

mgr Maria Litwin
mgr Szarota Styka-Wlazło

Program nauczania

chemii dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum

Kształcenie ogólne w zakresie podstawowym

Program dopuszczony do użytku szkolnego
przez Ministerstwo Edukacji Narodowej i Sportu
na podstawie recenzji
prof. dr. hab. Bogusława Wilkomirskiego,
dr Mirosławy Jurak i mgr Joanny Szymańskiej

Numer w zestawie: **DKOS-4015-46/02**

Wydawnictwo  Nowa
Era

Projekt okładki: Konrad Klee

Opracowanie graficzne: Mariola Proch

Redakcja merytoryczna i opracowanie redakcyjne: Joanna Kotecka

ISBN 83-88985-19-1

© Copyright by NOWA ERA
Warszawa 2002

Wydanie pierwsze

Skład i montaż elektroniczny:



Wydawnictwo NOWA ERA, Aleje Jerozolimskie 146 D, 02-305 Warszawa
tel. (0 22) 570 25 80, fax (0 22) 570 25 81
www.nowaera.com.pl; e-mail: nowaera@nowaera.com.pl

Druk i oprawa: Przedsiębiorstwo Poligraficzne GRYFIS, Łomianki k. Warszawy, ul. Kolejowa 121

Spis treści:

I. Wstęp	4
II. Cele edukacyjne – kształcenia i wychowania	5
III. Materiał nauczania związany z celami edukacyjnymi	8
IV. Realizacja materiału nauczania – procedury osiągania celów	13
V. Ocena osiągnięć ucznia – propozycje metod oceniania.....	62
Wyciąg z Podstawy programowej kształcenia ogólnego dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum – zakres podstawowy	64

I. Wstęp

1. Charakterystyka programu nauczania

Proponowany program nauczania chemii obejmuje wszystkie treści merytoryczne zawarte w *Podstawie programowej kształcenia ogólnego (Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej z dnia 19 czerwca 2001 r.)*.

Treści nauczania ujęte w programie:

- są zgodne z aktualnym stanem wiedzy chemicznej oraz pozostałych przedmiotów przyrodniczych;
- są dostosowane do możliwości ucznia;
- umożliwiają samodzielność myślenia i kształtowanie postaw badawczych;
- są przeznaczone do realizacji w ramach 111 godzin chemii w 3-letnim cyklu kształcenia, tj. 3 godziny tygodniowo + 3 godziny do dyspozycji nauczyciela, czyli łącznie 114 godzin w 3-letnim cyklu kształcenia.

W szkołach ponadgimnazjalnych (liceach i technikach) przewiduje się następujące ścieżki edukacyjne:

- edukacja prozdrowotna;
- edukacja czytelnicza i medialna;
- uczestnictwo w kulturze;
- edukacja europejska;
- edukacja filozoficzna;
- edukacja ekologiczna.

Niniejszy program zawiera niektóre zagadnienia ujęte w ścieżkach edukacyjnych.

W programie znajdują się:

- szczegółowe cele edukacyjne kształcenia i wychowania;
- hasła programowe;
- komentarz do programu;
- rozkład materiału nauczania, a w nim:
 - numer i temat lekcji,
 - materiał nauczania,
 - cele szczegółowe dostosowane do każdej lekcji,
 - proponowane doświadczenia,
 - proponowane ćwiczenia i zadania.

2. Informacja o działalności dydaktycznej autorek programu

Maria Litwin jest absolwentką Wydziału Matematyki, Fizyki i Chemii (kierunek chemia) Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie. W 1972 r. otrzymała tytuł magistra chemii. W 1987 r. ukończyła dwusemestralne studia podyplomowe na Wydziale Matematyki, Fizyki i Chemii (kierunek chemia) UJ. W 1989 r. uzyskała II stopień specjalizacji zawodowej w zakresie nauczania chemii. Pracowała jako doradca metodyczny chemii w Wojewódzkim Ośrodku Metodycznym w Krakowie. Jest autorką programu autorskiego Szkoły Podstawowej Nr 111 w Krakowie, zatwierdzonego przez MEN i realizowanego od 1.09.1990 r. do 30.06.1999 r. Program zakładał nauczanie w blokach przedmiotowych: humanistycznym, matematyczno-fizycznym i przyrodniczym. Zyskał wysoką ocenę rodziców, uczniów i władz oświatowych oraz tych środowisk (szkół, ośrodków metodycznych itp.), w których był prezentowany. Wyprzedzał o 9 lat reformę edukacji.

Od 1.09.1992 r. Maria Litwin pełni funkcję dyrektora Szkoły Podstawowej Nr 111 w Krakowie. Jest nauczycielem dyplomowanym, współautorką podręczników i zeszytów ćwiczeń do chemii dla klas VII i VIII, programu nauczania chemii w gimnazjum, podręczników, zeszytów ćwiczeń i poradników metodycznych do nauczania chemii w I, II i III klasie gimnazjum oraz zbioru zadań do chemii dla gimnazjum (wszystkie pozycje opublikowane zostały w Wydawnictwie „Nowa Era”).

Za osiągnięcia dydaktyczno-wychowawcze została odznaczona Złotym Krzyżem Zasługi w 1999 r. oraz Medalem Komisji Edukacji Narodowej w 2001 r.

Szarota Styka-Wlazło jest absolwentką Wydziału Matematyki, Fizyki i Chemii (kierunek chemia) Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie. W 1971 r. otrzymała tytuł magistra chemii. W 1987 r. ukończyła dwusemestralne studia podyplomowe na Wydziale Matematyki, Fizyki i Chemii (kierunek chemia) UJ. W 1990 r. uzyskała I stopień specjalizacji zawodowej w zakresie nauczania chemii. Pracuje jako nauczyciel chemii w XXIX Liceum Ogólnokształcącym im. Krzysztofa Kieślowskiego w Krakowie. W 2001 r. zdobyła kwalifikacje uprawniające do przeprowadzania egzaminu maturalnego z chemii, a następnie została egzaminatorem Okręgowej Komisji Egzaminacyjnej w Krakowie (zaświadczenie Nr MCH/391/01 wydane przez CKE w Warszawie, wpis do ewidencji egzaminatorów pod numerem 336200391). Ma stopień nauczyciela mianowanego. Jest współautorką „Zbioru zadań z chemii dla gimnazjum” Wydawnictwa „Nowa Era”. Za osiągnięcia w pracy dydaktyczno-wychowawczej została odznaczona w 2000 r. Złotym Krzyżem Zasługi.

3. Informacja o obudowie dydaktycznej programu

- Podręcznik
- Zbiór testów do pomiaru dydaktycznego
- Zbiór scenariuszy i konspektów lekcji
- Foliogramy
- Karty pracy

II. Cele edukacyjne – kształcenia i wychowania

W praktyce szkolnej stosowano dotychczas cele ogólne podzielone na następujące kategorie:

- cele poznawcze,
- cele kształcące,
- cele wychowawcze.

Cele określał nauczyciel, który dążył następnie do ich osiągnięcia w procesie lekcyjnym.

Tak realizowane cele ogólne nie zawsze pozwalały na rozeznanie, co uczeń powinien wiedzieć i umieć po skończonych zajęciach. Wyodrębnienie szczegółowych (operacyjnych) celów kształcenia z celów ogólnych pozwala nauczycielowi na właściwe skonstruowanie narzędzi kontroli, korektę własnej pracy z uczniem oraz dostarcza uczniom właściwej motywacji, zachęcając jednocześnie do uczenia się. Operacjonalizacja celów nauczania to zamiana celów ogólnych na zbiór równoważnych celów operacyjnych, wyrażonych jako spodziewane osiągnięcia uczniów.

Cel operacyjny jest to więc opis czynności, jaka powinna być przez ucznia opanowana, czyli wyrażenie tego, co uczeń powinien wiedzieć, rozumieć i umieć po zakończeniu procesu edukacyjnego.

Aby utworzyć właściwą skalę nauczania, klasyfikacja celów musi być hierarchiczna, tzn. powinna porządkować cele od najniższych do najwyższych. Taka hierarchiczna klasyfikacja nosi nazwę taksonomii celów nauczania i polega na tym, że osiągnięcie celu wyższego poprzedzone jest osiągnięciem celu niższego.

Pionierska taksonomia celów nauczania została skonstruowana przez zespół psychologów i pedagogów amerykańskich pod kierunkiem Benjamina Blooma w 1956 roku.

W Polsce taksonomię celów nauczania przedstawił po raz pierwszy Bolesław Niemierko w 1975 roku. Taksonomia ta jest ponadprzedmiotowa i obejmuje dwa poziomy celów: wiadomości i umiejętności. Na każdym z tych poziomów znajdują się dwie kategorie.

Poniższa tabela przedstawia taksonomię celów nauczania chemii:

Poziom	Kategorie celów	Zakres	Cele nauczania wyrażone wieloznacznice	Cele nauczania wyrażone za pomocą czasowników operacyjnych
I. Wiadomości	A – Zapamiętanie wiadomości	Znajomość pojęć chemicznych, faktów, praw, zasad, reguł itp.	Wiedzieć	Nazwać... Podać definicję... Wymienić... Wyliczyć... Znać...
	B – Zrozumienie wiadomości	Umiejętność przedstawienia wiadomości inaczej niż uczeń zapamiętał, wytłumaczenie wiadomości i ich interpretacja	Rozumieć	Wyjaśnić... Streścić... Rozróżnić... Zilustrować... Przedstawić...
II. Umiejętności	C – Stosowanie wiadomości w sytuacjach typowych	Umiejętność zastosowania wiadomości w sytuacjach podobnych do ćwiczeń szkolnych	Stosować wiadomości	Wybrać sposób... Rozwiązać... Zbadać... Zastosować... Porównać... Skłasyfikować... Określić... Obliczyć... Scharakteryzować...
	D – Stosowanie wiadomości w sytuacjach problemowych	Umiejętność formułowania problemów, dokonywania analizy, syntezy i oceny nowych zjawisk	Rozwiązywać problemy	Udowodnić... Przewidzieć... Ocenić... Wykryć... Zanalizować... Zaproponować... Zaplanować...

