów na inne:



Dysocjacja elektrolityczna

Związki chemiczne, w których występują wiązania jonowe lub silnie spolaryzowane wiązania kowalencyjne, po rozpuszczeniu w polarnych rozpuszczalnikach (np. w wodzie) rozpadają się na jony, ulegając reakcji chemicznej, zwanej **dysocjacją elektrolityczną**. Jest to odwracalny proces rozpadu cząsteczek związków chemicznych na kationy i aniony, następujący pod wpływem działania polarnego rozpuszczalnika, np.



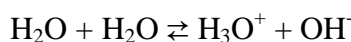
Stosunek liczby cząsteczek, które uległy dysocjacji do ogólnej liczby cząsteczek, obecnych w układzie, nazywany jest **stopniem dysocjacji**.

Związki ulegające dysocjacji elektrolitycznej to **elektrolity**. Rozróżnia się elektrolity mocne, których rozpad na jony w wyniku dysocjacji elektrolitycznej jest całkowity (sole, niektóre kwasy i zasady), i elektrolity słabe, które wykazują niewielki stopień dysocjacji (słabe kwasy i zasady).

Za ilościową miarę kwasowości i zasadowości roztworów wodnych związków chemicznych przyjmuje się **skalę pH**:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Jest ona oparta na aktywności jonów hydroniowych $[\text{H}_3\text{O}^+]$ w roztworach wodnych:



Ze względu na to, że skala pH dotyczy wyłącznie rozcieńczonych roztworów wodnych, ma ona sens tylko w zakresie od 0 do 14 (tabela 1).

Tabela. 1. Stężenia jonów hydronowych odpowiadające skali wartości pH

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Stęż. $[\text{H}_3\text{O}^+]$	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}

Roztwory wodne, dla których w temperaturze pokojowej:

- $\text{pH} < 7$ – mają odczyn kwaśny,
- $\text{pH} = 7$ – mają odczyn obojętny,
- $\text{pH} > 7$ – mają odczyn zasadowy.

Do określania pH używa się wskaźników kwasowości, czyli substancji, których kolor zależy od pH roztworu. Do popularnych wskaźników należą m.in.: fenoloftaleina, lakmus oraz oranż metylowy. W praktyce zwykle używa się papierków uniwersalnych, nasączonych mieszaniną substancji wskaźnikowych, które zmieniają kolor w szerokim zakresie pH. Dokładniejszych pomiarów pH dokonuje się metodą potencjometryczną (pH-metrią).

4.4.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to jest reakcja chemiczna?
2. Jak określa się substancje uczestniczące w reakcji chemicznej?
3. Czym różni się reakcja prosta od reakcji złożonej?
4. W jaki sposób zapisuje się przebieg reakcji chemicznej?
5. Czym się różnią reakcje odwracalne od nieodwracalnych?
6. Co to jest katalizator?
7. Co to są współczynniki stechiometryczne?
8. Na czym polega zbilansowanie równania chemicznego?
9. Jak brzmi prawo zachowania masy?
10. Jakie wyróżnia się typy reakcji chemicznych?
11. Co to jest dysocjacja elektrolityczna i elektrolit?
12. Co to jest stopień dysocjacji?
13. W jaki sposób określa się odczyn roztworu i jak wyznacza się pH?
14. Jakich wskaźników używa się do określania pH roztworów wodnych?

4.4.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Przeprowadź spalanie magnezu w powietrzu. Ułóż równanie przebiegającej reakcji. Znając masę magnezu oraz masę produktu reakcji, oblicz teoretyczną masę tlenu biorącego udział w reakcji. Zastosuj prawo zachowania masy.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować i odważyć wiórki magnezu,
- 5) przeprowadzić spalanie magnezu w płomieniu palnika,
- 6) zważyć produkt reakcji,
- 7) opisać w zeszycie obserwacje i zapisać równanie przebiegającej reakcji,
- 8) obliczyć masę tlenu biorącego udział w reakcji,
- 9) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 10) dokonać samooceny pracy,
- 11) uporządkować stanowisko pracy,
- 12) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- wiórki magnezu,
- łyżka do spalania,
- waga laboratoryjna,
- literatura.

Ćwiczenie 2

Otrzymaj tlen i amoniak w warunkach laboratoryjnych.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne i szkło laboratoryjne,
- 5) otrzymać tlen poprzez ogrzewanie manganianu(VII) potasu - sprawdzić za pomocą żarzącego się łuczywka, czy wydzielający się gaz podtrzymuje palenie,
- 6) otrzymać amoniak w reakcji wodorotlenku wapnia z azotanem(V) amonu - sprawdzić zabarwienie papierka uniwersalnego,
- 7) opisać w zeszycie obserwacje,
- 8) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 9) dokonać samooceny pracy,
- 10) uporządkować stanowisko pracy,
- 11) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- manganian(VII) potasu,
- azotan(V) amonu,
- wodorotlenek wapnia,
- woda,
- papierek uniwersalny,
- próbówki,
- kolba stożkowa,
- gumowy korek z otworem,
- rurka do odprowadzania gazów,
- szkiełko zegarkowe,
- wkraplacz,
- krystalizator,
- łuczywko,
- palnik.

Ćwiczenie 3

Wskaż, które z kilkunastu, podanych przez nauczyciela zjawisk zalicza się do zjawisk fizycznych, a które do zjawisk chemicznych. Uzasadnij swoją odpowiedź, korzystając z informacji zawartych w niniejszym poradniku oraz literatury.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zakwalifikować podane zjawiska do zjawisk fizycznych, bądź chemicznych,
- 2) uzasadnić swój wybór – wnioski zapisać w zeszycie,
- 3) zaprezentować wyniki swojej pracy.

- Wyposażenie stanowiska pracy:
– literatura.

Ćwiczenie 4

Znając nazwy substratów i produktów reakcji podanych przez nauczyciela, ułóż równania przebiegających reakcji. Dobierz współczynniki stechiometryczne. Określ rodzaj przebiegających reakcji.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) napisać równania reakcji chemicznych za pomocą symboli i wzorów,
- 2) dobrać współczynniki stechiometryczne,
- 3) określić rodzaj reakcji chemicznych (synteza, analiza lub wymiana),
- 4) zaprezentować wyniki swojej pracy.

- Wyposażenie stanowiska pracy:
– literatura.

Ćwiczenie 5

Ułóż równania dysocjacji elektrolitycznej kilkunastu podanych substancji. Oblicz stopień dysocjacji wybranego elektrolitu, znając stężenie molowe roztworu i ilość moli elektrolitu.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) napisać równania dysocjacji elektrolitycznej,
- 2) dobrać współczynniki stechiometryczne,
- 3) obliczyć stopień dysocjacji wybranego elektrolitu,
- 4) zaprezentować wyniki swojej pracy.

- Wyposażenie stanowiska pracy:
– literatura.

4.4.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) zdefiniować pojęcia: reakcja chemiczna, substrat, produkt i reagent?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) rozróżnić reakcje proste i złożone?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) zdefiniować pojęcie: katalizator?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) przeprowadzić proste reakcje chemiczne w warunkach laboratoryjnych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) zapisać przebieg reakcji chemicznych za pomocą równań reakcji?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) zbilansować równanie reakcji chemicznej?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) rozróżnić zjawiska chemiczne i fizyczne?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8) zastosować prawo zachowania masy?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9) określić rodzaj reakcji chemicznej?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10) zdefiniować pojęcia: dysocjacja elektrolityczna, elektrolit i stopień dysocjacji?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
11) określić odczyn roztworu wodnego?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

4.5. Tlenki, wodorotlenki, kwasy i sole

4.5.1. Materiał nauczania

Do najważniejszych grup związków nieorganicznych należą: tlenki, wodorotlenki, kwasy i sole.

Tlenki

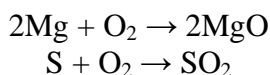
Tlenki są to związki chemiczne tlenu z innymi pierwiastkami o wzorze ogólnym E_nO_m (E- symbol dowolnego pierwiastka). Znane są tlenki niemal wszystkich pierwiastków. Nazwa tlenku składa się ze słowa *tlenek* oraz nazwy pierwiastka, tworzącego dany tlenek (jeśli to potrzebne wraz z wartościowością), np.:

- CO_2 - tlenek węgla(IV),
- CO - tlenek węgla(II),
- Na_2O - tlenek sodu,
- Fe_2O_3 - tlenek żelaza(III),
- FeO - tlenek żelaza(II).

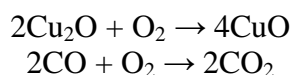
Dla niektórych tlenków (głównie tlenków niemetalu) dopuszczalne jest także stosowanie nazewnictwa przedrostkowego, np.:

- CO - tlenek węgla,
- CO_2 - ditlenek węgla,
- SO_2 - ditlenek siarki
- Cr_2O_3 - tritlenek dichromu.

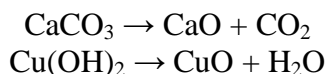
Tlenki najczęściej otrzymuje się poprzez bezpośrednią syntezę pierwiastka z tlenem, np.:



utlenianie niższych tlenków:



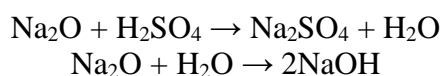
oraz poprzez rozkład termiczny soli lub wodorotlenków:



Tlenki mają bardzo różne właściwości fizyczne i chemiczne. Tlenki metali są zwykle ciałami stałymi, natomiast niemetalu – głównie gazami, rzadziej ciałami stałymi. Ich właściwości chemiczne zależą od elektroujemności pierwiastka łączącego się z tlenem. Najbardziej znaną reakcją chemiczną tlenków jest reakcja z wodą, w czasie której powstają kwasy i zasady.

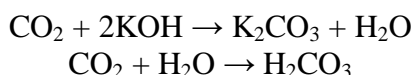
Ze względu na właściwości kwasowo-zasadowe, tlenki można podzielić na:

- tlenki zasadowe (np. tlenki metali 1 i 2 grupy głównej oprócz berylu), które reagują z kwasami (tworząc sole) i z wodą (tworząc wodorotlenki):



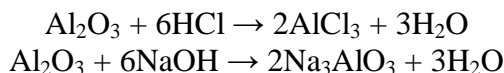
Tlenki zasadowe są tlenkami metali.

- tlenki kwasowe (np. CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O_3 , N_2O_5 , P_4O_{10}), które reagują z zasadami (tworząc sole) i z wodą (tworząc kwasy):



Tlenki kwasowe są na ogół tlenkami niemetalu. Nazywane są bezwodnikami kwasowymi, gdyż w reakcji z wodą tworzą kwasy tlenowe.

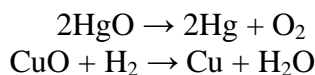
- tlenki amfoteryczne, które na ogół nie reagują z wodą, a reagują z kwasami i z zasadami (np. Al_2O_3 , ZnO), tworząc sole:



Amfoteryczność jest to zdolność niektórych tlenków i wodorotlenków do wykazywania właściwości zarówno kwasowych, jak i zasadowych.

- tlenki obojętne, które nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami. Jest to nieliczna grupa tlenków (np. CO , NO), które mogą się rozpuszczać w wodzie, ale z nią nie reagują.

Do innych ważnych reakcji tlenków należą rozkład termiczny niektórych tlenków oraz redukcja do wolnego pierwiastka:

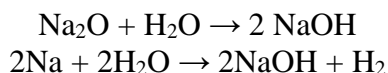


Wodorotlenki

Wodorotlenki to nieorganiczne związki metali typu $\text{M}(\text{OH})_x$ (M – metal). W strukturze wodorotlenków występuje metal oraz grupa(y) wodorotlenowa(e). Większość wodorotlenków jest ciałami stałymi. Ich nazwa składa się ze słowa *wodorotlenek* oraz nazwy pierwiastka, tworzącego dany wodorotlenek (jeśli to potrzebne wraz z jego wartościowością), np.:

- NaOH - wodorotlenek sodu,
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - wodorotlenek wapnia,
- $\text{Al}(\text{OH})_3$ - wodorotlenek glinu,
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - wodorotlenek żelaza(II),
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - wodorotlenek żelaza(III).

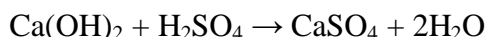
Wodorotlenki litowców i berylowców otrzymuje się w reakcji tlenku lub metalu z wodą:



Inne metale i ich tlenki w większości przypadków nie reagują z wodą.

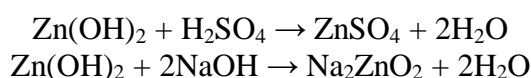
Podstawową właściwością chemiczną wodorotlenków jest ich zdolność do reagowania z kwasami. Wodorotlenki dzieli się na zasadowe i amfoteryczne. Charakter kwasowo-zasadowy wodorotlenków jest zależny od charakteru i energii wiązania metal-tlen. Jeżeli wiązanie to jest silnie jonowe, wodorotlenek ma charakter zasadowy. Jeżeli wiązanie ma charakter kowalencyjny, wodorotlenek może mieć właściwości amfoteryczne z przewagą zasadowych (np. $\text{Zn}(\text{OH})_2$), a nawet kwasowych (np. $\text{Ti}(\text{OH})_4$).

Wodorotlenki zasadowe (np. wodorotlenki metali 1 i 2 grupy głównej oprócz berylu) reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami:



Wodne roztwory wodorotlenków zasadowych powszechnie określane są jako ługi lub zasady, np.: NaOH (zasada sodowa; ług sodowy). Roztwory te barwią lakmus na niebiesko, fenoloftaleinę na różowo, a oranż metylowy na żółto.

Wodorotlenki amfoteryczne (np. $\text{Zn}(\text{OH})_2$) reagują z kwasami i z zasadami:



Większość wodorotlenków amfoterycznych należy do substancji praktycznie nierozpuszczalnych w wodzie.

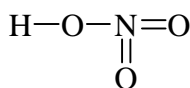
Kwasy

Kwasy to związki chemiczne, składające się z atomów wodoru oraz reszt kwasowych o wzorze ogólnym H_nR_m (H – wodór, R – reszta kwasowa). Większość kwasów posiada tlen, wchodzący w skład reszty kwasowej. We wzorach kwasów wodór zapisywany jest na pierwszym miejscu. Aby utworzyć nazwę kwasu beztlenowego do słowa *kwas* dodaje się nazwę niemetalu i końcówkę, np. wodorowy. Wszystkie kwasy tlenowe mają końcówkę *-owy*, a w nawiasie wartościowość niemetalu w kwasie (jeżeli jest to potrzebne).

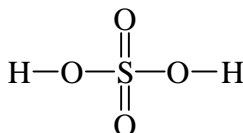
Najważniejsze **tlenowe kwasy** nieorganiczne:

- HNO_3 - kwas azotowy(V),
- HNO_2 - kwas azotowy(III),
- H_2SO_4 - kwas siarkowy(VI),
- H_2SO_3 - kwas siarkowy(IV),
- H_3PO_4 - kwas fosforowy(V),
- H_2CO_3 - kwas węglowy,
- HClO_3 - kwas chlorowy(V),
- H_3BO_3 - kwas borowy.