Podobnie do taksonomii celów nauczania można przedstawić taksonomię celów wychowania, która obejmuje wykształcenie w uczniach właściwych potrzeb, postaw i wartości.

Poziom	Kategorie celów	Wyjaśnienie
I Działanie	A – Uczestnictwo w działaniu	Polega na świadomym odbiorze bodźców oraz wykonywaniu czynności, jednak bez wykazywania inicjatywy.
	B – Podejmowanie działania	Polega na samoradnym działaniu i wewnętrznym zaangażowaniu w wykonywanie czynności.
II Postawy	C – Nastawienie na działanie	Polega na konsekwentnym wykonywaniu działań na skutek wewnętrznej potrzeby oraz na zachęcaniu innych uczniów do takiej postawy.
	D – System działań	Polega na regulowaniu określonego typu działalności za pomocą zbioru zasad postępowania, z którymi uczeń identyfikuje się do tego stopnia, że można je uważać za cechy jego osobowości. Działania te odznaczają się dużą skutecznością, a zasady postępowania, jakimi uczeń się kieruje, stosowane są nawet w trudnych sytuacjach.

Stosowanie operacjonalizacji celów nauczania pozwala na:

- podniesienie znaczenia celów nauczania i odpowiedzialności nauczyciela za ich osiągnięcie;
- właściwy dobór przez nauczyciela metod, środków i treści kształcenia;
- podniesienie poziomu motywacji uczniów i ukierunkowanie ich w procesie nauczania i uczenia się;
- ułatwienie nauczycielowi kontroli, a uczniowi samokontroli rezultatów kształcenia;
- obiektywną ocenę osiągnięć uczniów.

Zgodnie z wymogami współczesnej dydaktyki, na każdej jednostce lekcyjnej powinny być uwzględnione cele operacyjne: A, B, C i D.

Niniejszy program zakłada następujące cele edukacyjne:

- pogłębianie wiedzy o procesach w otaczającym nas świecie,
- zrozumienie znaczenia chemii w rozwoju cywilizacji,
- rozbudzenie zainteresowania chemią poprzez prezentację jej osiągnięć,
- rozwijanie zainteresowań poznawczych i postaw twórczych,
- umiejętne posługiwanie się wiedzą chemiczną w życiu codziennym,
- umiejętne planowanie i wykonanie eksperymentów,
- interpretacja wyników doświadczeń,
- wykształcenie umiejętności samokształcenia poprzez zdobywanie informacji z różnych źródeł,
- bezpieczne posługiwanie się substancjami w laboratorium i w życiu codziennym,
- wykształcenie poczucia odpowiedzialności za ochronę środowiska.

Bibliografia dla nauczycieli:

- Niemierko B.: *Między oceną szkolną a dydaktyką, bliżej dydaktyki*, WSiP SA, Warszawa 2000
- Niemierko B.: *Pomiar sprawdzający w dydaktyce*, PWN, Warszawa 1990
- Sołtys D., Szmigiel M.K.: *Doskonalenie kompetencji nauczycieli w zakresie diagnozy edukacyjnej*, Wydawnictwo Zamiast Korepetycji, Kraków 1997

III. Materiał nauczania związany z celami edukacyjnymi

Materiał nauczania obejmują następujące działy programowe:

Nr działu	Tytuł działu	Liczba godzin na realizację
I	Budowa atomu	10
II	Układ okresowy pierwiastków	9
III	Systematyka związków nieorganicznych	15
IV	Właściwości wybranych metali i niemetali	7
V	Równania reakcji chemicznych – podstawy obliczeń chemicznych	13
VI	Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów	9
VII	Roztwory – sposoby wyrażania stężeń roztworów	10
VIII	Węglowodory	13
IX	Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów	12
X	Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów	7
XI	Chemia w życiu gospodarczym, społecznym i ochronie środowiska	6

Dział I. Budowa atomu – 10 godzin

1. Chemia jako nauka przyrodnicza – zadania współczesnej chemii.
2. Współczesny uproszczony model budowy atomu – cząstki elementarne.
3. Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym.
4. Konfiguracja elektronowa atomów.
5. Liczba atomowa a liczba masowa.
6. Izotopy i ich zastosowanie.
7. Promieniotwórczość naturalna – szeregi promieniotwórcze.
8. Promieniotwórczość sztuczna.
9. Podsumowanie wiadomości o budowie atomu.
10. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział II. Układ okresowy pierwiastków – 9 godzin

11. Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych.
12. Zależność między budową atomu i właściwościami pierwiastka a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.
13. Elektryczność pierwiastków.
14. Wiązanie atomowe (kwalencyjne).
15. Wiązanie jonowe.
16. Inne rodzaje wiązań.
17. Zależność właściwości substancji od rodzaju wiązania chemicznego.
18. Podsumowanie wiadomości o układzie okresowym pierwiastków.
19. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział III. Systematyka związków nieorganicznych – 15 godzin

20. Reakcje chemiczne a zjawiska fizyczne.
21. Równania prostych reakcji chemicznych.
- 22, 23. Badanie właściwości tlenków różnych pierwiastków.

- 24, 25. Otrzymywanie zasad i wodorotlenków.
26. Budowa cząsteczek, nazewnictwo i zastosowanie wodorotlenków.
27. Otrzymywanie kwasów.
28. Budowa cząsteczek, rodzaje, nazewnictwo i zastosowanie kwasów.
29. Budowa i nazewnictwo soli.
- 30, 31. Sposoby otrzymywania soli.
32. Właściwości i zastosowanie wybranych soli.
33. Podsumowanie wiadomości z systematyki związków nieorganicznych.
34. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział IV. Właściwości wybranych metali i niemetalu – 7 godzin

35. Sód i jego związki.
36. Właściwości wapnia i jego związków.
37. Glin jako przykład pierwiastka o właściwościach amfoterycznych.
38. Krzem jako przykład półmetal – związki krzemu.
39. Tlen i azot jako najważniejsze składniki powietrza.
40. Charakterystyka siarki i jej związków.
41. Chlor i jego związki.

Dział V. Równania reakcji chemicznych – podstawy obliczeń chemicznych – 13 godzin

42. Stopnie utleniania pierwiastków.
43. Reakcje utleniania-redukcji (redoks).
44. Bilansowanie równań reakcji redoks.
45. Reakcje utleniania-redukcji i ich rola w przemyśle.
46. Reakcje egzo- i endoenergetyczne.
47. Szybkość reakcji chemicznych.
48. Mol i masa molowa.
49. Obliczenia związane z molem i masą molową.
50. Objętość molowa gazów – prawo Avogadra.
51. Ilościowa interpretacja równań reakcji chemicznych.
52. Obliczenia stechiometryczne.
53. Podsumowanie wiadomości o równaniach reakcji chemicznych i ich interpretacji ilościowej.
54. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział VI. Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów – 9 godzin

55. Dysocjacja jonowa kwasów, zasad i soli.
56. Moc elektrolitów – stopień dysocjacji.
57. Reakcje zobojętniania – zapis cząsteczkowy i jonowy równań reakcji.
58. Reakcje strącaniowe – zapis cząsteczkowy i jonowy równań reakcji.
59. Odczyn roztworów wodnych substancji – pH.
60. Badanie odczynu wodnych roztworów soli – hydroliza soli.
61. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji hydrolizy soli.
62. Podsumowanie wiadomości o reakcjach w roztworach wodnych elektrolitów.
63. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział VII. Roztwory – sposoby wyrażania stężeń roztworów – 10 godzin

64. Roztwory jako specyficzny rodzaj mieszanin.
65. Rozpuszczalność substancji.
66. Szybkość rozpuszczania.

67. Roztwory nasycone i nienasycone.
68. Sposoby wyrażania stężeń roztworów.
69. Obliczanie stężenia procentowego roztworów.
70. Obliczanie stężenia molowego roztworów.
71. Przeliczanie stężeń roztworów.
72. Podsumowanie wiadomości o roztworach i stężeniach roztworów.
73. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział VIII. Węglowodory – 13 godzin

74. Chemia organiczna jako chemia związków węgla.
75. Metan jako przedstawiciel węglowodorów nasyconych (alkanów).
76. Szereg homologiczny alkanów.
77. Izomeria łańcuchowa w alkanach.
78. Eten jako przedstawiciel węglowodorów nienasyconych (alkenów).
79. Szereg homologiczny alkenów.
80. Charakterystyka węglowodorów nienasyconych (alkinów) na przykładzie acetyleny (etynu).
81. Porównanie budowy cząsteczek i właściwości alkanów, alkenów i alkinów.
82. Charakterystyka węglowodorów aromatycznych na przykładzie benzenu.
83. Homologi benzenu i inne węglowodory aromatyczne.
84. Źródła węglowodorów w przyrodzie.
85. Podsumowanie wiadomości o węglowodorach.
86. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział IX. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – 12 godzin

87. Alkohole monohydroksylowe na przykładzie etanolu.
88. Alkohole polihydroksylowe – glikol i glicerol.
89. Charakterystyka fenoli na przykładzie hydroksybenzenu.
- 90, 91. Otrzymywanie i właściwości aldehydów.
- 92, 93. Otrzymywanie i właściwości kwasów karboksylowych na przykładzie kwasu octowego.
94. Wyższe kwasy karboksylowe (tłuszczowe).
95. Mydła – mechanizm mycia i prania.
96. Reakcja estryfikacji i jej produkty.
97. Tłuszcze i ich rola w organizmie.
98. Aminy jako przykład związków organicznych zawierających azot.

Dział X. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów – 7 godzin

99. Aminokwasy jako przykład dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów.
100. Białka i ich rola w organizmie.
101. Glukoza jako przykład monosacharydów (cukrów prostych).
102. Sacharoza jako przykład disacharydów (dwucukrów).
103. Skrobia i celuloza jako przykłady polisacharydów (wielocukrów).
104. Podsumowanie wiadomości o pochodnych węglowodorów.
105. Sprawdzian wiadomości i umiejętności.

Dział XI. Chemia w życiu gospodarczym, społecznym i ochronie środowiska – 6 godzin

106. Zagrożenia środowiska przyrodniczego.
107. Zanieczyszczenia atmosfery.
108. Zanieczyszczenia hydrosfery.

109. Zanieczyszczenia litosfery.
110. Sposoby zapobiegania skażeniom środowiska przyrodniczego.
111. Odpady przemysłowe i komunalne oraz problem ich zagospodarowania.

Komentarz do programu

Przedmioty szkolne, reprezentujące dotąd odrębne dziedziny wiedzy, nie powinny być odizolowane, gdyż w pewnych obszarach przenikają się, tworząc holistyczną wizję świata – ważny element Nowej Szkoły. Umiejętnością podstawową – reprezentowaną w ramach wszystkich przedmiotów – jest odszukiwanie i zdobywanie informacji. Chemia jest jedną z nauk, w których ogromną rolę odgrywają badania, obserwacje, eksperymenty, analizowanie tabel, wykresów i schematów.

Konieczność nauczania uczniów sposobu orientacji w chaosie informacyjnym wymaga od nauczyciela właściwego określania celów w nauczaniu, elastyczności i gotowości do zmian. Nowa Szkoła nastawiona jest na **organizowanie uczniom uczenia się**, a nie **uczenia uczniów**.

W niniejszym programie proponujemy zatem zajęcia aktywne, takie jak: projektowanie eksperymentów i doświadczeń, wykonywanie pomiarów, analizowanie wyników i czytanie wykresów, porządkowanie wiadomości i nabywanie potrzebnych umiejętności.

Dział I (10 godzin)

Naukę chemii w liceum profilowanym rozpoczynamy od zapoznania uczniów z programem nauczania, podręcznikiem i wymaganiami edukacyjnymi. Określamy miejsce chemii wśród nauk przyrodniczych, podkreślając jej rozwój i powiązanie z innymi naukami przyrodniczymi oraz techniką. Przypominamy znane uczniom wiadomości o budowie materii. Zwracamy uwagę na ewolucję poglądów – od „czterech żywiołów” Arystotelesa do mechaniki kwantowej. Ćwiczymy umiejętność określania konfiguracji elektronowej atomów oraz posługiwania się pojęciami, takimi jak: liczba atomowa, liczba masowa, masa atomowa, masa cząsteczkowa, atomowa jednostka masy, izotopy. Omawiamy zjawiska promieniotwórczości naturalnej i sztucznej oraz jej konsekwencje.

Dział II (9 godzin)

Omawiamy próby klasyfikacji pierwiastków chemicznych w XIX wieku, utworzenie układu okresowego przez D. Mendelejewa i porównujemy z budową współczesnego układu okresowego pierwiastków. Zwracamy uwagę na dynamiczny rozwój otrzymywania drogą reakcji jądowych coraz cięższych pierwiastków. Określamy zależność między budową atomu i właściwościami pierwiastka a położeniem pierwiastka w układzie okresowym. Wprowadzamy pojęcie elektroujemności pierwiastków i jej znaczenie przy tworzeniu wiązań chemicznych. Omawiamy różne rodzaje wiązań chemicznych. Podkreślamy zależność właściwości substancji od rodzaju wiązania chemicznego.

Dział III (15 godzin)

Materiał tego działu stanowi powtórzenie oraz poszerzenie wiadomości o związkach nieorganicznych: tlenkach, kwasach, wodorotlenkach i solach. Wprowadza się pojęcie amfoteryczności na przykładzie tlenku glinu. Odpowiednio dobrane doświadczenia pozwalają poznać metody otrzymywania soli. Wprowadza się też pojęcia wodorosoli i hydroksosoli, a także omawia właściwości wybranych soli i związane z tym zastosowanie w przemyśle i życiu codziennym.

Dział IV (7 godzin)

Zawiera informacje o wybranych pierwiastkach chemicznych – historię ich odkrycia, właściwości, otrzymywanie, właściwości niektórych ich związków oraz izotopów. Omawiane w tym dziale metale i niemetale to: sód, wapń, glin (jako pierwiastek o właściwościach amfoterycznych), krzem (jako przykład półmetal), tlen i azot (jako najważniejsze składniki powietrza), siarka i chlor. Zwracamy też uwagę na rolę makro- i mikroelementów w organizmie człowieka (zapewnienie jego właściwego funkcjonowania).

Dział V (13 godzin)

Celem tego działu jest zaznajomienie uczniów z różnymi aspektami równań reakcji chemicznych, m.in. z interpretacją elektronową równań reakcji utleniania-redukcji. Na podstawie proponowanych doświadczeń wyjaśnia się uczniom przebieg reakcji oraz sposób bilansowania równań reakcji utleniania-redukcji. Zapoznaje się uczniów z zastosowaniem reakcji utleniania-redukcji w przemyśle. Omawia się efekty energetyczne równań reakcji, szybkość reakcji chemicznych i wpływ różnych czynników na szybkość reakcji.

Celem tego działu jest również ilościowa interpretacja równań reakcji chemicznej jako podstawa obliczeń stechiometrycznych. Zapoznujemy uczniów z pojęciem mola, masy molowej i objętości molowej gazów – wprowadzamy prawo Avogadra.

Dział VI (9 godzin)

Po zapoznaniu uczniów z podstawowymi związkami nieorganicznymi przedstawiamy ich zachowanie w roztworach wodnych. Wprowadzamy pojęcie stopnia dysocjacji jako miary mocy elektrolitów. Badamy wpływ stężenia roztworu i rodzaju elektrolitu na stopień dysocjacji. Przeprowadzamy reakcje zobojętniania i reakcje strącaniowe, stosujemy zapis cząsteczkowy i jonowy.

Badamy odczyn roztworów wodnych substancji i wprowadzamy pojęcie pH jako miary odczynu roztworu. Badamy odczyn wodnych roztworów soli i wyjaśniamy zaobserwowane zjawiska odwołując się do reakcji hydrolizy soli. Zapisujemy równania reakcji hydrolizy wybranych soli.

Dział VII (10 godzin)

Celem tego działu jest przypomnienie wiadomości o roztworach i sposobach wyrażania stężeń znanych uczniom z gimnazjum oraz uzupełnienie wiedzy przykładami różnych roztworów, z którymi uczeń spotyka się w życiu codziennym.

Zapoznujemy uczniów z nowym sposobem określania stężenia roztworów (stężenie molowe), a także zasadami sporządzania roztworów. Wykonujemy też obliczenia dotyczące przeliczania stężeń roztworów.

Dział VIII (13 godzin)

Naukę chemii organicznej – jako chemii związków węgla, z wyłączeniem kwasu węglowego i jego pochodnych, rozpoczynamy od przypomnienia właściwości węgla pierwiastkowego (na podstawie układu okresowego). Omawiamy odmiany alotropowe węgla.

Podkreślamy zdolność łączenia się bezpośrednio ze sobą atomów węgla, co prowadzi do powstawania cząsteczek o różnych strukturach: łańcuchów prostych, rozgałęzionych, pierścieni. Badamy właściwości metanu jako przedstawiciela węglowodorów nasyconych, omawiamy szereg homologiczny alkanów, zwracając uwagę na zależność między długością łańcuchów węglowych alkanów a ich właściwościami. Wprowadzamy pojęcie izomerii łańcuchowej w alkanach.

Badamy właściwości etenu jako przedstawiciela alkenów i acetylenu jako przedstawiciela alkinów. Porównujemy budowę cząsteczek i związane z nią różnice we właściwościach

alkanów, alkenów i alkinów. Badamy właściwości benzenu i przeprowadzamy charakterystykę węglowodorów aromatycznych na przykładzie benzenu. Omawiamy budowę cząsteczek i właściwości homologów benzenu i innych węglowodorów aromatycznych. Omawiamy źródła węglowodorów w przyrodzie – ropę naftową, gaz ziemny i węgle kopalne.

Zwracamy uwagę na rolę surowców energetycznych i problemy ekologiczne związane z ich eksploatacją i zastosowaniem. Dodatkowo można omówić alternatywne źródła energii, konieczność ich poszukiwania i stosowania ze względu na wyczerpywanie się zasobów surowców energetycznych i konieczność ochrony środowiska.

Dział IX (12 godzin)

Celem tego działu jest zapoznanie uczniów z najważniejszymi jednofunkcyjnymi pochodnymi węglowodorów – alkoholami mono- i polihydroksylowymi, fenolami, aldehydami, kwasami karboksylowymi, aminami. Otrzymujemy mydła i omawiamy mechanizm mycia i prania. Otrzymujemy estry i omawiamy mechanizm reakcji estryfikacji i warunki, w których zachodzi. Omawiamy właściwości tłuszczów jako specyficznego rodzaju estrów oraz rolę, jaką pełnią w organizmie.