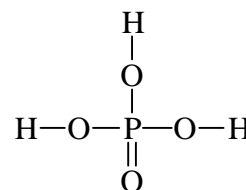
Poniżej przedstawiono przykładowe wzory strukturalne kwasów tlenowych:



kwas azotowy(V)



kwas siarkowy(VI)



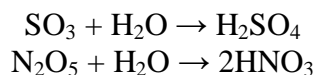
kwas fosforowy(V)

Najważniejsze **beztlenowe kwasy** nieorganiczne:

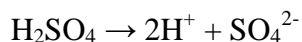
- HCl - kwas chlorowodorowy,
- HCN - kwas cyjanowodorowy,
- H_2S - kwas siarkowodorowy,
- HF - kwas fluorowodorowy,
- HBr - kwas bromowodorowy,
- HI - kwas jodowodorowy.

Kwasy najczęściej są żrącymi cieczami (przy rozcieńczaniu kwasu wodą, należy zawsze wlewać kwas do wody!). Barwią lakmus i oranż metylowy na czerwono.

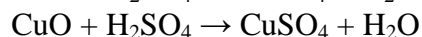
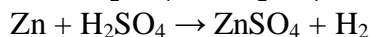
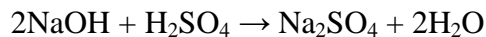
Kwasy beztlenowe otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie odpowiedniego wodoru. Większość kwasów tlenowych można otrzymać w reakcji odpowiedniego tlenku (bezwodnika kwasowego) z wodą, np.:



Kwasy w roztworach wodnych dysocjują na kationy wodorowe i aniony reszt kwasowych, np.:

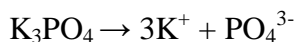


Podstawową cechą kwasów jest zdolność do reagowania z zasadami, niektórymi metalami i tlenkami z utworzeniem soli, np.:

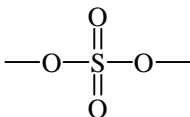


Sole

Sole to związki chemiczne o budowie jonowej, składające się najczęściej z metalu i reszty kwasowej, o wzorze ogólnym M_nR_m (M - metal, R - reszta kwasowa). Metal może być jednak zastąpiony inną grupą, jak np. NH_4Cl (chlorek amonu). Sole są one na ogół substancjami stałymi i krystalicznymi. Większość soli jest mocnymi elektrolitami. Dysocjują na kationy metali (lub NH_4^+) oraz aniony reszt kwasowych, np:

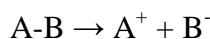


Wartościowość reszty kwasowej (liczba „wolnych wiązań”, którymi dysponuje reszta kwasowa po usunięciu atomów wodoru z cząsteczki kwasu) jest równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce danego kwasu, np. reszta kwasu siarkowego(VI) jest dwuwartościowa:

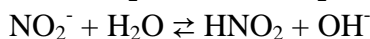
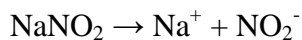


Przy tworzeniu nazw soli beztlenowych do nazwy reszty kwasowej dodaje się końcówkę *-ek*, a następnie nazwę pierwiastka metalu, np. FeCl_2 - chlorek żelaza(II). W nazwach soli kwasów tlenowych wszystkie aniony mają natomiast końcówkę *-an*, np. FeSO_4 - siarczan(VI) żelaza(II).

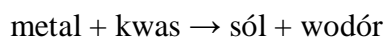
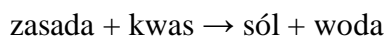
Rozpuszczaniu niektórych soli w wodzie towarzyszy reakcja jonów soli z jonami wody, zwana hydrolizą. **Hydroliza** to reakcja cząsteczek związku chemicznego, zachodząca pod wpływem wody, w wyniku której odtwarza się słaby kwas i/lub słaba zasada. Reakcja hydrolizy soli przebiega według schematu:



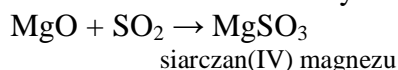
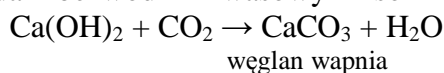
Na przykład:

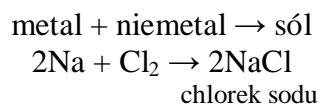


Sole można otrzymywać wieloma metodami (przykłady tych reakcji przedstawiono przy omawianiu kwasów), tj.:



Ponadto, sole otrzymuje się w reakcjach:





4.5.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Jaki jest wzór ogólny tlenków i jak się tworzy ich nazwy systematyczne?
2. Jakie są metody otrzymywania tlenków?
3. Od czego zależą właściwości chemiczne tlenków?
4. Jak dzieli się tlenki ze względu na ich właściwości kwasowo-zasadowe?
5. Do jakich tlenków zaliczają się CO, CO₂ i Al₂O₃?
6. Co to są bezwodniki kwasowe?
7. Na czym polega amfoteryczność?
8. Co jest produktem reakcji redukcji tlenku metalu?
9. Jaki wzór ma wodorotlenek żelaza(III)?
10. Jakie są metody otrzymywania wodorotlenków?
11. Co to są ługi?
12. Do jakiej grupy wodorotlenków zalicza się Zn(OH)₂?
13. Jaką barwę ma fenoloftaleina w roztworze NaOH?
14. Jaki wzór strukturalny ma kwas fosforowy(V)?
15. Jak zbudowane są kwasy beztlenowe?
16. Jaką barwę ma oranż metylowy w roztworze H₂SO₄?
17. Jak zbudowana jest cząsteczka soli?
18. Jak określa się wartościowość reszty kwasowej?
19. Co to jest hydroliza?
20. Jakimi metodami otrzymuje się sole?
21. Jak nazywa się produkt reakcji wodorotlenku sodu i kwasu siarkowego(VI)?

4.5.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Otrzymaj tlenek węgla(IV) w reakcji węglanu wapnia z kwasem solnym.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) wkropić kwas solny do kolby z węglanem wapnia,
- 7) zachować szczególną ostrożność przy pracy z kwasem solnym,
- 8) opisać w zeszycie obserwacje i zapisać równanie przebiegającej reakcji,
- 9) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 10) dokonać samooceny pracy,
- 11) uporządkować stanowisko pracy,
- 12) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

- Wyposażenie stanowiska pracy:
- instrukcja stanowiskowa,
 - węglan wapnia, kwas solny,
 - kolba stożkowa,
 - korek z otworem,
 - rurka do odprowadzania gazów,
 - wkraplacz,
 - probówka,
 - literatura.

Ćwiczenie 2

Zbadaj właściwości chemiczne kwasu azotowego(V) i kwasu siarkowego(VI) w reakcji z zasadą sodową.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) wkraplać kwasy do probówek z rozcieńczoną zasadą sodową,
- 7) zachować szczególną ostrożność przy pracy z kwasami i zasadą sodową,
- 8) opisać w zeszycie obserwacje i zapisać równania przebiegających reakcji,
- 9) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 10) dokonać samooceny pracy,
- 11) uporządkować stanowisko pracy,
- 12) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- rozcieńczona zasada sodowa,
- rozcieńczony kwas azotowy(V),
- rozcieńczony kwas siarkowy(VI),
- fenoloftaleina,
- probówki,
- pipetka,
- literatura.

Ćwiczenie 3

Na podstawie literatury oraz informacji zawartych w niniejszym poradniku, napisz równania reakcji, jakie zachodzą podczas działania wody i roztworów kwasów na tlenki metali i tlenki niemetalu, oraz podaj nazwy i wzory strukturalne powstających produktów. Wskaż, które z wymienionych tlenków nie reagują z wodą. Uzasadnij swą odpowiedź.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zapisać równania reakcji tlenków metali i niemetalu z wodą,

- 2) zapisać równania reakcji tlenków metali z kwasami,
- 3) dobrać współczynniki stechiometryczne,
- 4) wskazać, które z wymienionych tlenków nie reagują z wodą – odpowiedź uzasadnić,
- 5) wskazać, które z wymienionych tlenków metali nie reagują z kwasami – odpowiedź uzasadnić,
- 6) podać nazwy oraz wzory strukturalne otrzymanych produktów,
- 7) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- układ okresowy pierwiastków,
- literatura z zakresu chemii nieorganicznej.

Ćwiczenie 4

Na podstawie literatury oraz informacji zawartych w niniejszym poradniku, napisz co najmniej sześć równań reakcji otrzymywania określonej soli kwasu tlenowego różnymi metodami.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) odszukać w poradniku lub innej literaturze metody otrzymywania soli,
- 2) zapisać równania reakcji otrzymywania określonej soli kwasu tlenowego,
- 3) dobrać współczynniki stechiometryczne,
- 4) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- literatura.

4.5.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) scharakteryzować podstawowe grupy związków nieorganicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) posługiwać się zasadami nazewnictwa związków nieorganicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) rysować wzory strukturalne związków nieorganicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) zapisywać równania reakcji chemicznych związków nieorganicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) scharakteryzować metody otrzymywania związków nieorganicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) przeprowadzać proste doświadczenia chemiczne?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) rozróżniać tlenki i wodorotlenki ze względu na ich właściwości kwasowo-zasadowe?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

4.6. Węglowodory alifatyczne i aromatyczne

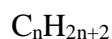
4.6.1. Materiał nauczania

Węglowodory to organiczne związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane są wyłącznie z atomów węgla i wodoru. Można je podzielić na węglowodory alifatyczne i aromatyczne. Węglowodory alifatyczne dzieli się na:

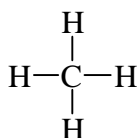
- węglowodory nasycone (alkany), w których występują wyłącznie pojedyncze wiązania chemiczne pomiędzy atomami węgla,
- węglowodory nienasycone, w których występuje wiązanie podwójne lub potrójne pomiędzy atomami węgla.

Węglowodory nasycone

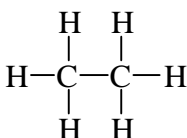
Głównym źródłem alkanów jest ropa naftowa oraz gaz ziemny. Wszystkie alkanany mają ogólny wzór sumaryczny:



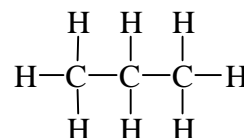
Trzema najprostszymi przedstawicielami tej grupy związków są: metan, etan i propan o podanych poniżej wzorach strukturalnych:



metan



etan



propan

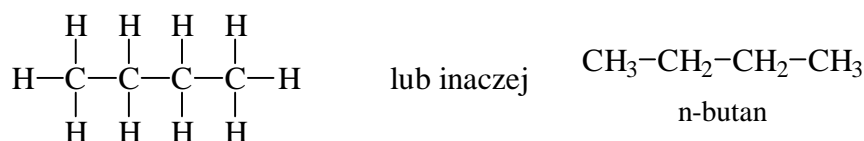
Węglowodory tworzą tzw. szeregi homologiczne. **Szereg homologiczny** to zbiór związków organicznych o zbliżonej strukturze i podobnych właściwościach chemicznych, których cząsteczki różnią się od siebie dowolną liczbą grup $-\text{CH}_2-$. Poszczególne związki z tego zbioru nazywane są homologami.

W tabeli 2 przedstawiono wzory n-alkanów (tzw. normalnych alkanów), tzn. alkanów o nie rozgałęzionym łańcuchu węglowym

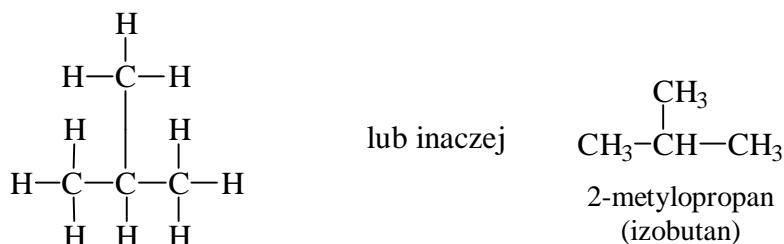
Tabela 2. Wzory chemiczne oraz temperatury wrzenia i topnienia wybranych n-alkanów

Lp.	Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór półstrukturalny	Temperatura wrzenia, °C	Temperatura topnienia, °C
1.	Metan	CH_4	CH_4	-162	-183
2.	Etan	C_2H_6	CH_3-CH_3	-89	-183
3.	Propan	C_3H_8	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	-42	-188
4.	n-Butan	C_4H_{10}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3$	-0,5	-138
5.	n-Pentan	C_5H_{12}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$	36	-130
6.	n-Heksan	C_6H_{14}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	69	-95
7.	n-Heptan	C_7H_{16}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$	99	-91
8.	n-Oktan	C_8H_{18}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$	126	-57
9.	n-Nonan	C_9H_{20}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$	151	-54
10.	n-Dekan	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$	174	-30

W przypadku butanu i wyższych węglowodorów możliwe jest występowanie łańcuchów rozgałęzionych. Na przykład, znane są dwa związki o wzorze C_4H_{10} . Jeden o łańcuchu prostym:



drugi o łańcuchu rozgałęzionym:



Występowanie dwóch cząsteczek butanu jest przykładem zjawiska, zwanego izomerią. **Izomeria** polega na występowaniu związków chemicznych o takim samym wzorze sumarycznym, lecz o różnych właściwościach fizycznych i chemicznych, wynikających z różnic w budowie. Związki takie nazywa się izomerami. Im więcej atomów węgla zawiera cząsteczka węglowodoru, tym większa jest liczba możliwych izomerów, np. pentan ma trzy, a heksan pięć izomerów.

Systematyczne nazwy alkanów tworzy się, przyjmując za podstawę nazwę najdłuższego fragmentu łańcucha węglowego. Następnie numeruje się atomy węgla tego łańcucha od końca, bliżej którego znajduje się rozgałęzienie. Łańcuchy boczne noszą nazwę reszt lub grup alkilowych i często oznaczane są we wzorach symbolem R. Poniżej przedstawiono przykładowe grupy alkilowe:

CH_3 – metyl

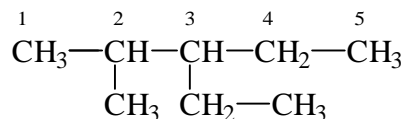
CH_3 – CH_2 – CH_2 – propyl

CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_2 – butyl

$\begin{array}{l} \text{CH}_3 \\ \diagdown \\ \text{CH} \\ \diagup \\ \text{CH}_3 \end{array}$ – izopropyl

$\begin{array}{l} \text{CH}_3 \\ \diagdown \\ \text{CH}-\text{CH}_2 \\ \diagup \\ \text{CH}_3 \end{array}$ – izobutyl

Jeżeli z najdłuższym łańcuchem węglowym połączona jest większa liczba grup alkilowych, to w nazwie należy wymienić każdą z nich w porządku alfabetycznym, np.

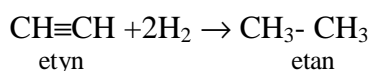
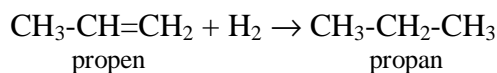


3-etylo-2-metylopentan

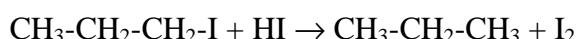
Cztery pierwsze związki w szeregu homologicznym n-alkanów w temperaturze normalnej są gazami, kolejne od pentanu – cieczeniami, a od oktadekanu ($C_{18}H_{38}$) – ciałami stałymi. W miarę wzrostu liczby atomów węgla w cząsteczce wzrastają temperatury wrzenia oraz temperatury topnienia alkanów (tabela 2).