Dział X (7 godzin)

Materiał tego działu pozwala na utrwalenie wiadomości o jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów i zaznajomienie uczniów z wielofunkcyjnymi pochodnymi węglowodorów. Ze względu na to, że wielofunkcyjne pochodne węglowodorów występują w przyrodzie, należy podkreślić ich funkcje biologiczne.

Omawiamy właściwości aminokwasów jako dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów, wyjaśniając ich charakter amfoteryczny i wynikające stąd konsekwencje (wiązania peptydowe w peptydach, w szczególności w polipeptydach – białkach).

Na przykładzie glukozy badamy i omawiamy właściwości monosacharydów, na przykładzie sacharozy – disacharydów, na przykładzie skrobi i celulozy – polisacharydów.

Dział XI (6 godzin)

Celem tego działu jest zapoznanie uczniów z zagrożeniami środowiska przyrodniczego – zanieczyszczeniami atmosfery, hydrosfery, litosfery i sposobami zapobiegania skażeniom środowiska. Omawiamy problem zagospodarowania i utylizacji odpadów przemysłowych i komunalnych oraz problem odpadów promieniotwórczych.

IV. Realizacja materiału nauczania – procedury osiągnięcia celów

W proponowanym rozkładzie materiału nauczania zawarte są:

- numery i tematy kolejnych jednostek lekcyjnych;
- materiał nauczania;
- cele szczegółowe;
- proponowane doświadczenia i pokazy;
- proponowane ćwiczenia i zadania.

**Materiał nauczania do realizacji podczas 111 godzin chemii, tj. 3 godziny tygodniowo w trzyletnim cyklu kształcenia.
Ponadto proponujemy 3 godziny przeznaczony do dyspozycji nauczyciela.**

Uwaga: przy tematach lekcji zaznaczamy ścieżki edukacyjne, których treści realizuje się w danym temacie (• edukacja czytelnicza i medialna – EM
• uczestnictwo w kulturze – K • edukacja europejska – EE • edukacja filozoficzna – F • edukacja ekologiczna – EEK • edukacja prozdrowotna – EZ)

Nr lekcji	Temat lekcji	Materiał nauczania	Cele szczegółowe (kategorie celów)	Doświadczenia i pokazy	Proponowane ćwiczenia i zadania
1	2	3	4	5	6
Dział I. Budowa atomu					
1.	Chemia jako nauka przyrodnicza – zadania współczesnej chemii. EM	1. Miejsce chemii wśród nauk przyrodniczych. 2. Rozwój chemii jako dyscypliny naukowej. 3. Powiązanie chemii z innymi naukami przyrodniczymi, techniką i życiem codziennym. 4. Zapoznanie uczniów z programem nauczania chemii w liceum i wymaganiami edukacyjnymi. 5. Zapoznanie uczniów z przepisami bezpieczeństwa i higieny pracy w szkolnej pracowni chemicznej.	Po lekcji uczeń potrafi: – sformułować prostą definicję chemii jako nauki (C), – określić, jaki program nauczania chemii będzie realizować i jaki podręcznik będzie w tym pomocny (B), – wyjaśnić, jakie jest miejsce chemii wśród nauk przyrodniczych (B), – znać zasady pracy na lekcjach i wymagania edukacyjne (B), – określić sposoby posługiwania się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi (C), – stosować zasady bhp i pierwszej pomocy (C).	1. Prezentacja szkła laboratoryjnego.	1. Zapoznanie uczniów z programem nauczania, podręcznikiem i wymaganiami edukacyjnymi. 2. Analiza treści podręcznika pod kątem rozwoju chemii jako nauki i jej powiązań z innymi naukami przyrodniczymi.
2.	Współczesny uproszczony model budowy atomu – cząstki elementarne.	1. Ewolucja poglądów na budowę materii – od „czterech żywiołów” do mechaniki kwantowej.	Po lekcji uczeń potrafi: – przedstawić ewolucję poglądów na budowę materii (B), – wymienić cząstki elementarne wchodzące w skład atomu (A),	1. Obserwacja zjawiska dyfuzji: – dyfuzja gazu w gazie (amoniak w powietrzu),	1. Ćwiczenia w obliczaniu liczby protonów, neutronów, elektronów w atomie i jonie prostym danego pierwiastka.

	EM	<p>2. Proton, neutron, elektron – podstawowe cząstki materii.</p> <p>3. Przykłady innych cząstek podstawowych.</p>	<p>– podać przykłady innych cząstek elementarnych (A),</p> <p>– wyjaśnić istotę zjawiska dyfuzji (B),</p> <p>– obliczyć liczbę protonów, neutronów i elektronów w atomie oraz jonie prostym danego pierwiastka (B).</p>	<p>– dyfuzja ciała stałego w wodzie (manganian (VII) potasu w wodzie).</p>	<p>2. Foliogram: charakterystyka elementarnych cząstek materii.</p> <p>Foliogramy:</p> <ul style="list-style-type: none"> – model chmury elektronowej, – kształty orbitali.
3.	EM F	<p>1. Podstawy teorii kwantowej – dualizm korpuskularno-falowy,</p> <ul style="list-style-type: none"> – zasada nieoznaczoności Heisenberga, – orbital atomowy, – stany kwantowe. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, na czym polega dualizm korpuskularno-falowy (B), – podać treść zasady nieoznaczoności Heisenberga (B), – określić, co to jest orbital atomowy (C), – określić kształty orbitali atomowych (C), – wyjaśnić, czym są stany kwantowe atomu (B). 		
4.	EM F	<p>1. Chmura elektronowa jako obszar o największym prawdopodobieństwie występowania elektronów w atomie.</p> <p>2. Powłoki elektronowe.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – charakteryzować powłoki elektronowe (C), – zapisać konfigurację elektronową atomów i jonów prostych wybranych pierwiastków (C). 		<p>1. Ćwiczenia w zapisywaniu konfiguracji elektronowej atomów i jonów prostych wybranych pierwiastków.</p> <p>2. Foliogram:</p> <ul style="list-style-type: none"> – obszary największego prawdopodobieństwa znalezienia elektronów w atomie.

1	2	3	4	5	6
5.	Liczba atomowa a liczba masowa.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Masa i rozmiary atomów. 2. Atomowa jednostka masy. 3. Masa atomowa i masa cząsteczkowa. 4. Liczba atomowa (Z). 5. Liczba masowa (A). 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podać rząd wielkości rozmiarów i mas atomów (A), – wyjaśnić pojęcia: <i>atomowa jednostka masy</i>, <i>masa atomowa</i>, <i>masa cząsteczkowa</i>, <i>liczba atomowa</i>, <i>liczba masowa</i> (B), – określić masy atomowe wybranych pierwiastków, korzystając z układu okresowego (C), – obliczyć masy cząsteczkowe różnych związków chemicznych (C). 		<ol style="list-style-type: none"> 1. Odczytywanie z układu okresowego mas atomowych wybranych pierwiastków. 2. Obliczanie mas cząsteczkowych różnych związków chemicznych.
6.	Izotopy i ich zastosowanie.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Liczba masowa a masa atomowa. 2. Pojęcie izotopów. 3. Występowanie izotopów w przyrodzie – izotopy trwałe i nietrwałe (promieniotwórcze). 4. Zastosowanie izotopów. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to są izotopy (B), – określić miejsce występowania izotopów w przyrodzie (C), – przedstawić zastosowanie izotopów (B), – zanalizować problem, dlaczego z reguły masa atomowa pierwiastka nie jest liczbą całkowitą (D), – dokonywać obliczeń z zastosowaniem masy atomowej pierwiastka i składu izotopowego (C). 		<ol style="list-style-type: none"> 1. Ćwiczenia w obliczaniu mas atomowych pierwiastków, gdy znany jest skład izotopowy. 2. Obliczanie procentowego składu izotopowego pierwiastka, gdy znana jest masa atomowa pierwiastka i liczby masowe izotopów. 3. Wskazanie w układzie okresowym pierwiastków występujących w przyrodzie jako mieszaniny izotopów.

7.	Promieniotwórczość naturalna – szeregi promieniotwórcze. EZ EEK	1. Zjawisko promieniotwórczości naturalnej. 2. Rodzaje promieniowania i jego właściwości. 3. Szeregi promieniotwórcze.	Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej (B), – wyjaśnić praktyczne wykorzystanie zjawiska promieniotwórczości (B), – podać rodzaje promieniowania i jego właściwości (A), – dokonać analizy szeregów promieniotwórczych (D).		1. Foliogram: – zachowanie się promieni w polu elektrycznym (właściwości promieniowania , ,). 2. Analiza szeregów promieniotwórczych – praca z podręcznikiem.
8.	Promieniotwórczość sztuczna. EZ EEK	1. Zjawisko promieniotwórczości sztucznej. 2. Zastosowanie promieniotwórczości sztucznej. 3. Promieniotwórczość – korzyści, czy zagrożenie dla ludzkości?	Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, na czym polega zjawisko promieniotwórczości sztucznej oraz jego praktyczne wykorzystanie (B), – na podstawie schematu określić zasadę pracy reaktora jądrowego (C), – wyjaśnić, na czym polegają zagrożenia związane z promieniotwórczością (B).		Zasada pracy reaktora jądrowego – analiza schematu reaktora.
9.	Podsumowanie wiadomości o budowie atomu.	Utrwalenie wiadomości – forma do wyboru przez nauczyciela.			
10.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku metodycznym lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.			

1	2	3	4	5	6
Dział II. Układ okresowy pierwiastków chemicznych					
11.	Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych.	<p>1. Próby klasyfikacji pierwiastków chemicznych w XIX wieku.</p> <p>2. Prawo okresowości – kryterium klasyfikowania pierwiastków przez Mendelejewa.</p> <p>3. Budowa współczesnego układu okresowego.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – przedstawić, w jaki sposób próbowano klasyfikować pierwiastki w XIX wieku (B), – wyjaśnić kryterium klasyfikowania pierwiastków przez D. Mendelejewa (B), – określić budowę współczesnego układu okresowego (C), – porównać XIX-wieczny układ okresowy ze współczesnym układem okresowym (C). 		<p>Praca z podręcznikiem</p> <ul style="list-style-type: none"> – porównanie XIX-wiecznego układu okresowego Mendelejewa ze współczesnym układem okresowym.
12.	Zależność między budową atomu i właściwościami pierwiastka a położeniem pierwiastka w układzie okresowym.	<p>1. Informacje o pierwiastku wynikające z jego liczby atomowej, położenia w grupie i w okresie.</p> <p>2. Zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup głównych wynikająca z położenia w układzie okresowym.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, jakich informacji dostarcza znajomość położenia pierwiastka w układzie okresowym (B), – określić informacje o danym pierwiastku na podstawie jego położenia w układzie okresowym (C), – zanalizować zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup głównych zależną od położenia w układzie okresowym (D). 		<p>1. Określanie liczby protonów, elektronów, powłok elektronowych, liczby elektronów walencyjnych w atomie na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym.</p> <p>2. Pisanie wzorów tlenków i wodoroków pierwiastków z okresów drugiego i trzeciego.</p>

13.	Elektroujemność pierwiastków.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Elektroujemność pierwiastka jako miara zdolności do przyciągania elektronów. 2. Pierwiastki elektrododatnie i elektroujemne. 3. Wartości elektroujemności pierwiastków według L. Paulinga na tle układu okresowego pierwiastków. 4. Reguła dubletu i oktetu elektronowego. 	<p>– napisać wzory tlenków i wodoroków pierwiastków z okresów drugiego i trzeciego.</p> <p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – zdefiniować pojęcie <i>elektroujemności pierwiastka</i> (A), – określić zmienność elektroujemności pierwiastków na tle układu okresowego (C), – wskazać pierwiastki elektrododatnie i elektroujemne w układzie okresowym (C), – wyjaśnić regułę dubletu i oktetu elektronowego (B), – zapisywać równania reakcji powstawania jonów w zależności od elektroujemności pierwiastków (B). 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Analiza tabeli elektroujemności według Paulinga – praca z podręcznikiem. 2. Zmiana elektroujemności pierwiastków na tle układu okresowego. 3. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji powstawania jonów zależnie od elektroujemności pierwiastków. 	
14	Wiązanie atomowe (kowalencyjne).	<ol style="list-style-type: none"> 1. Wiązanie kowalencyjne na przykładzie cząsteczek H_2, N_2, O_2, Cl_2. 2. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane w cząsteczkach HCl, H_2O; dipol, moment dipolowy. 3. Konsekwencje polarności budowy cząsteczek. 	<p>Potwierdzenie polarności budowy cząsteczki wody.</p> <p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, jak tworzą się cząsteczki pierwiastków (B), – wyjaśnić, jak tworzą się cząsteczki związków chemicznych (B), – określić, w jaki sposób tworzy się wiązanie kowalencyjne spolaryzowane i niespolaryzowane (C), 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Ćwiczenia w budowaniu modeli cząsteczek pierwiastków, np.: O_2, $3 O_2$, H_2, $2 H_2$ itp. 2. Zapisywanie za pomocą wzorów elektronowych równań reakcji powstawania wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych w cząsteczkach H_2O, NH_3. 	

1	2	3	4	5	6
			<p>– podać odpowiednie przykłady cząsteczek, w których występują omówione wiązania (C),</p> <p>– budować modele cząsteczek oraz pisać ich wzory sumaryczne, strukturalne i elektronowe (C),</p> <p>– udowodnić polarną budowę cząsteczki wody (D).</p>		<p>3. Modelowanie wyżej wymienionych cząsteczek.</p>
15.	Wiązanie jonowe.	<p>1. Wiązanie jonowe na przykładzie CaCl_2, NaF, NaCl.</p> <p>2. Kryształy jonowe i ich budowa przestrzenna.</p> <p>3. Różnica elektroujemności pierwiastków i jej wpływ na typ wiązania.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– wyjaśnić, na czym polega wiązanie jonowe (B),</p> <p>– określić warunki powstawania wiązania jonowego (C),</p> <p>– zapisywać równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego (C),</p> <p>– budować modele kryształów jonowych (C),</p> <p>– na podstawie różnicy elektroujemności przewidzieć, w cząsteczkach których wiązków chemicznych będzie występowało wiązanie jonowe (D).</p>		<p>1. Zapisywanie równań reakcji, powstawania jonów i tworzenia się wiązań jonowych w cząsteczkach związków chemicznych CaCl_2, NaF, MgCl_2.</p> <p>2. Modelowanie kryształów jonowych, np. NaCl.</p>
16.	Inne rodzaje wiązań.	1. Wiązania koordynacyjne na przykładzie NH_4^+ , SO_2 , SO_4^{2-} .	Po lekcji uczeń potrafi:		1. Zapisywanie tworzenia wiązania koordynacyjnego w: SO_2 , NH_4^+ , SO_4^{2-} .

17.	Zależność właściwości substancji od rodzaju wiązania chemicznego.	<p>2. Wiązanie metaliczne.</p> <p>3. Wiązanie wodorowe jako przykład oddziaływania międzycząsteczkowego.</p>	<ul style="list-style-type: none"> – określić warunki tworzenia wiązania koordynacyjnego (C), – zapisać sposób tworzenia wiązania koordynacyjnego (C), – zdefiniować pojęcia: <i>wiązanie metaliczne</i>, <i>wiązanie wodorowe</i> (A), – podać przykłady powstawania wiązania metalicznego i wodorowego (D). 	<p>2. Foliogram:</p> <ul style="list-style-type: none"> – tworzenie wiązania wodorowego na przykładzie cząsteczek wody. <p>3. Foliogram:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wiązanie metaliczne na przykładzie miedzi.
	<p>1. Przypomnienie wiadomości na temat rodzajów wiązań w cząsteczkach.</p> <p>2. Właściwości związków kowalencyjnych.</p> <p>3. Właściwości związków o budowie jonowej.</p> <p>4. Charakterystyczne właściwości metali i ich stopów.</p> <p>5. Wpływ oddziaływań międzycząsteczkowych (sił van der Waalsa) na właściwości grafitu.</p> <p>6. Zależność między rodzajem wiązania a właściwościami tlenków.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – porównać właściwości związków chemicznych o budowie kowalencyjnej i jonowej (C), – określić charakterystyczne właściwości metali i ich stopów (C), – udowodnić zależność między rodzajem wiązania a właściwościami tlenków (D), – przewidzieć zależność między rodzajem wiązania a charakterem chemicznym wodorotlenków (D). 	<p>1. Modele sieci krystalicznej diamentu i grafitu.</p> <p>2. Model sieci krystalicznej chlorku sodu.</p>	

1	2	3	4	5	6
		7. Wpływ rodzaju wiązania na charakter chemiczny wodorotlenków (zasadowe, amfoteryczne).			
18.	Podsumowanie wiadomości o układzie okresowym pierwiastków.	Utrwalenie wiadomości – forma do wyboru przez nauczyciela.			
19.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku metodycznym lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.			
Dział III. Systematyka związków nieorganicznych					
20.	Reakcje chemiczne a zjawiska fizyczne.	1. Różnica między reakcją chemiczną a zjawiskiem fizycznym na wybranych przykładach.	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić różnicę między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną (C), – otrzymać siarczek żelaza(II) i napisać równanie tej reakcji (C), – podać przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych w życiu codziennym (B). 	<p>1. Przygotowanie mieszaniny żelaza i siarki.</p> <p>2. Otrzymywanie siarczku żelaza(II).</p>	<p>Ćwiczenia w określaniu zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych</p> <p>– różnorodne przykłady.</p>
21.	Równania prostych reakcji chemicznych.	1. Reakcje syntezy, analizy i wymiany – zapis	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– wyjaśnić pojęcia: <i>równanie</i></p>	<p>1. Spalanie magnezu w powietrzu.</p>	<p>Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji i zaliczanie</p>

22, 23.	Badanie właściwości tlenków różnych pierwiastków. EZ EEK	równań reakcji na wybranych przykładach. 2. Definicje: równanie reakcji chemicznej, reagenty, substraty, produkty. 3. Przypomnienie prawa zachowania masy i prawa stałości składu związku chemicznego.	reakcji chemicznej, reagenty, substraty, produkty, reakcja syntezy, reakcja analizy, reakcja wymiany (B), – przeprowadzić doświadczenia charakteryzujące odpowiednie typy reakcji chemicznych (C), – zapisywać równania reakcji chemicznych (C), – stosować w praktyce prawo zachowania masy i prawo stałości składu związku chemicznego (C).	2. Termiczny rozkład węglanu wapnia lub węglanu magnezu. 3. Reakcja cynku z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II).	ich do odpowiedniego typu reakcji.
		1. Tlenki, które w reakcji z wodą dają zasady. 2. Tlenki, które w reakcji z wodą dają kwasy. 3. Tlenki, które nie reagują z wodą (obojętne). 4. Tlenki, które reagują z kwasami i zasadami (amfoteryczne). 5. Reakcje wybranych tlenków z kwasami i zasadami. 6. Zastosowanie tlenków w przemyśle i w życiu codziennym.	Po zajęciach uczeń potrafi: – określić budowę cząsteczek tlenków (C), – zbadać doświadczalnie charakter chemiczny dowolnych tlenków (D), – sklasyfikować tlenki ze względu na ich charakter chemiczny (C), – wyjaśnić zjawisko amfoteryczności (B), – zapisywać równania reakcji tlenków z wodą (C), – zapisywać równania reakcji tlenków amfoterycznych z kwasami i zasadami (D),	1. Badanie oddziaływania wody na wybrane tlenki metali i niemetalu: tlenek magnezu, tlenek miedzi(II), tlenek krzemu(IV), tlenek siarki(IV) – określenie charakteru chemicznego tych tlenków. 2. Badanie zachowania się tlenku glinu wobec kwasu i zasady.	1. Zapisywanie równań reakcji wybranych tlenków z wodą. 2. Zapisywanie równań reakcji wybranych tlenków z kwasami i zasadami. 3. Tablica – zastosowanie tlenków w przemyśle i w życiu codziennym.