Pierwszy w szeregu homologicznym alkanów – metan – jest bezbarwnym gazem, bez zapachu, pali się niebieskim płomieniem, z tlenem tworzy mieszaniny wybuchowe. Jest on głównym składnikiem gazu ziemnego.

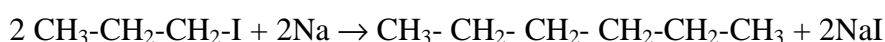
Większość alkanów w stanie czystym otrzymuje się w wyniku destylacji ropy naftowej. Mogą być one także otrzymywane w warunkach laboratoryjnych poprzez uwodornienie odpowiednich węglowodorów nienasyconych w obecności katalizatora:



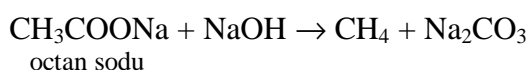
Inną metodą otrzymywania alkanów jest reakcja fluorowcoalkanów z jodowodorem:



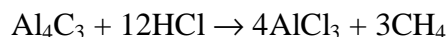
Metoda otrzymywania alkanów w reakcji z metalicznym sodem (tzw. reakcja Wurtza) polega natomiast na przedłużaniu łańcucha węglowego cząsteczki:



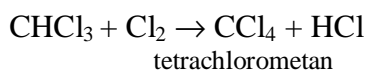
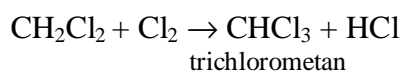
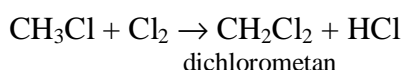
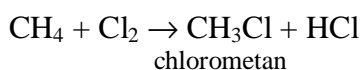
W warunkach laboratoryjnych metan otrzymuje się poprzez ogrzewanie soli kwasów karboksylowych z wodorotlenkami metali alkalicznych:



lub w reakcji:



Węglowodory nasycone są na ogół mało reaktywne. Najbardziej charakterystyczną reakcją, jakiej ulegają jest tzw. reakcja fluorowcowania, która polega na podstawieniu atomów wodoru fluorowcem (w wyniku tego typu reakcji otrzymuje się mieszaninę wszystkich możliwych izomerów). Reakcja węglowodorów nasyconych z innymi fluorowcami przebiega podobnie, jednak reaktywność fluorowców maleje w szeregu F>Cl>Br>I. Przykładem może być reakcja metanu z chlorem:

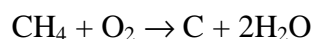


Reakcja fluorowcowania jest typowym przykładem reakcji substytucji. **Substytucja (podstawienie)** jest reakcją zamiany atomu lub grupy atomów w cząsteczce organicznego związku chemicznego przez inny atom lub grupę atomów.

Drugi rodzaj reakcji, jakim ulegają wszystkie węglowodory nasycone to spalanie, które można podzielić na:

- spalanie całkowite, które prowadzi do powstawania ditlenku węgla i wody,
- półspalanie, które prowadzi do powstawania tlenku węgla(II) i wody,
- spalanie niecałkowite które prowadzi do powstawania węgla i wody.

Spalanie metanu z ograniczoną ilością powietrza prowadzi do powstawania drobno sproszkowanego węgla (sadzy):



Procesy, zachodzące podczas ogrzewania węglowodorów nasyconych w wysokich temperaturach (400÷700°C) i pod wysokim ciśnieniem, które prowadzą do otrzymania niższych węglowodorów, noszą nazwę krakingu termicznego.

Węglowodory nasycone mają liczne zastosowania przemysłowe. Alkany gazowe i ciekłe stosowane są jako źródła energii (gaz ziemny, benzyna, nafta, olej napędowy, olej opałowy), natomiast stałe alkany głównie jako środki kosmetyczne (wazelina, parafina) i uszczelniające (asfalt).

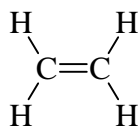
Węglowodory nienasycone

W cząsteczkach nienasyconych węglowodorów alifatycznych oprócz wiązań pojedynczych pomiędzy atomami węgla mogą występować wiązania podwójne lub potrójne. Te węglowodory, które posiadają wiązanie podwójne C=C nazywane są alkenami (olefinami), natomiast te, które zawierają wiązanie potrójne C≡C nazywane są alkinami.

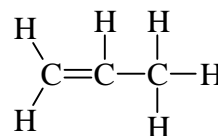
Alkeny, zawierające w cząsteczce jedno wiązanie podwójne, mają ogólny wzór sumaryczny:



Najprostszymi przedstawicielami tej grupy związków są eten i propen o podanych poniżej wzorach strukturalnych:



eten

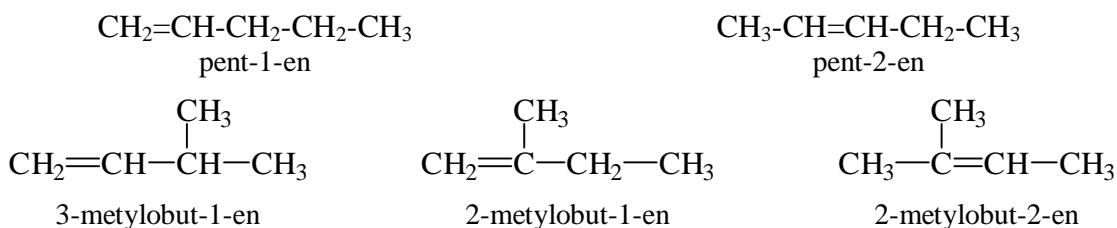


propen

Nazwy systematyczne alkenów wywodzi się z nazw odpowiednich alkanów poprzez zamianę końcówki *-an* na *-en*. Przed końcówką umieszcza się liczbę porządkową, wskazującą przy którym atomie węgla występuje wiązanie podwójne. Podstawowymi przedstawicielami szeregu homologicznego alkenów (w nawiasach podano najczęściej stosowane nazwy zwyczajowe) są:

- eten (etylen) C₂H₄,
- propen (propylen) C₃H₆,
- but-1-en (butylen) C₄H₈,
- pent-1-en C₅H₁₀,
- heks-1-en C₆H₁₂,
- hept-1-en C₇H₁₄,
- okt-1-en C₈H₁₆,
- non-1-en C₉H₁₈,
- dek-1-en C₁₀H₂₀.

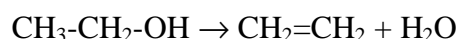
Izomeria alkenów spowodowana jest nie tylko możliwością różnej budowy łańcucha węglowego, ale również różnym usytuowaniem wiązania podwójnego. Położenie wiązań podwójnych określa się, dodając przed nazwą numer pierwszego atomu węgla, tworzącego to wiązanie. W przypadku pentenu istnieją dwa izomery o łańcuchu prostym i trzy o łańcuchu rozgałęzionym:



Alkeny, podobnie jak alkanany, tworzą szereg homologiczny, w którym właściwości fizyczne zmieniają się w sposób dosyć regularny wraz ze wzrostem łańcucha węglowego. Temperatury wrzenia i topnienia alkenów, zawierających jedno wiązanie podwójne, są zbliżone do analogicznych wielkości, charakterystycznych dla alkanów o tej samej długości łańcucha węglowego. Trzy najbliższe alkeny są gazami, kolejne cieciami, a powyżej dekenu – ciałami stałymi. Alkeny nie rozpuszczają się w wodzie i są palne.

Alkeny występują w niektórych ropach naftowych. Na skalę przemysłową alkeny uzyskuje się je np. poprzez termiczny kraking alkanów. W większości przypadków alkeny na skalę laboratoryjną otrzymuje się w wyniku **reakcji eliminacji (odszczepienia)**, która polega na usunięciu podstawników z cząsteczki związku organicznego.

Eten można uzyskać poprzez wyeliminowanie cząsteczki wody z alkoholu etylowego w wysokiej temperaturze:

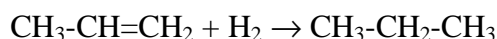


lub poprzez eliminację fluorowcowodoru z fluorowcoalkanów w obecności KOH rozpuszczonego w alkoholu:

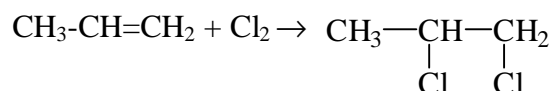


Najbardziej charakterystycznymi reakcjami chemicznymi węglowodorów nienasyconych są **reakcje addycji (przyłączenia)**, które polegają na przyłączeniu cząsteczki (np. fluorowca) do wiązania wielokrotnego pomiędzy atomami węgla. W wyniku reakcji addycji następuje zerwanie tego wiązania. Przykładem takiej reakcji jest:

— addycja wodoru:



— addycja fluorowców:

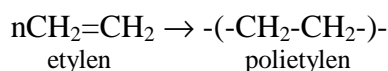


— addycja fluorowcowodorów:

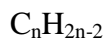


Woda bromowa (nasycony, wodny roztwór bromu o barwie brunatnej) stosowana jest w chemii organicznej do wykrywania wiązań wielokrotnych pomiędzy atomami węgla. Brom przyłącza się do wiązania wielokrotnego i następuje odbarwienie wody bromowej.

Alkeny wykazują także zdolność polimeryzacji, w wyniku której powstają tworzywa sztuczne, np. etylen podczas ogrzewania w temp. ok. 400°C pod zwiększonym ciśnieniem tworzy długie łańcuchy polietylenu:



Alkiny, zawierające w cząsteczce jedno wiązanie potrójne, mają ogólny wzór sumaryczny:



Systematyczne nazwy alkinów ustala się podobnie jak nazwy alkenów, zamieniając końcówkę *-en* na *-yn* (np. propyn, butyn, pentyn). Poniżej przedstawiono przykładowe wzory alk-1-inów oraz ich izomerów:

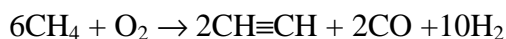
- etyn $\text{CH}\equiv\text{CH}$,
- propyn $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$,
- but-1-yn $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$,
- but-2-yn $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$,
- pent-1-yn $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$,
- pent-2-yn $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$,
- heks-1-yn $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$,
- heks-2-yn $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$,
- heks-3-yn $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

Alkiny, podobnie jak inne węglowodory, tworzą szereg homologiczny, w którym właściwości fizyczne zmieniają się w sposób regularny wraz ze wzrostem łańcucha węglowego. Temperatury wrzenia i topnienia alkinów o nie rozgałęzionym łańcuchu węglowym są zazwyczaj nieco wyższe niż odpowiednich alk-1-enów lub n-alkanów. Trzy najlżejsze alkiny są bezbarwnymi gazami. Wszystkie alkiny są palne i są lżejsze od wody. Nie rozpuszczają się w wodzie, ale są dobrze rozpuszczalne w większości rozpuszczalników organicznych.

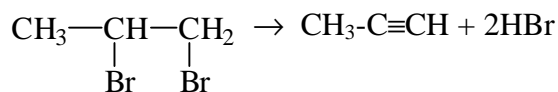
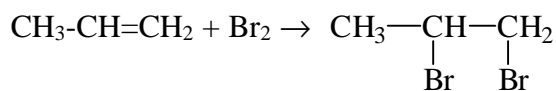
Najprostszym przedstawicielem tej grupy związków jest etyn (acetylen). Na skalę przemysłową otrzymuje się go z węgla wapnia (karbidu):



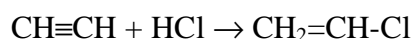
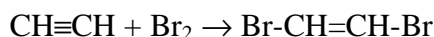
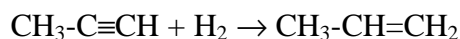
Alternatywną metodą jego otrzymywania jest częściowe utlenianie metanu w wysokiej temperaturze ($>1500^\circ\text{C}$):



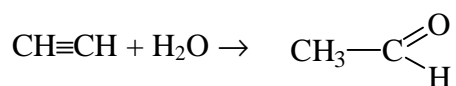
Alkiny można także otrzymywać w reakcji addycji fluorowca do alkenu, a następnie eliminacji dwóch cząsteczek fluorowcowodoru:



Alkiny, podobnie jak alkeny, ulegają reakcji addycji, przyłączając wodór, fluorowce i fluorowcowodory:



Przyłączanie wody (hydratacja) do acetyleny prowadzi do powstawania aldehydu octowego i jest stosowane na skalę przemysłową. Proces ten znany jest jako reakcja Kuczerowa:



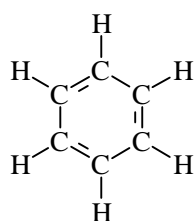
Acetylen jest bezbarwnym, bezwonnym gazem o temp. wrzenia -75°C i temp. topnienia -82°C . Charakterystyczny, ostry zapach acetyleny technicznego pochodzi od zanieczyszczeń, które powstają w procesie jego otrzymywania. Jest łatwopalny i tworzy z powietrzem mieszaninę wybuchową. Zmieszany w odpowiednim stosunku z tlenem służy do uzyskiwania płomienia o temp. ok. 3000°C przy spawaniu metali. Do zastosowań technicznych przechowywany jest pod zwiększonym ciśnieniem w stalowych butlach, jako roztwór w acetonie. Acetylen znalazł szerokie zastosowanie w przemyśle chemicznym jako surowiec do syntezy, m.in. tworzyw sztucznych.

Węglowodory aromatyczne

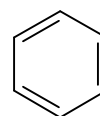
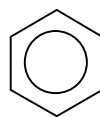
Pomiędzy atomami węgla – oprócz wiązań pojedynczych, podwójnych i potrójnych – istnieje także szczególny typ wiązania, charakterystyczny dla węglowodorów aromatycznych, zawierających w cząsteczce sześciocząłowy pierścień (tzw. pierścień aromatyczny). Szereg prostych przedstawicieli tej grupy związków ma charakterystyczny zapach, stąd pochodzi ich nazwa – węglowodory aromatyczne.

Źródłem tych związków jest smoła węglowa oraz produkty przeróbki ropy naftowej. Są one bardzo trudno rozpuszczalne w wodzie. Lotne węglowodory aromatyczne są łatwo palne i płoną jasnym, kopącym płomieniem. Ich temperatury wrzenia wzrastają wraz ze wzrostem masy cząsteczkowej związku.

Najprostszym i najbardziej pospolitym przedstawicielem węglowodorów aromatycznych jest benzen, którego cząsteczka składa się z sześciu atomów węgla i sześciu atomów wodoru. Bardzo często cząsteczka benzenu zapisywana jest w formie skróconej:



benzen

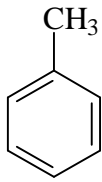


formy skrócone wzoru strukturalnego

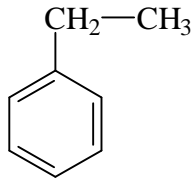
Wzór sumaryczny benzenu C_6H_6 sugeruje, iż powinien on posiadać właściwości związku nienasyconego. Pierścień aromatyczny benzenu wykazuje jednak wyjątkową trwałość i w większości swoich reakcji nie zachowuje się jak związek nienasycony.

Benzen jest lotną, bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu, lżejszą od wody i praktycznie nierozpuszczalną w wodzie. Na powietrzu spala się, wydzielając znaczne ilości sadzy. Ze względu na łatwopalność, benzen stosowany jest w materiałach pędnych. Znajduje również zastosowanie w przemyśle do otrzymywania surowców, niezbędnych w produkcji polimerów, barwników, środków dezynfekcyjnych, detergentów, środków owadobójczych i leków, a także jako rozpuszczalnik substancji organicznych. Należy zachować szczególną ostrożność przy stosowaniu benzenu, gdyż jego opary działają toksycznie, a długotrwały kontakt skóry z ciekłym benzenem może prowadzić do chorób nowotworowych.

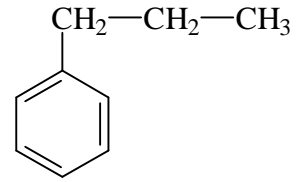
Nazwy systematyczne węglowodorów aromatycznych tworzy się, biorąc za podstawę odpowiedni układ aromatyczny, do nazwy którego dodaje się odpowiednie przedrostki. Poniżej przedstawiono struktury przykładowych homologów benzenu:



metylobenzen (toluen)

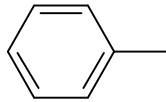


etylobenzen

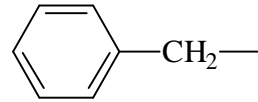


propylobenzen

Reszta benzenowa nazywana jest grupą fenyłową, natomiast reszta węglowodorowa, powstająca przez odszczepienie atomu wodoru od grupy metylowej toluenu nazywa się grupą benzyłową.

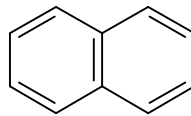


fenyl



benzyl

Cząsteczki węglowodorów aromatycznych mogą zawierać kilka skondensowanych pierścieni benzenowych, jak np. naftalen ($C_{10}H_8$):



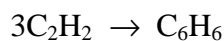
naftalen

Oprócz benzenu, do najważniejszych – z punktu widzenia przemysłowego – węglowodorów aromatycznych należą toluen i naftalen.

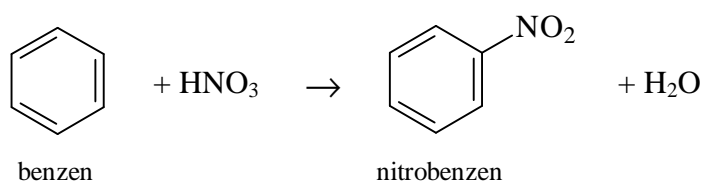
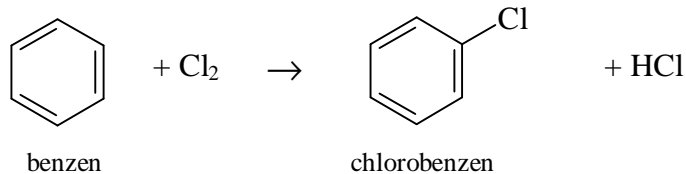
Toluen, podobnie jak benzen, jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu, słabo rozpuszczalną w wodzie. Rozpuszcza się natomiast w alkoholu i węglowodorach. Ma zastosowanie jako rozpuszczalnik oraz surowiec do otrzymywania m.in. barwników, materiałów wybuchowych oraz surowców do produkcji tworzyw sztucznych.

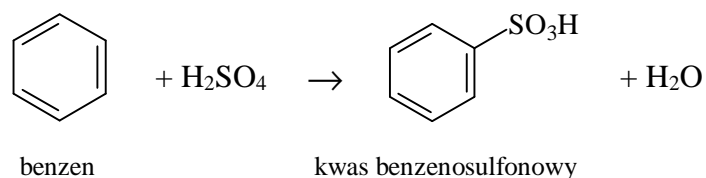
Naftalen jest ciałem stałym o charakterystycznym zapachu, nierozpuszczalnym w wodzie, ale rozpuszczalnym w rozpuszczalnikach organicznych. Naftalen stosowany jest do produkcji np. barwników. Nie przetworzony naftalen w formie sprasowanej jest używany do rozpalania w piecach, a oczyszczony – jako środek przeciw molom.

Węglowodory aromatyczne można otrzymać m.in. poprzez bezpośrednią syntezę związków łańcuchowych, np.:



Reakcją typową dla węglowodorów aromatycznych jest substytucja, przedstawiona poniżej na przykładzie fluorowcowania, nitrowania i sulfonowania benzenu:





Węglowodory aromatyczne znacznie trudniej ulegają reakcji addycji niż nienasycone węglowodory alifatyczne. Wymagają one obecności katalizatorów i warunków podwyższonej temperatury i ciśnienia.

4.6.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to są węglowodory i jak się je dzieli?
2. Jaki jest ogólny wzór sumaryczny alkanów?
3. Co to jest szereg homologiczny i homolog?
4. Co to jest izomer?
5. Jaki wzór strukturalny ma izobutan?
6. Co to jest grupa alkilowa?
7. Jakimi właściwościami charakteryzuje się metan?
8. W jaki sposób otrzymuje się alkany?
9. Na czym polega reakcja substytucji?
10. Który fluorowiec łatwiej reaguje z węglowodorami nasyconymi: fluor czy brom?
11. Jakim reakcjom, poza fluorowcowaniem, ulegają alkany i co jest ich produktem?
12. Co to jest kraking termiczny?
13. Czym różni się budowa cząsteczek alkenów od alkinów?
14. Na czym polegają reakcje eliminacji i addycji?
15. W jaki sposób otrzymuje się alkeny?
16. Jakie są najbardziej charakterystyczne reakcje węglowodorów nienasyconych?
17. Co to są węglowodory aromatyczne?
18. Jak zbudowana jest grupa fenyłowa i benzyłowa?
19. Ile skondensowanych pierścieni benzenowych zawiera naftalen?
20. Jakimi właściwościami fizycznymi charakteryzują się węglowodory aromatyczne?
21. Jakim reakcjom ulegają węglowodory aromatyczne?
22. Jakie są zastosowania przemysłowe węglowodorów?

4.6.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Podaj nazwy oraz wzory sumaryczne i strukturalne kilku wybranych węglowodorów nasyconych, zawierających kilkanaście atomów węgla w łańcuchu. Narysuj wzory strukturalne kilku izomerów jednego z tych węglowodorów oraz podaj ich nazwy systematyczne.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) wybrać kilka węglowodorów nasyconych (C₁₁-C₁₉) i podać ich wzory sumaryczne,
- 2) odszukać w literaturze nazwy nieznanych Ci węglowodorów,
- 3) narysować wzory strukturalne wytypowanych węglowodorów nasyconych,

- 4) narysować wzory strukturalne kilku izomerów jednego z wytypowanych węglowodorów,
- 5) podać nazwy systematyczne tych izomerów,
- 6) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- literatura.

Ćwiczenie 2

Otrzymaj metan w reakcji termicznego rozkładu octanu sodu. Podaj nazwy produktów reakcji i określ do jakiej grupy związków chemicznych należą.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) wymieszać w moździerzu substraty reakcji,
- 7) podgrzewać probówkę z mieszaniną,
- 8) opisać w zeszycie obserwacje,
- 9) zapisać równanie przebiegającej reakcji i podać nazwy jej produktów,
- 10) określić do jakiej grupy związków chemicznych należą produkty przebiegającej reakcji,
- 11) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 12) dokonać samooceny pracy,
- 13) uporządkować stanowisko pracy,
- 14) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- octan sodu,
- wodorotlenek sodu,
- wodorotlenek wapnia,
- woda,
- moździerz porcelanowy,
- próbówki,
- gumowy korek z otworem,
- rurka do odprowadzania gazów,
- krystalizator,
- palnik,
- waga laboratoryjna,
- literatura.

Ćwiczenie 3

Otrzymaj eten w reakcji termicznego rozkładu polietylenu. Zbadaj zachowanie etenu wobec wody bromowej.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować kawałki folii polietylenowej oraz potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) ogrzewać dno probówki, w której umieszczona jest pocięta folia polietylenowa,
- 6) opisać w zeszycie obserwacje,
- 7) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 8) dokonać samooceny pracy,
- 9) uporządkować stanowisko pracy,
- 10) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- folia polietylenowa,
- woda bromowa,
- probówki,
- gumowy korek z otworem,
- rurka do odprowadzania gazu,
- wanienska do zbierania gazu,
- palnik,
- literatura.

Ćwiczenie 4

Otrzymaj etyn w reakcji węgliku wapnia z wodą. Zbadaj zachowanie etynu wobec wody bromowej.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować węglik wapnia oraz potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) wkraplać wodę zmieszana z alkoholem etylowym do kolby z węglikiem wapnia,
- 7) opisać w zeszycie obserwacje i zapisać równanie przebiegającej reakcji,
- 8) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 9) dokonać samooceny pracy,
- 10) uporządkować stanowisko pracy,
- 11) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- węglik wapnia,

- woda bromowa,
- alkohol etylowy,
- kolba szklana,
- probówka,
- gumowy korek z otworem,
- rurka do odprowadzania gazu,
- wkraplacz,
- krystalizator,
- waga laboratoryjna.

Ćwiczenie 5

Narysuj wzory strukturalne sześciu kolejnych homologów benzenu oraz podaj ich wzory sumaryczne i nazwy. Ustal wzór ogólny szeregu homologicznego. Uzasadnij, dlaczego naftalen nie jest homologiem benzenu.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) narysować wzory sześciu kolejnych homologów benzenu,
- 2) obliczyć ilość atomów węgla i wodoru, wchodzących w skład tych związków,
- 3) ustalić wzór ogólny szeregu homologicznego,
- 4) podać wzór sumaryczny naftalenu,
- 5) uzasadnić na podstawie ustalonego wzoru ogólnego, dlaczego naftalen nie należy do tego szeregu homologicznego,
- 6) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- literatura.

4.6.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) zdefiniować pojęcia: alkan, alken i alkin?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) posługiwać się zasadami nazewnictwa węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) scharakteryzować budowę cząsteczek węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) scharakteryzować podstawowe właściwości fizyczne i chemiczne węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) rysować wzory strukturalne węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) zdefiniować pojęcia: szereg homologiczny, homolog i izomer?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) zdefiniować pojęcia: substytucja, eliminacja i addycja?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8) otrzymać metan w warunkach laboratoryjnych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9) otrzymać eten i etyn w warunkach laboratoryjnych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10) określić wzór ogólny szeregu homologicznego, wywodzącego się z benzenu?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
11) układać równania reakcji substytucji z udziałem węglowodorów aromatycznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
12) wskazać główne zastosowania przemysłowe węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

4.7. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

4.7.1. Materiał nauczania

Przejsięcie od węglowodorów do ich pochodnych następuje w wyniku podstawienia atomu wodoru w cząsteczce węglowodoru atomem lub grupą atomów nadającą związkowi charakterystyczne właściwości i warunkującą jego reaktywność (tzw. grupą funkcyjną). Przykładowe grupy funkcyjne związków organicznych przedstawiono w tabeli 3.

Tabela 3. Grupy funkcyjne związków organicznych

Lp.	Nazwa związku organicznego	Struktura grupy funkcyjnej	Nazwa grupy funkcyjnej
1.	Alkohole	—OH	grupa wodorotlenowa (hydroksylowa)
2.	Aldehydy	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—H} \end{array}$	grupa aldehydowa
3.	Ketony	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—} \end{array}$	grupa ketonowa (grupa karbonylowa)
4.	Kwasy karboksylowe	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—OH} \end{array}$	grupa karboksylowa
5.	Aminy	—NH ₂	grupa aminowa

Podobnie jak węglowodory, ich pochodne także tworzą szeregi homologiczne.

Alkohole i fenole

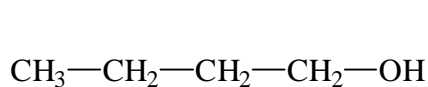
Alkohole to alifatyczne związki organiczne, w których grupę funkcyjną stanowi grupa hydroksylowa. Nazwy systematyczne prostych alkoholi tworzy się od nazwy najdłuższego łańcucha węglowodorowego, związanego z grupą —OH, dodając końcówkę *-ol*, poprzedzoną liczbą porządkową opisującą położenie grupy hydroksylowej. Nazwy zwyczajowe powstają natomiast poprzez dodanie do wyrazu *alkohol* potocznej nazwy odpowiedniego podstawnika alkilowego z końcówką *-owy*. W związku z możliwością różnego położenia grupy hydroksylowej w łańcuchu węglowym, w alkoholach występuje izomeria strukturalna.

W tabeli 4 zestawiono nazwy i wzory chemiczne wybranych alkoholi.

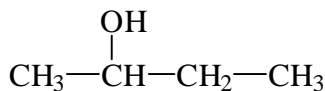
Tabela 4. Wzory i nazwy wybranych alkoholi

Lp.	Wzór półstrukturalny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
1.	CH ₃ OH	metanol	alkohol metylowy
2.	CH ₃ -CH ₂ -OH	etanol	alkohol etylowy
3.	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -OH	propan-1-ol	alkohol n-propylowy
4.	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -OH	butan-1-ol	alkohol n-butylowy
5.	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -OH	pentan-1-ol	alkohol n-pentylowy

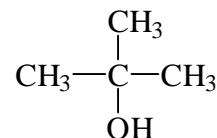
Alkohole dzielą się na trzy grupy strukturalne w zależności od rzędowości atomu węgla, z którym połączona jest grupa hydroksylowa. Rzędowość atomu węgla to liczba wiązań, jakie dany atom węgla tworzy z innymi atomami węgla w związku organicznym, np.:



alkohol I-rzędowy
(butan-1-ol)



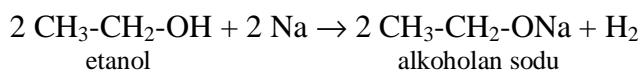
alkohol II-rzędowy
(butan-2-ol)



alkohol III-rzędowy
(2-metylopropan-2-ol)

Alkohole posiadające jedną grupę hydroksylową, przyłączoną do łańcucha o długości od 1 do 13 atomów węgla są cieczeniami. Temperatury wrzenia alkoholi są znacznie wyższe niż węglowodorów o podobnej masie cząsteczkowej, np. temp. wrzenia etanolu wynosi 78,5°C, a etanu -88,6°C.

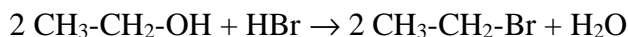
Alkohole w reakcji z bezwodnymi litowcami, berylowcami i glinem tworzą sole (tzw. alkoholany). Przykładem takiej reakcji jest reakcja etanolu z sodem:



etanol

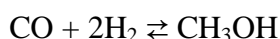
alkoholan sodu

Ponadto reagują one z fluorowcowodorami:



Utlenianie alkoholi prowadzi natomiast do powstawania aldehydów, a następnie kwasów karboksylowych.

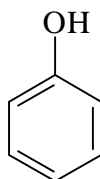
Metanol jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu. Jest bardzo toksyczny. Wypicie lub wchłonięcie jego par przez drogi oddechowe poraża układ nerwowy i może spowodować zgon. Miesza się w każdym stosunku z wodą i alkoholem etylowym. Otrzymuje się go w wyniku syntezy tlenku węgla i wodoru w temp. 350°C w obecności katalizatora:



Metanol jest ważnym surowcem przemysłowym do uzyskiwania m.in. niektórych barwników i tworzyw sztucznych. Stosowany jest również jako rozpuszczalnik.