1	2	3	4	5	6
24, 25.	Otrzymywanie zasad i wodorotlenków.	1. Otrzymywanie zasad. 2. Otrzymywanie wodorotlenków. 3. Zasada a wodorotlenek.	<p>– przedstawić zastosowanie ważniejszych tlenków w przemyśle i życiu codziennym (B).</p> <p>Po zajęciach uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – otrzymać zasady w reakcji metalu aktywnego z wodą i tlenku metalu z wodą (C), – zapisać odpowiednie równania reakcji (C), – zbadać, czy tlenek miedzi(II) i tlenek żelaza(III) reagują z wodą (D), – zaproponować sposób otrzymywania wodorotlenku miedzi(II) i wodorotlenku żelaza(III) (D), – zapisać odpowiednie równania reakcji (C), – określić różnicę między zasadą a wodorotlenkiem (C), – dokonać analizy tablicy rozpuszczalności i wskazać przykłady zasad i wodorotlenków (D), – zbadać zachowanie amoniaku wobec wody (D). 	<p>1. Reakcja sodu z wodą. 2. Reakcja tlenku wapnia z wodą. 3. Badanie oddziaływania wody na tlenek miedzi(II) i tlenek żelaza(II). 4. Strącanie osadów wodorotlenku miedzi(II) i wodorotlenku żelaza(III). 5. Badanie zachowania amoniaku wobec wody.</p>	<p>1. Zapis równań reakcji otrzymywania zasad i wodorotlenków. 2. Analiza tablicy rozpuszczalności oraz wskazanie przykładów zasad i wodorotlenków.</p>
EZ EEK					

26.	Budowa cząsteczek, nazewnictwo i zastosowanie wodorotlenków.	<ol style="list-style-type: none"> Budowa wodorotlenków. Nazewnictwo wodorotlenków. Zastosowanie wybranych wodorotlenków w przemyśle i życiu codziennym. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podać budowę wodorotlenków (A), – pisać wzory i nazwy dowolnych wodorotlenków (C), – przedstawić zastosowanie ważniejszych wodorotlenków w przemyśle i życiu codziennym (B). 		<ol style="list-style-type: none"> Ćwiczenia w zapisywaniu wzorów wodorotlenków i ich nazewnictwo. Tablica: zastosowanie wybranych wodorotlenków w przemyśle i w życiu codziennym.
27.	Otrzymywanie kwasów. EZ EEK	<ol style="list-style-type: none"> Otrzymywanie kwasów beztlenowych. Otrzymywanie kwasów tlenowych. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – otrzymać kwas solny z chlorowodoru (C), – zapisać równanie przeprowadzonej reakcji (C), – zbadać zachowanie tlenku fosforu(V) wobec wody (D), – zapisać równanie przeprowadzonej reakcji (C), – pisać równania reakcji otrzymywania dowolnych kwasów nieorganicznych (D). 	<ol style="list-style-type: none"> Badanie zachowania się chlorowodoru wobec wody. Badanie zachowania się tlenku fosforu(V) wobec wody. 	<p>Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji otrzymywania kwasów tlenowych i beztlenowych.</p>
28.	Budowa cząsteczek, rodzaje, nazewnictwo i zastosowanie kwasów.	<ol style="list-style-type: none"> Budowa cząsteczek kwasów. Podział kwasów. Nazewnictwo kwasów. Zastosowanie wybranych kwasów w przemyśle i życiu codziennym. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić budowę cząsteczek kwasów (C), – sklasyfikować kwasy ze względu na budowę ich cząsteczek (C), – podać zasady nazewnictwa kwasów (A), 		<ol style="list-style-type: none"> Zapisywanie wzorów kwasów oraz ich nazewnictwo. Foliogram: <ul style="list-style-type: none"> – zastosowanie kwasów w przemyśle i życiu codziennym.

1	2	3	4	5	6
			<ul style="list-style-type: none"> - podawać nazwy dowolnych kwasów na podstawie wzorów (D), - przedstawić zastosowanie ważniejszych kwasów w przemyśle i życiu codziennym (B). 		
29.	Budowa i nazewnictwo soli.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Budowa soli kwasów tlenowych i beztlenowych. 2. Nazewnictwo soli. 3. Wzory soli. 4. Wodorosole i hydroksosole. 5. Hydraty. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> - określić budowę soli (C), - podać zasady nazewnictwa soli (A), - wyjaśnić, co to są wodorosole i hydroksosole (B), - wyjaśnić, co to są hydraty (B), - doświadczalnie zbadać odłączenie wody z hydratów (D), - sklasyfikować sole ze względu na ich budowę (C), - określać nazwy soli na podstawie wzoru i odwrotnie (C). 	Ogrzewanie pięciowodnego siarczanu(VI) miedzi(II).	<ol style="list-style-type: none"> 1. Ustalanie wzorów soli i ich nazewnictwo. 2. Ćwiczenia w zapisie wzorów soli na podstawie nazwy i odwrotnie.
30, 31.	Sposoby otrzymywania soli.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Otrzymywanie soli w reakcji kwasów: <ul style="list-style-type: none"> - z metalami aktywnymi, - tlenkami metali, - wodorotlenkami. 2. Otrzymywanie soli kwasów beztlenowych. 	<p>Po zajęciach uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> - otrzymywać sole trzema podstawowymi metodami (C), - pisać odpowiednie równania reakcji otrzymywania soli (C), - dokonać analizy szeregu aktywności metali i wskazać 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Reakcje kwasu solnego, z magnezem, cynkiem, miedzią. 2. Reakcje tlenku wapnia i tlenku miedzi(II) z kwasem solnym. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji otrzymywania soli kwasów tlenowych i beztlenowych poznanyimi sposobami. 2. Analiza szeregu aktywności metali.

32.	Właściwości i zastosowanie wybranych soli. EZ EEK	3. Inne sposoby otrzymywania soli.	przykłady metali, które reagują z kwasami, wypierając z nich wodór i dając sole (D), – zaproponować inne sposoby otrzymywania soli na podstawie znajomości budowy soli (D).	3. Reakcja wodorotlenku sodu z kwasem siarkowym(VI) w obecności fenoloftaleiny. 4. Spalanie miedzi w chlorze. 5. Reakcja wodorotlenku wapnia z tlenkiem węgla(IV). 6. Reakcja azotanu(V) srebra(I) z chlorkiem sodu.
33.	Podsumowanie wiadomości z systematyki związków nieorganicznych.	Utrwalenie wiadomości o związkach nieorganicznych – forma do wyboru przez nauczyciela.	Po lekcji uczeń potrafi: – odszukać informacje na temat występowania soli w przyrodzie (C), – podać nazwy i wzory soli występujących w przyrodzie (A), – określić zastosowanie ważniejszych soli w przemyśle i w życiu codziennym (C).	Foliogram: – zastosowanie soli w przemyśle i w życiu codziennym.
34.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku metodycznym lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.		

1	2	3	4	5	6
Dział IV. Właściwości wybranych metali i niemetalii					
35.	Sód i jego związki. EZ EEK	1. Historia odkrycia sodu – rozpowszechnienie w skorupie ziemskiej. 2. Właściwości sodu. 3. Otrzymywanie sodu. 4. Ważniejsze związki sodu: – NaOH – NaCl – NaHCO ₃ – Na ₂ CO ₃ – NaNO ₃	Po lekcji uczeń potrafi: – określić właściwości sodu na podstawie doświadczeń i położenia sodu w układzie okresowym (C), – wymienić ważniejsze związki sodu (A), – określić właściwości i zastosowanie ważniejszych związków sodu (C).	1. Badanie właściwości sodu. 2. Barwienie płomienia przez związki sodu. 3. Badanie higroskopijnych i żrących właściwości wodorotlenku sodu.	1. Określanie właściwości sodu na podstawie położenia w układzie okresowym pierwiastków. 2. Foliogramy: – budowa kryształów w soli kamiennej.
36.	Właściwości wapnia i jego związków.	1. Historia odkrycia pierwiastka – rozpowszechnienie w skorupie ziemskiej. 2. Właściwości wapnia. 3. Otrzymywanie wapnia. 4. Ważniejsze związki wapnia: – CaO – Ca(OH) ₂ – CaCO ₃ – CaSO ₄ 5. Twardość wody i metody jej usuwania.	Po lekcji uczeń potrafi: – określić właściwości wapnia na podstawie doświadczeń i jego położenia w układzie okresowym (C), – wymienić ważniejsze związki wapnia (A), – określić właściwości i zastosowanie ważniejszych związków wapnia (C), – określić znaczenie makro- i mikroelementów w prawidłowym funkcjonowaniu organizmu oraz skutki ich nadmiaru i niedoboru (C).	1. Badanie właściwości wapnia. 2. Barwienie płomienia przez związki wapnia.	Określanie właściwości wapnia na podstawie jego położenia w układzie okresowym.