Etanol jest także bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu i palącym smaku. Otrzymuje się go na drodze fermentacji cukrów. Stosowany jest głównie w przemyśle spożywczym oraz farmaceutycznym i kosmetycznym.

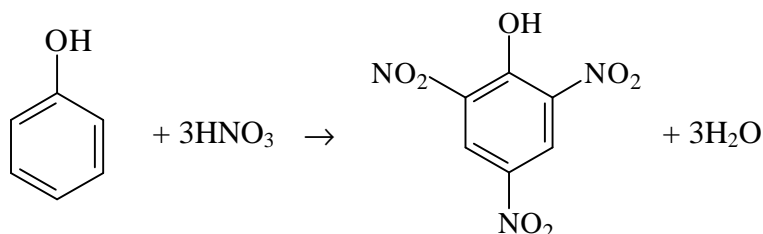
Pochodne benzenu, zawierające – podobnie jak alkohole – grupę hydroksylową nazywane są fenolami. Grupa –OH połączona jest bezpośrednio z atomem węgla pierścienia aromatycznego, co odróżnia fenole od alkoholi i wpływa na ich właściwości, m.in. na wzrost właściwości kwasowych. Grupa hydroksylowa w fenolach nazywana jest często grupą fenolową. Nazwa całej grupy związków pochodzi od nazwy zwyczajowej najprostszego z nich – hydroksybenzenu (fenolu) o wzorze chemicznym C₆H₅OH:



hydroksybenzen (fenol, benzenol)

W temperaturze pokojowej czysty fenol jest bezbarwnym, krystalicznym ciałem stałym o charakterystycznym zapachu. Pod wpływem światła następuje częściowe jego utlenienie, w wyniku czego zmienia barwę na różową. Słabo rozpuszcza się w wodzie, ale dobrze – w rozpuszczalnikach organicznych. Jest toksyczny w kontakcie ze skórą (powoduje oparzenia i martwicę) i po spożyciu.

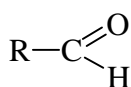
Reaktywność fenolu jest związana nie tylko z grupą hydroksylową, ale również z pierścieniem aromatycznym, który może ulegać reakcjom substytucji (np. nitrowaniu, sulfonowaniu, fluorowcowaniu), np.:



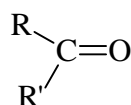
Najważniejsze zastosowania fenolu to produkcja żywic fenolowo-formaldehydowych (np. bakelitu), leków (np. kwasu acetylosalicylowego), detergentów i barwników.

Aldehydy i ketony

Aldehydy to związki organiczne, zawierające w cząsteczce grupę $-\text{CHO}$. Związki o wyższych masach cząsteczkowych są ciałami stałymi. W aldehydach atom węgla grupy karbonylowej $>\text{C}=\text{O}$ połączony jest z jednym atomem wodoru i jednym podstawnikiem węglowodorowym (wyjątek stanowią metanal), natomiast w ketonach węgiel grupy karbonylowej związany jest z dwoma podstawnikami węglowodorowymi:



aldehyd



keton

Nazwy systematyczne alkoholi tworzone są od nazwy węglowodoru nasyconego, zawierającego tyle atomów węgla, ile ma aldehyd w najdłuższym łańcuchu, dodając końcówkę $-\text{al}$. Nazwy zwyczajowe aldehydów pochodzą od nazw zwyczajowych odpowiednich kwasów karboksylowych. Systematyczne i zwyczajowe nazwy najprostszych aldehydów oraz ich wzory chemiczne przedstawiono w tabeli 5.

Nazwy systematyczne ketonów tworzy się od nazwy najdłuższego łańcucha węglowodorowego, zawierającego grupę karbonylową, dodając przedrostek z numerem atomu węgla karbonylowego oraz końcówkę $-\text{on}$ (tabela 6).

Nazwa aldehyd wywodzi się od łacińskiego określenia *alkohol dehydrogenatus*, które oznacza alkohol odwodorniony. Pochodzi ono od głównej metody otrzymywania aldehydów (i ketonów), która polega na utlenianiu alkoholi I- i II-rzędowych:

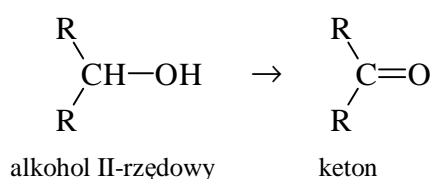
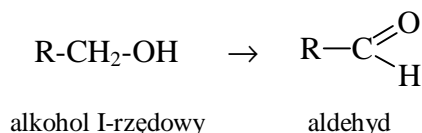


Tabela 5. Wzory i nazwy wybranych aldehydów

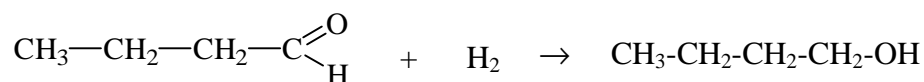
Lp.	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
1.	HCHO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	metanal	aldehyd mrówkowy (formaldehyd)
2.	CH ₃ CHO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	etanal	aldehyd octowy
3.	C ₂ H ₅ CHO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	propanal	aldehyd propionowy
4.	C ₃ H ₇ CHO	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	butanal	aldehyd masłowy

Tabela 6. Wzory i nazwy wybranych ketonów

Lp.	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
1.	C ₃ H ₆ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	propanon	keton dimetylowy (aceton)
2.	C ₄ H ₈ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	butanon	keton etylowometylowy
3.	C ₅ H ₁₀ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	2-pentanon	keton metylowopropylowy
4.	C ₅ H ₁₀ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$	3-pentanon	keton etylowoetylowy

Aldehydy powstają także w wyniku przyłączenia wody do alkinów (reakcja została omówiona w rozdz. 4.6) oraz w wyniku redukcji kwasów karboksylowych.

Aldehydy i ketony są głównie cieczeniami (wyjątek stanowi aldehyd mrówkowy, który jest gazem). Zarówno aldehydy, jak i ketony łatwo ulegają redukcji do alkoholi, np:

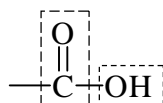


Aldehydy łatwo także ulegają utlenieniu do kwasów karboksylowych, natomiast ketony znacznie trudniej. Aldehydy różnią się od ketonów silnie redukującymi właściwościami, dzięki czemu można je odróżniać za pomocą próby Tollensa (tzw. próba lustra srebrnego) lub próby Trommera.

Najważniejsze aldehydy tzn. aldehyd mrówkowy (formaldehyd) i octowy są cieczeniami o ostrym, nieprzyjemnym zapachu, dobrze rozpuszczalnymi w wodzie. Formaldehyd stosuje się w postaci wodnego roztworu (formaliny) jako środek bakterio- i grzybobójczy. Jest on stosowany także do produkcji tworzyw sztucznych i środków wybuchowych oraz w medycynie i farmacji.

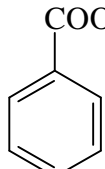
Kwasy karboksylowe

Kwasy karboksylowe to związki organiczne, zawierające karboksylową grupę funkcyjną, w skład której wchodzi grupa karbonylowa $>C=O$ i grupa hydroksylowa $-OH$:



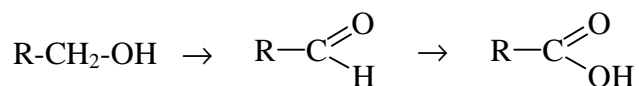
Nazwa systematyczna alifatycznych kwasów karboksylowych składa się ze słowa *kw*as oraz nazwy węglowodoru połączonego z grupą karboksylową, z końcówką *-owy*. Tworząc nazwę kwasu uwzględnia się najdłuższy łańcuch węglowy, łącznie z grupą karboksylową. Nazwy aromatycznych kwasów karboksylowych wywodzą się od nazw węglowodorów aromatycznych, związanych z grupą karboksylową. Przykładowe nazwy i wzory chemiczne kwasów karboksylowych przedstawiono w tabeli 7.

Tabela 7. Systematyczne i zwyczajowe nazwy kwasów karboksylowych

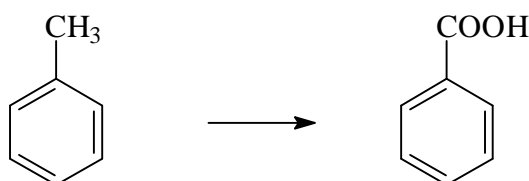
Lp.	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
1.	HCOOH	H-COOH	kwas metanowy	kwas mrówkowy
2.	CH ₃ COOH	CH ₃ -COOH	kwas etanowy	kwas octowy
3.	C ₂ H ₅ COOH	CH ₃ -CH ₂ -COOH	kwas propanowy	kwas propionowy
4.	C ₃ H ₇ COOH	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	kwas butanowy	kwas masłowy
5.	C ₆ H ₅ COOH		kwas benzenokarboksylowy	kwas benzoesowy

Temperatury wrzenia kwasów karboksylowych są znacznie wyższe od innych związków organicznych, np. temp. wrzenia kwasu mrówkowego wynosi 100,5°C, kwasu octowego 117,5°C, kwasu propionowego 141°C, kwasu masłowego 162°C, a kwasu benzoesowego 249°C. Wymienione, alifatyczne kwasy karboksylowe bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie i mają ostry, gryzący zapach.

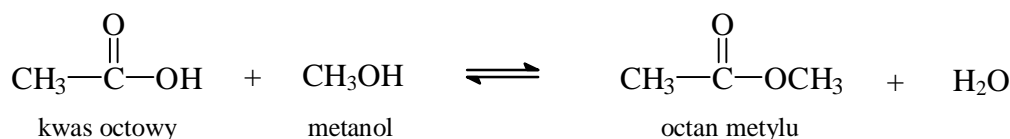
Alifatyczne kwasy karboksylowe otrzymuje się zwykle w reakcji utleniania odpowiednich alkoholi I-rzędowych lub aldehydów:



natomiast aromatyczne kwasy karboksylowe otrzymuje się poprzez utlenianie alkilowych pochodnych benzenu:

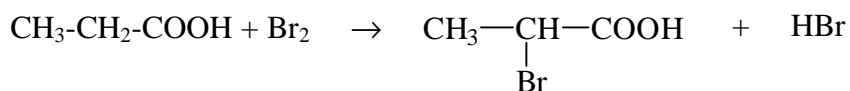


Typowym przykładem reakcji kwasów karboksylowych jest tzw. **reakcja estryfikacji**. Jest to reakcja odwracalna. Polega ona na syntezie kwasów karboksylowych z alkoholami, w obecności mocnych kwasów np. H_2SO_4 , w wyniku której powstają estry:



Wiele estrów posiada intensywny, przyjemny zapach, jednak obecnie ich zastosowanie w przemyśle spożywczym i kosmetycznym zostało ograniczone, ze względu na właściwości rakotwórcze niektórych estrów.

Łańcuch węglowodorowy, związany z grupą karboksylową, może również brać udział w reakcjach chemicznych kwasów karboksylowych, np. z fluorowcami:

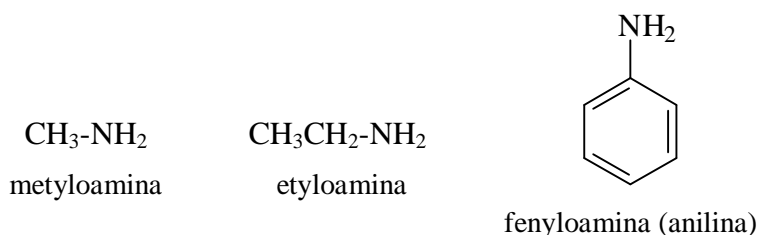


Kwasy karboksylowe, z nielicznymi wyjątkami, są słabymi kwasami, tzn. w roztworach wodnych dysocjują w niewielkim stopniu. Wszystkie w reakcji z zasadami tworzą sole.

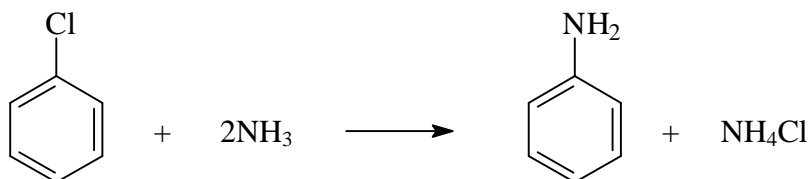
Kwas mrówkowy oraz jego sole mają głównie zastosowanie w garbarstwie, farbiarstwie oraz w przemyśle spożywczym. Kwas octowy, poza przemysłem spożywczym, jest wykorzystywany w przemyśle farmaceutycznym i perfumeryjnym, a także w produkcji tworzyw, włókien sztucznych, acetonu i estrów. Kwas propionowy stosowany jest do konserwacji żywności (E-280) oraz jako środek przeciwpleśniowy do pasz zwierzęcych. Kwas masłowy oraz jego pochodne estrowe są stosowane do produkcji środków zapachowych, barwników i leków. Kwas benzoesowy jest konserwantem, przedłużającym trwałość produktów spożywczych (E-210).

Aminy

Aminy są grupą związków, wywodzących się z amoniaku (NH_3), poprzez zastąpienie atomu wodoru przez podstawnik alkilowy (aminy alifatyczne) lub aryłowy (aminy aromatyczne). Nazwy amin alifatycznych tworzy się przez dodanie przyrostka *-amina* do nazwy grupy alkilowej, związanej z atomem azotu. Poniżej przedstawiono wzory przykładowych amin:



Aminy otrzymuje się w reakcji amoniaku z fluorowcoalkilami lub fluorowcoaryłami, np.:



Cechą charakterystyczną amin jest ich zasadowość, która jest wyższa w przypadku amin alifatycznych niż aromatycznych. Z kwasami nieorganicznymi aminy tworzą sole.

Metyloamina i etyloamina są w temperaturze pokojowej gazami o zapachu amoniaku. Większość pozostałych amin alifatycznych to ciecze lub ciała stałe o stosunkowo niskich temperaturach wrzenia i dobrej rozpuszczalności w wodzie.

Aminy aromatyczne są na ogół silnymi truciznami. Najważniejszą spośród nich – ze względu na zastosowania praktyczne – jest fenyloamina, zwana potocznie aniliną. Jest to bezbarwna, oleista ciecz o charakterystycznym zapachu, która na powietrzu brunatnieje wskutek utleniania. Stosowana jest jako półprodukt w przemyśle organicznym do produkcji barwników, leków i tworzyw sztucznych.

4.7.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to jest grupa funkcyjna?
2. Jak zbudowana jest grupa funkcyjna aldehydów i czym różni się od grupy karboksylowej?
3. Jak tworzy się nazwy systematyczne alkoholi, aldehydów i ketonów?
4. Jaki wzór sumaryczny ma 1-pentanol?
5. Co to jest rzędowość atomu węgla?
6. Czym różni się struktura cząsteczki 1-butanolu od 2-butanolu?
7. Jakim reakcją chemiczną ulegają alkohole?
8. Jakimi właściwościami fizycznymi charakteryzuje się metanol?
9. Co odróżnia fenole od alkoholi?
10. Jaki wzór sumaryczny i właściwości fizyczne ma hydroksybenzen?
11. Z czym związana jest reaktywność hydroksybenzenu?
12. Czym różni się struktura cząsteczki aldehydu i ketonu?
13. Jaka jest podstawowa metoda otrzymywania aldehydów i ketonów?
14. Do jakich związków redukują się aldehydy i ketony?
15. Jaki jest wzór sumaryczny kwasu benzooesowego?
16. W jaki sposób można otrzymać alifatyczne kwasy karboksylowe?
17. Na czym polega reakcja estryfikacji?
18. Jakie są zastosowania przemysłowe kwasów karboksylowych?
19. Co to są aminy i jakie są ich właściwości fizyczne?
20. W jaki sposób można otrzymać anilinę?

4.7.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Przeprowadź reakcję etanolu z sodem.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować sól oraz potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować przyrządy i szkło laboratoryjne,

- 6) przeprowadzić doświadczenie,
- 7) zachować szczególną ostrożność przy wrzucaniu sodu do zlewki z etanolem,
- 8) opisać w zeszycie obserwacje i zapisać równanie przebiegającej reakcji,
- 9) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 10) dokonać samooceny pracy,
- 11) uporządkować stanowisko pracy,
- 12) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- sól,
- etanol,
- fenoloftaleina,
- zlewka,
- szczypce metalowe,
- literatura.

Ćwiczenie 2

Zbadaj redukujące właściwości aldehydów za pomocą próby Tollensa.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować formalinę oraz potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować wodny roztwór azotanu srebra o określonym stężeniu,
- 6) przygotować szkło laboratoryjne,
- 7) wkraplać wodę amoniakalną do roztworu azotanu(V) srebra umieszczonego w probówce, ciągle mieszając (w celu uzyskania odczynnika Tollensa),
- 8) dodać formalinę do próbki z odczynnikiem Tollensa,
- 9) podgrzać probówkę z reagentami w zlewce z gorącą wodą,
- 10) opisać w zeszycie obserwacje,
- 11) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 12) dokonać samooceny pracy,
- 13) uporządkować stanowisko pracy,
- 14) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- azotan(V) srebra,
- formalina,
- woda amoniakalna,
- woda destylowana,
- probówka,
- zlewka,
- pipeta,
- cylinder miarowy,
- literatura.

Ćwiczenie 3

Zbadaj właściwości fizyczne kwasu octowego oraz właściwości chemiczne kwasu octowego w reakcji z metalem, tlenkiem metalu i wodorotlenkiem. Nazwij produkty tych reakcji i narysuj ich wzory strukturalne.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować kwas octowy i szkło laboratoryjne,
- 5) określić właściwości fizyczne kwasu octowego (stan skupienia, zapach, barwę, odczyn, rozpuszczalność w wodzie),
- 6) opisać w zeszycie obserwacje – zestawić w postaci tabeli,
- 7) dodać wiórki magnezu do roztworu kwasu octowego i zbliżyć płonące łuczywo do wylotu probówki,
- 8) probówkę z tlenkiem miedzi(II) i kwasem octowym ogrzewać w płomieniu palnika,
- 9) wkraplać kwas octowy do probówki z roztworem zasady sodowej i fenoloftaleiną,
- 10) opisać w zeszycie obserwacje i zapisać równania przebiegających reakcji,
- 11) nazwać produkty reakcji, narysować ich wzory strukturalne oraz obliczyć ich masę cząsteczkową?
- 12) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 13) dokonać samooceny pracy,
- 14) uporządkować stanowisko pracy,
- 15) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- kwas octowy,
- magnez,
- tlenek miedzi(II),
- wodorotlenek sodu,
- fenoloftaleina,
- papierek uniwersalny,
- probówki,
- pipety,
- cylinder miarowy,
- łuczywko,
- palnik,
- literatura.

Ćwiczenie 4

Ułóż równania reakcji podanych kilkunastu par substratów. Wskaż grupy funkcyjne w podanych substratach. Zaznacz, które reakcje nie zachodzą – odpowiedź uzasadnij. Podaj nazwy i wzory strukturalne wszystkich reagentów organicznych.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) ułożyć równanie reakcji podanych substratów,

- 2) wskazać grupy funkcyjne substratów reakcji,
- 3) zaznaczyć, które reakcje nie zachodzą – odpowiedź uzasadnić,
- 4) nazwać i narysować wzory strukturalne organicznych produktów reakcji,
- 5) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- literatura.

4.7.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

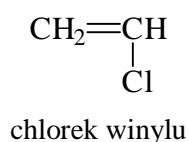
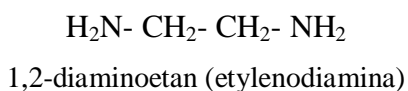
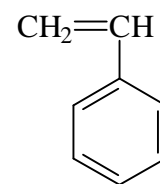
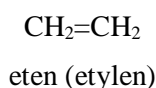
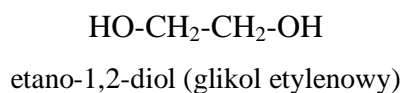
	Tak	Nie
1) zdefiniować pojęcie: grupa funkcyjna?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) rozróżnić grupy funkcyjne pochodnych węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) posługiwać się zasadami nazewnictwa jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) scharakteryzować budowę jednofunkcyjnych alkoholi, fenoli, aldehydów, ketonów, kwasów karboksylowych i amin?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) rysować wzory strukturalne jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) scharakteryzować podstawowe właściwości fizyczne i chemiczne jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) ułożyć równania reakcji chemicznych, w których reagentami są jednofunkcyjne pochodne węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8) określać rzędowość alkoholi?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9) zbadać właściwości fizyczne i chemiczne alkoholi, aldehydów i kwasów karboksylowych w warunkach laboratoryjnych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10) wskazać przemysłowe zastosowania wybranych jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

4.8. Związki wielkocząsteczkowe

4.8.1. Materiał nauczania

Związki wielkocząsteczkowe (**polimery**) to związki, zawierające w swoich cząsteczkach bardzo dużą liczbę atomów, połączonych w długie łańcuchy. Cząsteczki takich związków mają zazwyczaj różne masy cząsteczkowe, gdyż mogą się składać z różnej liczby powtarzających się ugrupowań atomów, tzw. **merów**.

Substratami do otrzymywania polimerów są związki o małej masie cząsteczkowej, zwane **monomerami**. Warunkiem koniecznym do uzyskania związków wielkocząsteczkowych na drodze reakcji chemicznej jest to, aby użyte do ich otrzymania monomery były przynajmniej dwufunkcyjne. Funkcyjność danego związku określa się ilością posiadanych przez ten związek atomów, grup atomów lub wiązań zdolnych do reakcji chemicznej. Poniżej przedstawiono przykładowe związki dwufunkcyjne.

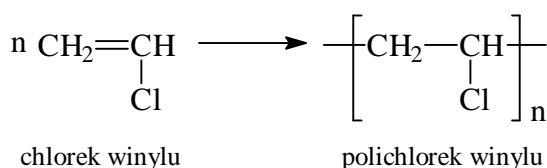
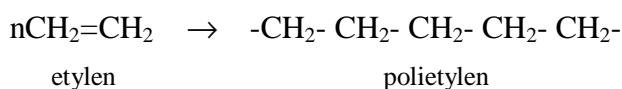


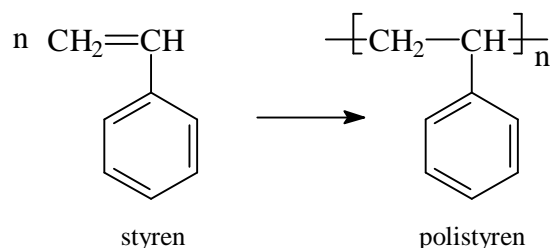
fenyloeten (styren)

Związki o jednym wiązaniu podwójnym są dwufunkcyjne, natomiast o jednym wiązaniu potrójnym – czterofunkcyjne (przy założeniu, że nie zawierają grup funkcyjnych). Reakcja pomiędzy monomerami dwufunkcyjnymi prowadzi do powstawania polimerów o strukturze liniowej. Produkt otrzymany z monomerów o funkcyjności wyższej niż dwa może być polimerem o strukturze rozgałęzionej.

Istnieje kilka rodzajów reakcji chemicznych, prowadzących do powstawania związków wielkocząsteczkowych. Największe znaczenie praktyczne mają polimeryzacja i polikondensacja.

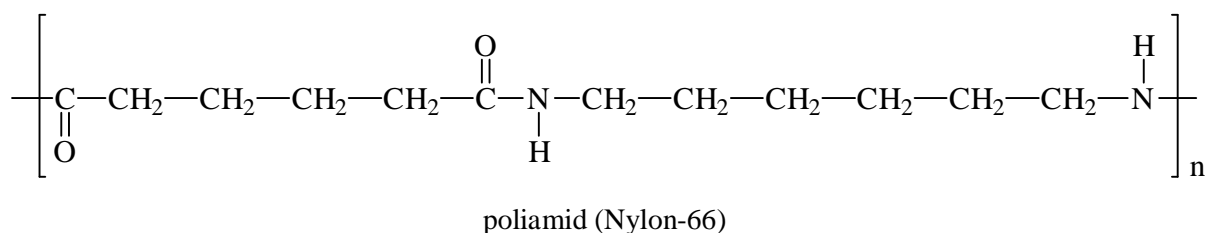
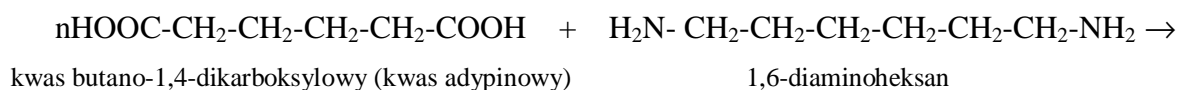
Polimeryzacja to proces chemiczny tworzenia się związku wielkocząsteczkowego w wyniku łączenia wielu cząsteczek monomeru, któremu nie towarzyszy wydzielanie małych cząsteczkowych produktów ubocznych. Polimeryzacji ulegają związki zawierające wiązania wielokrotne pomiędzy atomami węgla ($>\text{C}=\text{C}<$, $-\text{C}\equiv\text{C}-$), a także między atomami węgla i innych pierwiastków (np. $-\text{C}\equiv\text{N}$, $>\text{C}=\text{O}$). Polimeryzacja jest reakcją łańcuchową, która składa się z trzech etapów: zapoczątkowania reakcji (inicjacji), rozbudowy łańcucha i zakończenia łańcucha. Powstający polimer jest pod względem swojego składu elementarnego, identyczny z wyjściowym monomerem, a różni się od niego jedynie masą cząsteczkową, np.:





Polikondensacja to proces tworzenia się związku wielkocząsteczkowego na skutek łączenia się wielu cząsteczek monomeru, z jednoczesnym wydzielaniem związku małowcząsteczkowego (np. wody, fluorowcowodoru, amoniaku, alkoholu) jako produktu ubocznego. Ze względu na wydzielanie się substancji ubocznych, skład elementarny polimeru kondensacyjnego, w odróżnieniu od składu produktu otrzymanego w procesie polimeryzacji, nie jest identyczny ze składem substratów.

Produkt, zwany polimerem kondensacyjnym, może powstać w wyniku reakcji, w których biorą udział grupy funkcyjne, obecne w cząsteczkach jednego rodzaju lub należące do różnych typów cząsteczek. Schematycznie polikondensację można przedstawić za pomocą równania:



Polimery są powszechnie wykorzystywane do produkcji farb, lakierów, klejów i olejów przemysłowych, ale przede wszystkim tworzyw sztucznych. **Tworzywa sztuczne** (tworzywa polimeryzacyjne) są to materiały oparte na polimerach, w skład których wchodzi różnego rodzaju dodatki, nadające im określone właściwości fizyczne. W zależności od zachowania się podczas ogrzewania, tworzywa sztuczne dzieli się na termoutwardzalne i termoplastyczne.

Tworzywa termoplastyczne (termoplasty) w określonej temperaturze i ciśnieniu mają właściwości lepkiego płynu. Można je kształtować poprzez tłoczenie i wtryskiwanie w podwyższonej temperaturze, a następnie szybkie schłodzenie do temperatury użytkowej. Termoplasty można wielokrotnie przetwarzać. Z tworzyw termoplastycznych za pomocą technologii wtrysku wytwarza się naczynia domowego użytku, elementy zabawek, mebli i karoserii samochodów, natomiast w procesach ciągłego tłoczenia i wytłaczania otrzymuje się rury i folie. Wydmuchiwanie tworzyw termoplastycznych jest z kolei stosowane masowo do produkcji plastikowych butelek. Do najczęściej stosowanych tworzyw termoplastycznych można zaliczyć: polietylen (PE), polipropylen (PP), polistyren (PS) oraz polichlorek winylu (PCW).

Tworzywa termoutwardzalne przechodzą natomiast nieodwracalnie ze stanu plastycznego w stan utwardzony, pod wpływem podwyższonej temperatury. Ich zaletami, które wpływają na powszechność zastosowań są: sztywność, stabilność wymiarów, nierozpuszczalność, nietopliwość oraz dobre właściwości elektroizolacyjne. Ich wadą jest natomiast kruchość oraz niemożliwość powtórnego formowania. Tworzywa termoutwardzalne są głównie stosowane do tłoczenia laminatów, tworzyw piankowych, żywic technicznych, klejów i lakierów.

Najprostszą metodą wstępnej identyfikacji tworzyw sztucznych jest ich identyfikacja w płomieniu (tabela 8).

Tabela 8. Identyfikacja tworzyw sztucznych metodą płomieniową

Lp.	Nazwa tworzywa	Palność	Wygląd płomienia	Wygląd tworzywa	Zapach
1.	polietylen	Łatwopalny, nie gaśnie po wyjęciu z płomienia	Żółty z niebieskim wierzchołkiem	Topi się, spływa przezroczystymi kroplami	Zapach palonej parafiny
2.	polistyren	Łatwopalny, nie gaśnie po wyjęciu z płomienia	Żółtopomarańczowy; bardzo gęsty, czarny dym	Mięknie, nadtapia się	Zapach styrenu
3.	poliamidy	Średniopalne, gasną po wyjęciu z płomienia	Biały z żółtym wierzchołkiem	Topią się, spływają pieniącymi kroplami	Charakterystyczny
4.	polichlorek winylu	Trudnopalny, gaśnie po wyjęciu z płomienia	Żółty z zielonymi brzegami; biały dym	Mięknie, ciemnieje	Ostry zapach chlorowodoru

Tworzywa sztuczne, ze względu na swoje właściwości, znalazły szerokie zastosowania praktyczne.

Polietylen jest giętki, woskowaty, przezroczysty. Traci elastyczność pod wpływem światła słonecznego i wilgoci. Folie z polietylenu charakteryzują się małą przenikalnością dla pary wodnej, łatwo przepuszczają pary substancji organicznych i nie są odporne na węglowodory. Są natomiast odporne na działanie roztworów kwasów, zasad i soli oraz niską temperaturę. Polietylen jest stosowany m.in. do wyrobu folii, rur, pojemników, lin, żyłek, nart, żagli.