37.	EZ EEK Glin jako przykład pierwiastka o właściwościach amfoterycznych.	6. Sód i wapń jako przykłady makroelementów. 7. Znaczenie makroelementów i mikroelementów w prawidłowym funkcjonowaniu organizmu.	1. Historia odkrycia glinu – rozpowszechnienie w skorupie ziemskiej. 2. Właściwości glinu. 3. Otrzymywanie glinu. 4. Ważniejsze związki glinu. 5. Aluminotermia. 6. Stopy glinu.	Po lekcji uczeń potrafi: – określić właściwości glinu na podstawie doświadczeń i jego położenia w układzie okresowym (C), – wymienić ważniejsze związki glinu (A), – określić właściwości i zastosowanie ważniejszych związków glinu (C), – wyjaśnić pojęcie <i>pasywacji</i> (B), – określić zastosowanie stopów glinu (C).	1. Badanie właściwości amfoterycznych wodorotlenku glinu: a) reakcja $Al(OH)_3$ z HCl b) reakcja $Al(OH)_3$ z NaOH 2. Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V).	1. Zapis równań reakcji wodorotlenku glinu z kwasem solnym i zasadą sodową. 2. Określanie właściwości glinu na podstawie jego położenia w układzie okresowym.
38.	Krzem jako przykład półmetal – związki krzemu.	1. Historia odkrycia krzemu – rozpowszechnienie w skorupie ziemskiej. 2. Właściwości krzemu. 3. Otrzymywanie krzemu.	Po lekcji uczeń potrafi: – określić właściwości krzemu (C), – określić właściwości krzemianów (C), – wymienić ważniejsze związki krzemu i ich zastosowanie (A).	1. Badanie właściwości krzemianów: a) reakcja szkła wodnego z chlorkiem wapnia, b) reakcja szkła wodnego z kwasem solnym.	1. Określanie właściwości krzemu na podstawie jego położenia w układzie okresowym. 2. Zapis równań reakcji krzemianu sodu (szkła wodnego) z $CaCl_2$ i HCl.	

1	2	3	4	5	6
39.	<p>Tlen i azot jako najważniejsze składniki powietrza.</p> <p>EZ EEK</p>	<p>4. Ważniejsze związki krzemu: – dwutlenek krzemu, – krzemiany, – kwasy krzemowe.</p> <p>5. Zastosowanie krzemu, kwarcu, szkła kwarcowego.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi: – określić właściwości tlenu i azotu na podstawie doświadczeń i położenia tych pierwiastków w układzie okresowym (C), – przedstawić obieg tlenu i azotu w przyrodzie (B), – wymienić ważniejsze związki azotu i tlenu (A), – określić właściwości i zastosowanie tlenu i azotu (C), – wyjaśnić zjawisko alotropii tlenu (B).</p>	<p>Otrzymywanie tlenu i badanie jego właściwości.</p>	<p>Określanie właściwości azotu i tlenu na podstawie położenia tych pierwiastków w układzie okresowym.</p>
40.	<p>Charakterystyka siarki i jej związków.</p>	<p>1. Historia odkrycia siarki – rozpowszechnienie w przyrodzie.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi: – określić właściwości siarki na podstawie doświadczeń i jej</p>	<p>1. Badanie właściwości siarki – przemiany siarki podczas ogrzewania.</p>	<p>Określanie właściwości siarki na podstawie jej położenia w układzie okresowym.</p>

41.	Chlor i jego związki. EZ EEK	<p>2. Właściwości siarki.</p> <p>3. Otrzymywanie siarki.</p> <p>4. Ważniejsze związki siarki:</p> <ul style="list-style-type: none"> – tlenki siarki, – kwasy siarkowe, – siarczany, – siarkowodor, – siarczki. <p>5. Alotropia siarki.</p> <p>6. Zastosowanie siarki i jej związków.</p>	<p>położenia w układzie okresowym (C),</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić zjawisko alotropii siarki (B), – wymienić ważniejsze związki siarki (A), – określić właściwości i zastosowanie związków siarki (C). 	<p>2. Badanie wybielających właściwości SO₂.</p> <p>3. Badanie higroskopijnych właściwości stężonego H₂SO₄.</p>	
		<p>1. Historia odkrycia chloru – rozpowszechnienie w przyrodzie.</p> <p>2. Właściwości chloru.</p> <p>3. Otrzymywanie chloru.</p> <p>4. Ważniejsze związki chemiczne chloru:</p> <ul style="list-style-type: none"> – chlorowodor (kwas solny), – tlenki chloru, – tlenowe kwasy chloru, – chlorki i chlorany. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić właściwości chloru na podstawie doświadczeń i jego położenia w układzie okresowym (C), – wymienić ważniejsze związki chloru (A), – określić ich właściwości i zastosowanie (C), – wykryć jony chlorkowe (D), – zapisać cząsteczkowo i jonowo równanie reakcji strącania chlorku srebra (C). 	<p>1. Badanie właściwości chloru.</p> <p>2. Wykrywanie jonów chlorkowych – reakcja NaCl z AgNO₃</p>	<p>1. Określanie właściwości chloru na podstawie jego położenia w układzie okresowym.</p> <p>2. Zapis cząsteczkowy i jonowy równania reakcji strącania chlorku srebra.</p>

1	2	3	4	5	6
Dział V. Równania reakcji chemicznych – podstawy obliczeń chemicznych					
42.	Stopnie utleniania pierwiastków.	<p>1. Definicja stopnia utlenienia pierwiastków?</p> <p>2. Reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych.</p> <p>3. Obliczanie stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to jest stopień utlenienia pierwiastka (B), – wyjaśnić reguły obliczania stopnia utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych (B), – zastosować reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych (C), – obliczać stopnie utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych (C). 		Ćwiczenia w obliczaniu stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych.
43.	Reakcje utleniania-redukcji (redoks).	<p>1. Pojęcia: utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor.</p> <p>2. Zapis prostych równań utleniania-redukcji i ich elektronowa interpretacja.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić pojęcia: <i>utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor</i> (B), – przeprowadzić prostą reakcję redoks i podać elektronową interpretację równania tej reakcji (C), – wskazać utleniacz, reduktor, proces utlenienia i redukcji w reakcji redoks (C), – zapisać równanie reakcji redoks, podać elektronową interpretację i współczynniki stechiometryczne (C). 	<p>Reakcja magnezu z chłorkiem żelaza(III).</p>	<p>1. Ćwiczenia w elektronowej interpretacji reakcji redoks.</p> <p>2. Ćwiczenia w określaniu utleniacza i reduktora w wybranych reakcjach redoks.</p>

44.	Bilansowanie równań reakcji redoks.	1. Ćwiczenia w uzgadnianiu równań utleniania-redukcji metodą bilansu elektronowego.	Po lekcji uczeń potrafi: – przeprowadzić reakcję utleniania-redukcji o wyższym stopniu trudności (C), – zapisać równanie tej reakcji, podać elektronową interpretację i współczynniki stechiometryczne (C), – w wyniku analizy wykazać, które z podanych różnych równań reakcji są reakcjami utleniania-redukcji (D).	Reakcja miedzi z kwasem azotowym(V).	1. Analizowanie różnych równań reakcji i sprawdzanie, które z nich są reakcjami redoks. 2. Uzgadnianie różnorodnych równań reakcji utleniania-redukcji metodą bilansu elektronowego.
45.	Reakcje utleniania-redukcji i ich rola w przemyśle. EEK	1. Procesy metalurgiczne – otrzymywanie metali z rud. 2. Ważniejsze reduktory stosowane w przemyśle.	Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, na czym polega otrzymywanie metali z rud metodą utleniania-redukcji (B), – podać przykłady rud metali (A), – podać ważniejsze reduktory stosowane w przemyśle (A), – ocenić procesy metalurgiczne pod względem czystości otrzymanych metali, energochłonności i ochrony środowiska (D).		Analiza foliogramu: – proces wielkopiecowy.
46.	Reakcje egzo- i endoenergetyczne.	1. Przykłady reakcji egzoenergetycznych. 2. Przykłady reakcji endoenergetycznych. 3. Zależność między rodzajem reakcji (egzo- lub endoenergetycznych),	Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, na czym polega reakcja egzoenergetyczna (B), – wyjaśnić, na czym polega reakcja endoenergetyczna (B), – podać przykłady reakcji endo- i egzoenergetycznych (A),	1. Reakcja redukcji tlenku miedzi(II) węglem. 2. Reakcja magnezu z kwasem solnym.	Ćwiczenia w określaniu reakcji egzo- i endoenergetycznych.