Polipropylen jest materiałem palnym, bezbarwnym, bezwonnym i niewrażliwym na działanie wody. Wykazuje on dużą odporność chemiczną. Charakteryzuje się dobrą przepuszczalnością powietrza oraz niewielką przepuszczalnością pary wodnej. Jest materiałem obojętnym fizjologicznie oraz łatwym do przetwórstwa. Elementy wykonane z polipropylenu można spawać i zgrzewać oraz metalizować i drukować. Znalazł on zastosowanie w przemyśle chemicznym i farmaceutycznym (naczynia laboratoryjne, strzykawki, opakowania leków, itp.), włókienniczym (włókna syntetyczne), elektronicznym (np. izolacje kabli i przewodów), samochodowym (elementy samochodów, np. zderzaki, części karoserii, wyposażenie wnętrza), a także w budownictwie i meblarstwie (izolacje piankowe, wykładziny, elementy mebli itp.), opakowalnictwie (butelki, pojemniki) oraz w produkcji artykułów gospodarstwa domowego i zabawek.

Polistyren może być bezbarwny, słabo przezroczysty lub zabarwiony na dowolne kolory. Jego zaletą w stosunku do polietylenu i polipropylenu jest niższa temperatura mięknięcia, dzięki czemu łatwiej jest z niego otrzymywać w procesie formowania wtryskowego niewielkie przedmioty o złożonych kształtach. Posiada jednak znacznie mniejszą odporność chemiczną od polietylenu i dlatego nie stosuje się go raczej do produkcji opakowań produktów żywnościowych. Polistyren stosowany jest natomiast w produkcji sztucznej biżuterii, szczoteczek do zębów, pudełek do płyt CD, czy elementów zabawek. Największe zastosowanie polistyren znalazł w formie spienionej (tzw. styropian). Styropian jest masowo wykorzystywany do wytwarzania płyt izolacyjnych dla budownictwa oraz do produkcji opakowań.

Poliamidy mogą mieć różne właściwości fizyczne, w zależności od ich składu chemicznego i budowy cząsteczek. Stosowane są głównie do produkcji włókien (nylon) oraz tworzyw sztucznych o podwyższonej odporności mechanicznej, z przeznaczeniem na koła zębate, części maszyn, rury ciśnieniowe do cieczy, folie opakowaniowe, żyłki wędkarskie, sztuczne kości i ścięgna, itp. Włókna poliamidowe stosuje się do wytwarzania wielu wyrobów włókienniczych (np. kamizelki kuloodporne).

Polichlorek winylu charakteryzuje się dużą wytrzymałością mechaniczną i jest odporny na działanie wielu rozpuszczalników. Stosuje się go w budownictwie (wykładziny podłogowe, stolarka okienna i drzwiowa, listwy wykończeniowe, rury, płyty), w medycynie (dreny, sondy, cewniki), w energetyce (materiał elektroizolacyjny), w sporcie (pokrycie boisk halowej piłki nożnej, siatkowej itd.), a także do wyrobu artykułów gospodarstwa domowego (miski, wiadra, obudowy sprzętu zmechanizowanego itp.) oraz jako igelit, stosowany do pokrywania m.in. nawierzchni skoczni narciarskich i stoków zjazdowych.

4.8.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to są związki wielkocząsteczkowe?
2. Co to jest monomer i mer?
3. W jaki sposób określa się funkcyjność danego związku?
4. Jaka jest funkcyjność związku zawierające jedno wiązanie podwójne?
5. Jakie reakcje chemiczne prowadzą do powstawania związków wielkocząsteczkowych?
6. Czym różni się reakcja polimeryzacji od polikondensacji?
7. Jakie polimery powstają w wyniku polimeryzacji związków nienasyconych?
8. Co to są tworzywa sztuczne i na jakie grupy się dzielą?
9. Jakie są najczęściej stosowane tworzywa termoplastyczne?
10. Jakie są zalety i wady tworzyw termoutwardzalnych?
11. Na czym polega najprostsza metoda identyfikacji tworzyw sztucznych?
12. Z jakiego tworzywa produkuje się strzykawki jednorazowego użytku, a z jakiego nylon?
13. Jakie zastosowania praktyczne mają: polietylen, polipropylen i chlorek winylu?

4.8.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Narysuj wzory strukturalne merów kilku wybranych polimerów. Określ, czy wytypowane polimery należą do termoplastycznych, czy termoutwardzalnych.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) narysować wzór strukturalny monomerów,
- 2) ułożyć równanie reakcji polimeryzacji,
- 3) przeanalizować budowę strukturalną produktów tych reakcji,
- 4) narysować wzór strukturalny merów,
- 5) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- literatura.

Ćwiczenie 2

Zidentyfikuj określone tworzywa sztuczne metodą płomieniową.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować próbki tworzyw sztucznych,
- 5) przeprowadzić spalanie próbek tworzyw sztucznych w płomieniu,
- 6) zaobserwować wygląd płomienia, wygląd spalonego tworzywa, stopień łatwopalności oraz zapach wydzielający się podczas spalania,
- 7) opisać w zeszycie obserwacje – w postaci tabeli,
- 8) zidentyfikować tworzywa sztuczne na podstawie obserwacji,
- 9) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 10) dokonać samooceny pracy,
- 11) uporządkować stanowisko pracy,
- 12) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- próbki tworzyw sztucznych (polietylen, polistyren, poliamid, polichlorek winylu),
- palnik
- tabela właściwości tworzyw sztucznych,
- literatura.

4.8.4. Sprawdzenie postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) zdefiniować pojęcia: polimer, mer i monomer?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) określić funkcyjność związku chemicznego?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) podać przykłady monomerów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) wyodrębnić mer we wzorze strukturalnym polimeru?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) zdefiniować pojęcia: polimeryzacja i polikondensacja?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) podać przykłady polimerów otrzymywanych w procesie polimeryzacji i polikondensacji?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) scharakteryzować i rozróżnić tworzywa termoplastyczne i termoutwardzalne?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8) zidentyfikować podstawowe tworzywa sztuczne metodą płomieniową?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9) określić praktyczne zastosowanie tworzyw sztucznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

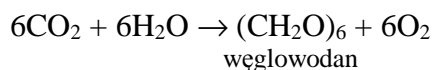
4.9. Naturalne związki organiczne

4.9.1. Materiał nauczania

Wśród najważniejszych związków organicznych, szeroko rozpowszechnionych w przyrodzie, należy wymienić: węglowodany, lipidy, aminokwasy i białka, które są związkami wielofunkcyjnymi.

Węglowodany

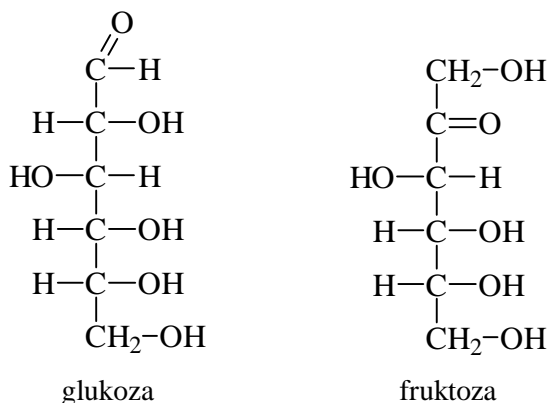
Węglowodany występują zarówno w organizmach roślinnych, jak i zwierzęcych. Pod względem chemicznym węglowodany są aldehydami lub ketonami, zawierającymi w cząsteczce kilka grup hydroksylowych, bądź też pochodnymi tych związków. Węglowodany powstają w zielonych roślinach w procesie fotosyntezy, polegającej na chemicznym wiązaniu ditlenku węgla i wody pod wpływem energii słonecznej:



Węglowodany, nazywane również cukrami, dzielą się na: monosacharydy, disacharydy oraz polisacharydy.

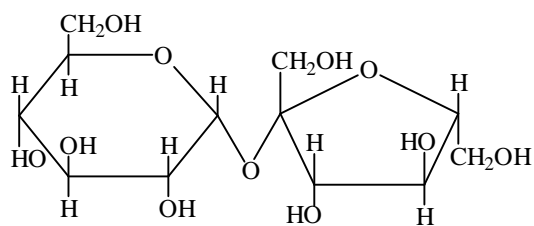
Monosacharydy (cukry proste) są podstawowymi elementami budowy węglowodanów, które nie hydrolizują do prostszych związków. Monosacharydy zawierające grupę aldehydową noszą nazwę aldoz, natomiast zawierające grupę ketonową – ketoz. W zależności od liczby atomów węgla w cząsteczce wyróżnia się triozy, tetrozy, pentozy, heksozy itp. Większość monosacharydów, występujących w przyrodzie, stanowią pentozy i heksozy.

Najważniejszym przedstawicielem aldoheksoz o wzorze sumarycznym $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ jest glukoza, natomiast ketoheksoz – fruktoza, która jest izomerem glukozy. W uproszczeniu ich budowę można przedstawić za pomocą wzorów (odmiana łańcuchowa):



Glukoza (tzw. cukier gronowy) i fruktoza (tzw. cukier owocowy) są w temperaturze pokojowej ciałami stałymi o słodkim smaku i są rozpuszczalne w wodzie. Występują w sokach owocowych i miodzie. Glukoza jest bardzo łatwo przyswajalnym środkiem odżywczym (fruktoza jest znacznie mniej przyswajalna), dlatego też znalazła szerokie zastosowanie w medycynie i w przemyśle spożywczym.

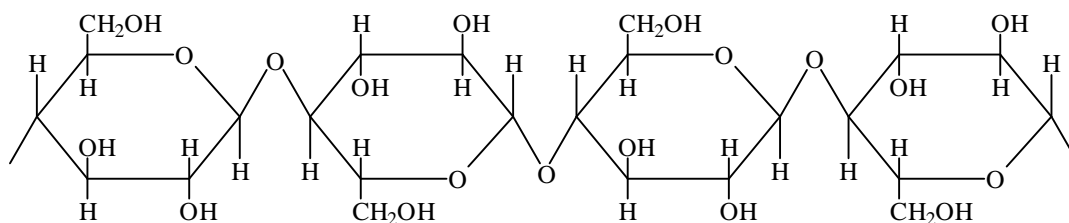
Disacharydy (dwucukry) powstają z połączenia dwóch cukrów prostych. W wyniku reakcji hydrolizy z jednej cząsteczki disacharydu powstają dwie cząsteczki monosacharydów. Najbardziej znanym dwucukrem jest sacharoza, która powstaje z połączenia cząsteczek glukozy i fruktozy:



sacharoza

Jest ona otrzymywana głównie z trzciny cukrowej i buraków cukrowych. Występuje również w owocach i miodzie.

Polisacharydy (wielocukry) zbudowane są z wielu reszt cukrów prostych. Liczba tych reszt wynosi od kilku do kilku tysięcy. Są to związki wielkocząsteczkowe pochodzenia naturalnego, rozpadające się w wyniku hydrolizy na heksozy i pentozy. Polisacharydy złożone z reszt heksoz mają przybliżony wzór sumaryczny $(C_6H_{10}O_5)_n$, co oznacza, że utworzeniu każdego wiązania pomiędzy resztami cukrowymi towarzyszy odszczepienie jednej cząsteczki wody. Najważniejszym przedstawicielem polisacharydów jest celuloza:



fragment cząsteczki celulozy

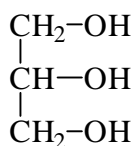
Celuloza jest przede wszystkim surowcem do produkcji papieru. Jej głównym źródłem dla przemysłu jest bawełna i drewno.

Innym ważnym polisacharydem o wzorze $(C_6H_{10}O_5)_n$ (gdzie: $n=300-360$) jest skrobia, która jest białą, bezpostaciową substancją bez smaku i zapachu. Skrobia i niektóre jej pochodne znalazły w przemyśle włókienniczym, farmaceutycznym, kosmetycznym, papierniczym i tekstylnym oraz w produkcji klejów.

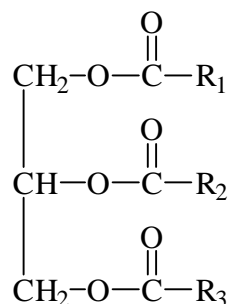
Lipidy

Lipidy są związkami organicznymi pochodzenia naturalnego o zróżnicowanej budowie chemicznej. Są one nierozpuszczalne w wodzie, ale łatwo rozpuszczają się w niepolarnych i słabo polarnych rozpuszczalnikach organicznych.

Najbardziej rozpowszechnionymi w przyrodzie lipidami są tłuszcze (nazywane także glicerydami), które są estrami wyższych kwasów karboksylowych i glicerolu. Ich cząsteczki zawierają co najmniej jedną resztę kwasu karboksylowego o długim łańcuchu węglowym.



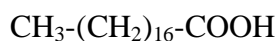
propano-1,2,3-triol (glicerol, gliceryna)



ester kwasu karboksylowego i glicerolu

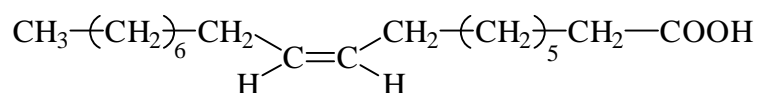
Kwasy monokarboksylowe, wchodzące w skład tłuszczów (tzw. kwasy tłuszczowe), zawierają prosty łańcuch węglowodorowy (nasycony lub nienasycony) o parzystej liczbie atomów węgla.

Nasycone wyższe kwasy tłuszczowe w warunkach normalnych są zwykle białymi ciałami stałymi. Kwasy zawierające w łańcuchu więcej niż 10 atomów węgla są nierozpuszczalne w wodzie i są nietłne. Przykładem nasyconego kwasu tłuszczowego jest kwas stearynowy ($C_{17}H_{35}COOH$) o wzorze:



Jest on używany do produkcji mydeł, kosmetyków, leków oraz do zmiękczenia gumy.

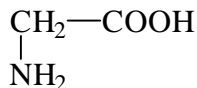
Nienasycone kwasy tłuszczowe są z reguły bezbarwnymi cieczami. Najbardziej rozpowszechnionym nienasyconym kwasem tłuszczowym, zawierającym jedno wiązanie podwójne, jest kwas oleinowy ($C_{17}H_{33}COOH$) o wzorze strukturalnym:



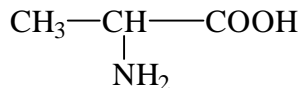
Jest on stosowany m.in. do produkcji smarów i środków piorących.

Aminokwasy, białka

Aminokwasami nazywane są związki chemiczne, zawierające w cząsteczce grupę aminową ($-NH_2$) oraz grupę karboksylową ($-COOH$), które są związane z łańcuchem węglowodorowym lub z pierścieniem aromatycznym. Poniżej przedstawiono przykładowe struktury aminokwasów alifatycznych:

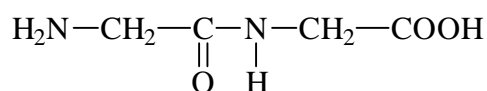


kwas 2-aminoetanowy (glicyna)



kwas 2-aminopropanowy (alanina)

Aminokwasy są podstawowymi jednostkami budulcowymi peptydów i białek. W wyniku reakcji kondensacji grup aminowych z grupami karboksylowymi powstają peptydy, np:



glicyloglicyna

Długie łańcuchy peptydowe są zasadniczym składnikiem wszystkich białek. Białka to wielkocząsteczkowe polimery kondensacyjne, zbudowane z reszt aminokwasów, połączonych ze sobą wiązaniami peptydowymi $-CO-NH-$. Występują one we wszystkich organizmach żywych oraz wirusach. Budowa strukturalna białek jest bardzo skomplikowana. Zazwyczaj liczba reszt aminokwasowych pojedynczego łańcucha polipeptydowego jest większa niż 100, a cała cząsteczka może być zbudowana z wielu łańcuchów polipeptydowych.

Białka odgrywają zasadniczą rolę we wszystkich procesach biologicznych. Biorą udział w katalizowaniu wielu przemian w układach biologicznych (np. enzymy), uczestniczą w transporcie wielu małych cząsteczek i jonów (np. hemoglobina), służą jako przeciwciała oraz biorą udział w przekazywaniu impulsów nerwowych jako białka receptorowe.

4.9.2. Pytania sprawdzające

Odpowiadając na pytania, sprawdzisz, czy jesteś przygotowany do wykonania ćwiczeń.

1. Co to są węglowodany?
2. W jaki sposób powstają węglowodany w roślinach zielonych?
3. Jak można podzielić węglowodany?
4. Co to są cukry proste?
5. Czym różnią się aldozy od ketoz?
6. Jaki związek jest izomerem glukozy?
7. W jakim stanie skupienia występuje glukoza w temperaturze pokojowej?
8. Jak zbudowana jest cząsteczka sacharozy?
9. Jakie są najbardziej znane przedstawiciele polisacharydów?
10. Co to są lipidy?
11. Co to są tłuszcze i kwasy tłuszczowe?
12. Czym różni się cząsteczka kwasu stearynowego od cząsteczki kwasu oleinowego?
13. Co to są aminokwasy?
14. Co jest zasadniczym składnikiem białek?
15. Jaką rolę odgrywają białka w procesach biologicznych?

4.9.3. Ćwiczenia

Ćwiczenie 1

Odróżnij aldoheksozę i ketoheksozę za pomocą wody bromowej w obecności wodorowęglanu sodu. Narysuj wzory strukturalne wykorzystanych w ćwiczeniu cukrów.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinieneś:

- 1) zorganizować stanowisko pracy,
- 2) skorzystać z instrukcji stanowiskowej,
- 3) zaplanować przebieg ćwiczenia – plan zapisać w zeszycie,
- 4) przygotować glukozę i fruktozę oraz potrzebne odczynniki chemiczne,
- 5) przygotować szkło laboratoryjne,
- 6) przeprowadzić doświadczenie,
- 7) opisać w zeszycie obserwacje – uzasadnić występujące różnice,
- 8) narysować wzory strukturalne glukozy i fruktozy,
- 9) przestrzegać zasad bezpieczeństwa i higieny pracy,
- 10) dokonać samooceny pracy,
- 11) uporządkować stanowisko pracy,
- 12) sporządzić sprawozdanie z wykonanego ćwiczenia.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- instrukcja stanowiskowa,
- glukoza,
- fruktoza,
- wodorowęglan sodu,
- woda bromowa,
- probówki,
- pipeta,
- literatura.

Ćwiczenie 2

Na podstawie literatury z zakresu chemii organicznej podaj kilka przykładów nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych. Podaj ich nazwy systematyczne, wzory sumaryczne i strukturalne. Podaj wzór ogólny nienasyconych kwasów tłuszczowych.

Sposób wykonania ćwiczenia

Aby wykonać ćwiczenie, powinienes:

- 1) narysować wzory strukturalne wybranych nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych,
- 2) podać ich nazwy systematyczne i wzory sumaryczne,
- 3) podać wzór ogólny nienasyconych kwasów tłuszczowych,
- 4) zaprezentować wyniki swojej pracy.

Wyposażenie stanowiska pracy:

- literatura.

4.9.4. Sprawdzian postępów

Czy potrafisz:

	Tak	Nie
1) wymienić najważniejsze grupy naturalnych związków organicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2) zdefiniować pojęcie: węglowodan?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3) określić rodzaje węglowodanów?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4) podać przykłady węglowodanów, należących do każdej z tych grup?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5) rozróżnić glukozę i fruktozę w warunkach laboratoryjnych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6) zdefiniować pojęcia: lipid, tłuszcz i kwas tłuszczowy?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7) wskazać różnicę w budowie cząsteczki kwasu stearynowego i oleinowego?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8) podać nazwy oraz wzory sumaryczne i strukturalne wybranych nienasyconych kwasów tłuszczowych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9) zdefiniować pojęcia: aminokwas i białko?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10) scharakteryzować budowę chemiczną białek?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
11) określić rolę białek w procesach biologicznych?	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

5. SPRAWDZIAN OSIĄGNIĘĆ

INSTRUKCJA DLA UCZNIĄ

1. Przeczytaj uważnie instrukcję.
2. Podpisz imieniem i nazwiskiem kartę odpowiedzi.
3. Zapoznaj się z zestawem zadań testowych.
4. Udzielaj odpowiedzi na załączonej karcie odpowiedzi.
5. Test zawiera 30 zadań. Do każdego zadania dołączone są 4 możliwości odpowiedzi. Tylko jedna jest prawidłowa.
6. Udzielaj odpowiedzi na załączonej karcie odpowiedzi, stawiając w odpowiedniej rubryce znak X. W przypadku pomyłki należy błędną odpowiedź zaznaczyć kółkiem, a następnie ponownie zakreślić odpowiedź prawidłową.
7. Zadania wymagają stosunkowo prostych obliczeń, które powinieneś wykonać przed wskazaniem poprawnego wyniku.
8. Pracuj samodzielnie, bo tylko wtedy będziesz miał satysfakcję z wykonanego zadania.
9. Jeśli udzielenie odpowiedzi będzie Ci sprawiało trudność, wtedy odłóż jego rozwiązanie na później i wróć do niego, gdy zostanie Ci wolny czas.
10. Na rozwiązanie testu masz 60 minut.

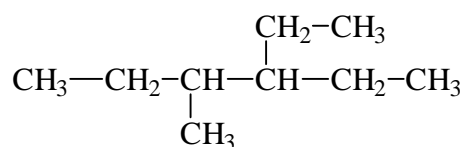
Powodzenia!

ZESTAW ZADAŃ TESTOWYCH

1. Do właściwości fizycznych substancji nie zalicza się
 - a) barwy.
 - b) twardości.
 - c) gęstości.
 - d) palności.
2. Mieszaniny niejednorodne to
 - a) piasek, opiłki żelaza z siarką, woda z mąką.
 - b) mosiądz, słona woda, powietrze.
 - c) woda z cukrem, benzyna, piasek.
 - d) woda mineralna, powietrze, benzyna.
3. Liczba atomowa określa
 - a) liczbę elektronów walencyjnych.
 - b) liczbę protonów, neutronów i elektronów.
 - c) liczbę protonów.
 - d) liczbę protonów, neutronów.
4. 1 g siarki zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$
 - a) atomowych jednostek masy (u).
 - b) atomów.
 - c) protonów.
 - d) elektronów.

5. Masa 3 moli cząsteczkowego tlenu wynosi ok.
- 32 g.
 - 16 g.
 - 96 g.
 - 48 g.
6. Stężenie procentowe roztworu, który w 600 g zawiera 150 g substancji rozpuszczonej, wynosi
- 10%.
 - 15%.
 - 20%.
 - 25%.
7. W celu otrzymania roztworu 50%-owego, należy zmieszać roztwór 80%-owy i 30%-owy w stosunku wagowym
- 5:3.
 - 3:8.
 - 2:3.
 - 3:2.
8. Symbole pierwiastków: C, Fe, K, Al oznaczają kolejno
- wapń, azot, kadm, glin.
 - węgiel, fosfor, miedź, ołów.
 - węgiel, żelazo, potas, glin.
 - wapń, nikiel, potas, sód.
9. Do tej samej grupy głównej układu okresowego należą
- magnez i lit.
 - lit i potas.
 - potas i glin.
 - glin i siarka.
10. W czterech cząsteczkach wody znajduje się
- 4 atomy wodoru i 8 atomów tlenu.
 - 2 atomy wodoru i 1 atom tlenu.
 - 4 atomy wodoru i cztery atomy tlenu.
 - 8 atomów wodoru i 4 atomy tlenu.
11. Reakcja $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$, to reakcja
- syntezy.
 - analizy.
 - wymiany podwójnej.
 - wymiany pojedynczej.
12. W reakcji 48 g magnezu, w której otrzymano 80 g tlenku magnezu, brało udział
- 16 g tlenu.
 - 32 g tlenu.
 - 48 g tlenu.
 - 64 g tlenu.

13. Odczyn zasadowy ma substancja, której
- pH = 5.
 - pH = 6.
 - pH = 7.
 - pH = 8.
14. Tlenki amfoteryczne to
- Al₂O₃ i CuO.
 - CuO i CO₂.
 - Al₂O₃ i ZnO.
 - SO₂ i SO₃.
15. Fenoloftaleina jest barwiona na różowo przez
- Na₂CO₃.
 - NaOH.
 - Na₂O.
 - NaCl.
16. Bezwodnikiem kwasu węglowego jest
- węgiel.
 - tlenek węgla(II).
 - tlenek węgla(IV).
 - węglan potasu.
17. Dysocjacja jonowa azotanu sodu przebiega według równania
- NaNO₂ ⇌ Na⁺ + 2NO⁻.
 - NaNO₂ ⇌ Na⁺ + NO²⁻.
 - NaNO₂ ⇌ Na⁺ + NO₂⁻.
 - NaNO₂ ⇌ Na⁺ + 2NO₂⁻.
18. Reakcja tlenku metalu i bezwodnika kwasowego
- prowadzi do otrzymania soli.
 - prowadzi do otrzymania kwasu.
 - prowadzi do otrzymania wodorotlenku metalu.
 - nie zachodzi.
19. Związki należące do tego samego szeregu homologicznego mają
- taki sam stan skupienia.
 - jednakową temperaturę wrzenia.
 - taki sam wzór sumaryczny.
 - podobne właściwości chemiczne.
20. Węglowodór o podanym wzorze ma nazwę



- 3-etylo-4-metyloheksan.
- 3-metylo-4-etyloheksan.
- 4-metylo-3-etyloheksan.
- 4-etylo-3-metyloheksan.

21. Reakcja substytucji polega na
- usunięciu atomu lub grupy atomów.
 - zamianie atomu lub grupy atomów przez inny atom lub grupę atomów.
 - przyłączeniu atomu lub grupy atomów.
 - rozkładzie termicznym.
22. Eten można otrzymać poprzez wyeliminowanie cząsteczki wody z
- etanolu.
 - metanolu.
 - etanal.
 - metanal.
23. Oktyn to związek chemiczny o wzorze sumarycznym
- C_8H_{18} .
 - C_8H_{16} .
 - C_8H_{14} .
 - C_8H_{12} .
24. Izomerem benzenu jest związek o wzorze
- $C_{12}H_{24}$.
 - $C_6H_5CH_3$.
 - $C_6H_4(CH_3)_2$.
 - $CH\equiv C-CH_2-CH_2-C\equiv CH$.
25. Grupa funkcyjna o podanej strukturze nazywana jest grupą
- $$\begin{array}{c} O \\ || \\ -C-OH \end{array}$$
- aldehadową.
 - hydroksylową.
 - karbonylową.
 - karboksylową.
26. Przykładem alkoholu III-rzędowego jest
- CH_3-CH_2-OH
 - $CH_3-CH_2-CH_2-OH$
 - $\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3-CH-OH \end{array}$
 - $\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3-C-OH \\ | \\ CH_3 \end{array}$
27. Pochodną benzenu, zawierającą grupę wodorotlenową, jest
- toluen.
 - fenol.
 - naftalen.
 - nitrobenzen.
28. Kwas pentanowy ma wzór
- $C_4H_{10}COOH$.
 - $C_5H_{12}COOH$.
 - $C_5H_{11}COOH$.
 - C_4H_9COOH .

29. Monomerem nie może być

- a) eten.
- b) chlorek winylu.
- c) styren.
- d) toluen.

30. Glukoza jest

- a) monosacharydem.
- b) disacharydem.
- c) polisacharydem.
- d) białkiem.

KARTA ODPOWIEDZI

Imię i nazwisko

Posługiwanie się podstawowymi pojęciami fizykochemicznymi

Zakreśl poprawną odpowiedź.

Nr zadania	Odpowiedź				Punkty
1	a	b	c	d	
2	a	b	c	d	
3	a	b	c	d	
4	a	b	c	d	
5	a	b	c	d	
6	a	b	c	d	
7	a	b	c	d	
8	a	b	c	d	
9	a	b	c	d	
10	a	b	c	d	
11	a	b	c	d	
12	a	b	c	d	
13	a	b	c	d	
14	a	b	c	d	
15	a	b	c	d	
16	a	b	c	d	
17	a	b	c	d	
18	a	b	c	d	
19	a	b	c	d	
20	a	b	c	d	
21	a	b	c	d	
22	a	b	c	d	
23	a	b	c	d	
24	a	b	c	d	
25	a	b	c	d	
26	a	b	c	d	
27	a	b	c	d	
28	a	b	c	d	
29	a	b	c	d	
30	a	b	c	d	
Razem:					

6. LITERATURA

1. Arni A.: Repetytorium z chemii. Chemia ogólna i nieorganiczna. WSiP, Warszawa 1995
2. Arni A.: Repetytorium z chemii. Chemia organiczna. WSiP, Warszawa 1995
3. Białecka-Florjańczyk E., Włostowska J.: Chemia organiczna. WNT, Warszawa 2007
4. Bielański A.: Podstawy chemii nieorganicznej. WNT, Warszawa 2007
5. Chmielewski P., Jezierski A.: Słownik encyklopedyczny. Chemia. Wyd. Europa, Wrocław 2001
6. Cox P.A.: Chemia nieorganiczna. PWN, Warszawa 2004
7. Czapnik E., Wojciechowska-Piskorska H.: BHP w laboratoriach chemicznych. ODDK, Gdańsk 2001
8. Detmer J.: Chemia w pigułce. Zestaw ćwiczeń. Wydawca Benkowski, Białystok 2005
9. Głowacki Z.: Chemia ćwiczenia, część 1 i 2. Wydawnictwo Tutor, Toruń 2003
10. Jones L., Atkins P.: Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje. PWN, Warszawa 2004
11. Kałuża B., Kamińska F.: Chemia zakres podstawowy. Część 1 – Chemia ogólna i nieorganiczna. Wydawnictwo Żak, Warszawa 2002
12. Kałuża B., Kamińska F.: Chemia zakres podstawowy. Część 2 – Chemia organiczna. Wydawnictwo Żak, Warszawa 2003
13. Kołodziejczyk A.: Naturalne związki organiczne. PWN, Warszawa 2004
14. Koszmider M.: Chemia. Podręcznik szkoły ponadgimnazjalne. PWN, Warszawa 2004
15. Koszmider M., Miszewska-Pawlak H.: Chemia. Przewodnik metodyczny. Szkoły ponadgimnazjalne. PWN. Warszawa 2003
16. Krygowski T.: Słownik szkolny. Chemia. WSiP, 2004
17. Pazdro K.M.: Zbiór zadań z chemii dla szkół ponadgimnazjalnych. OE K. Pazdro, Warszawa 2003
18. Praca zbiorowa: Encyklopedia dla wszystkich. Chemia. WNT, Warszawa 2001
19. Praca zbiorowa: Poradnik chemika analityka. WNT, Warszawa 1998