1	2	3	4	5	6
47.	Szybkość reakcji chemicznych.	<p>a zasobem energii wewnętrznej substratów i produktów reakcji.</p> <p>1. Pojęcie szybkości reakcji.</p> <p>2. Wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznych.</p> <p>3. Energia aktywacji.</p>	<p>– udowodnić zależność między rodzajem reakcji a zasobem energii wewnętrznej substratów i produktów reakcji (D).</p> <p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– doświadczalnie sprawdzić wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej (C),</p> <p>– podać definicję pojęcia <i>szybkości reakcji chemicznej</i> (A),</p> <p>– wyjaśnić pojęcie <i>energii aktywacji</i> (B),</p> <p>– wyjaśnić różnicę między katalizatorem a inhibitorem (B).</p>	<p>1. Wpływ temperatury na szybkość reakcji magnezu z wodą.</p> <p>2. Porównanie szybkości reakcji granulek cynku i pyłu cynkowego z kwasem solnym.</p> <p>3. Rozkład wody utlenionej pod wpływem katalizatora.</p>	<p>1. Teoria zderzeń aktywnych – analiza wykresu.</p> <p>2. Katalizatory a inhibitory.</p>
48.	Mol i masa molowa.	<p>1. Pojęcie mola.</p> <p>2. Liczba Avogadra.</p> <p>3. Masa molowa.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– wyjaśnić pojęcie <i>mola</i> (B),</p> <p>– wyjaśnić pojęcie <i>masy molowej</i> (B),</p> <p>– wyjaśnić, co to jest <i>liczba Avogadra</i> (B),</p> <p>– odczytywać masy atomowe pierwiastków i obliczać ich masy molowe (C),</p> <p>– obliczać masy cząsteczkowe i masy molowe pierwiastków i związków chemicznych (C).</p>	<p>1. Odczytywanie mas atomowych pierwiastków i obliczanie mas molowych na podstawie układu okresowego.</p> <p>2. Obliczanie mas cząsteczkowych i mas molowych związków chemicznych.</p>	

49.	Obliczenia związane z pojęciami mol i masa molowa.	Przykłady różnorodnych zadań obliczeniowych dotyczących mola i masy molowej.	Po lekcji uczeń potrafi: – dokonywać obliczeń z zastosowaniem pojęć <i>mol</i> , <i>masa molowa</i> (C).	1. Obliczanie liczby atomów (cząsteczek) w próbce o danej masie. 2. Obliczanie masy próbki, gdy znana jest liczba atomów (cząsteczek).
50.	Objętość molowa gazów – prawo Avogadra.	1. Objętość jednego mola gazów w warunkach normalnych. 2. Prawo Avogadra.	Po lekcji uczeń potrafi: – podać prawo Avogadra (A), – określić objętość jednego mola gazów w warunkach normalnych (C), – dokonywać obliczeń z zastosowaniem mola, masy molowej i objętości molowej gazów (C), – porównywać gęstości gazów na podstawie ich mas molowych (C).	1. Ćwiczenia w obliczaniu objętości 1 mola różnych gazów w warunkach normalnych. 2. Modelowe zobrazowanie prawa Avogadra. 3. Obliczanie liczby cząsteczek różnych gazów w próbkach o tej samej masie.
51.	Ilościowa interpretacja równań reakcji chemicznych.	Odczytywanie równań reakcji: – w liczbach atomów i cząsteczek reagentów, – w liczbach moli substratów i produktów, – w masach molowych substratów i produktów, – w objętościach molowych substratów i produktów.	Po lekcji uczeń potrafi: – odczytywać równania reakcji chemicznych według różnej interpretacji: cząsteczkowej, molowej, masowej i objętościowej (C), – wyjaśnić, na czym polegają obliczenia stechiometryczne (B), – dokonywać prostych obliczeń stechiometrycznych (C).	1. Ćwiczenia w wielostronnej interpretacji ilościowej równań reakcji chemicznych. 2. Proste obliczenia stechiometryczne.

1	2	3	4	5	6
52.	Obliczenia stechiometryczne.	<p>1. Na czym polegają obliczenia stechiometryczne?</p> <p>2. Przykłady różnorodnych obliczeń stechiometrycznych.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić różnicę między wzorem elementarnym a rzeczywistym substancji (B), – obliczać skład procentowy związków chemicznych (C), – wprowadzać wzory elementarne i rzeczywiste substancji (C), – dokonywać obliczeń stechiometrycznych o różnym stopniu trudności (D). 		<p>1. Rozwiązywanie różnorodnych zadań związanych z obliczeniem masy substratów i produktów reakcji.</p> <p>2. Wyprowadzanie wzorów elementarnych i rzeczywistych substancji.</p> <p>3. Obliczanie składu procentowego związków chemicznych.</p> <p>4. Obliczenia oparte na prawie zachowania masy i prawie stałości składu związku chemicznego.</p>
53.	Podsumowanie wiadomości o równaniach reakcji chemicznych i ich interpretacji ilościowej.	Utrwalenie wiadomości – forma do wyboru przez nauczyciela.			
54.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.			

Dział VI. Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów

55.	Dysocjacja jonowa kwasów, zasad i soli.	<p>1. Elektrolity i nieelektrolity.</p> <p>2. Wpływ polarnej budowy cząsteczek wody na proces dysocjacji.</p> <p>3. Proces dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to są elektrolity i nieelektrolity (B), – podać przykłady elektrolitów i nieelektrolitów (B), – wymienić podstawowe wskaźniki kwasowo-zasadowe (A), – zbadać odczyn wodnych roztworów substancji (C), – zapisać równania reakcji dysocjacji kwasów, zasad i soli (C). 	Badanie odczynu wodnych roztworów kwasów, zasad i soli.	Modelowanie procesu dysocjacji jonowej – mechanizm procesu.
56.	Moc elektrolitów – stopień dysocjacji.	<p>1. Definicja stopnia dysocjacji.</p> <p>2. Zależność stopnia dysocjacji od rodzaju elektrolitu i stężenia roztworu.</p> <p>3. Elektrolity mocne i słabe.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – zdefiniować stopień dysocjacji (A), – doświadczalnie zbadać zależność stopnia dysocjacji od rodzaju elektrolitu i stężenia roztworu (D), – określić kryterium podziału elektrolitów na mocne i słabe (C), – podać przykłady mocnych i słabych elektrolitów (B). 	<p>1. Porównanie natężenia prądu płynącego przez roztwory kwasu solnego i octowego o tym samym stężeniu.</p> <p>2. Badanie przewodnictwa kwasu solnego w trakcie rozcieńczania.</p>	<p>1. Przykłady mocnych i słabych elektrolitów.</p> <p>2. Obliczanie stopnia dysocjacji oraz liczby jonów – produktów dysocjacji.</p>
57.	Reakcje zobojętniania – zapis cząsteczkowy i jonowy równań reakcji.	<p>1. Przykłady reakcji zobojętniania.</p> <p>2. Cząsteczkowy i jonowy skrócony</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – przeprowadzić reakcje zobojętniania (C), 	Zobojętnianie zasady sodowej kwasem solnym i zasady wapniowej kwasem azotowym(V)	<p>Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji zobojętniania cząsteczkowo, jonowo i w sposób jonowy skrócony.</p>

1	2	3	4	5	6
		<p>zapis równań reakcji zobojętniania.</p> <p>3. Stosunki stechiometryczne w reakcjach zobojętniania i ich wpływ na rodzaj powstałej soli (sól obojętna, wodorosól, hydroksosól).</p>	<p>– zapisać równania reakcji zobojętniania w sposób cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony (C),</p> <p>– ocenić, kiedy powstanie sól obojętna, wodorosól, hydroksosól (D).</p>	<p>w obecności fenoloftaleiny.</p>	
58.	<p>Reakcje strąceniowe</p> <p>– zapis cząsteczkowy i jonowy równań reakcji.</p>	<p>1. Mechanizm reakcji strąceniowych.</p> <p>2. Cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony zapis reakcji strąceniowych.</p> <p>3. Tablica rozpuszczalności</p> <p>– źródło informacji o przebiegu reakcji strąceniowych.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– przeprowadzić reakcje strącania osadów (C),</p> <p>– zapisać równania reakcji strąceniowych w sposób cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony (C),</p> <p>– korzystać z tablicy rozpuszczalności soli i wodorotlenków w celu określenia jonów, które po połączeniu utworzą osady (C).</p>	<p>1. Reakcja roztworu azotanu(V) srebra z kwasem solnym.</p> <p>2. Reakcja roztworu chlorku baru z kwasem siarkowym(VI).</p>	<p>1. Analiza tabeli rozpuszczalności.</p> <p>2. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji strącania osadów cząsteczkowo, jonowo i w sposób jonowy skrócony.</p>
59.	<p>Odczyn roztworów wodnych substancji – pH.</p> <p>EEK</p>	<p>1. Miara odczynu roztworów – pH.</p> <p>2. Skala pH.</p> <p>3. Kwasy i zasady według teorii Arrheniusa.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– podać jakościową definicję pH roztworu (A),</p> <p>– wyjaśnić, co to jest skala pH i jakich informacji dostarcza (B),</p> <p>– doświadczalnie określić pH różnych roztworów (C).</p>	<p>1. Określanie pH roztworów kwasu solnego i zasady potasowej.</p> <p>2. Określanie pH roztworów soku z cytryny, proszku do prania, mydła, soli kuchennej.</p>	<p>Analiza skali pH.</p>

60.	Badanie odczynu wodnych roztworów soli – hydroliza soli.	1. Badanie odczynu wodnych roztworów wybranych soli. 2. Zjawisko hydrolizy – wyjaśnienie odczynu wodnych roztworów soli. 3. Rodzaje hydrolizy.	Po lekcji uczeń potrafi: – zbadać odczyn wodnych roztworów wybranych soli (C), – wyjaśnić, na czym polega zjawisko hydrolizy soli (B), – zapisać równania reakcji hydrolizy soli w sposób cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony (C), – określić rodzaje hydrolizy (C).	Badanie odczynu wodnych roztworów: – chlorku sodu, – chlorku cynku, – siarczanu(VI) miedzi(II), – octanu amonu, – węgla potasu, – chlorku amonu.	1. Mechanizm reakcji hydrolizy. 2. Zapisywanie równań reakcji hydrolizy dla badanych roztworów w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej z równocześnie określaniem rodzaju hydrolizy.
61.	Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji hydrolizy soli.	1. Zapis równań reakcji hydrolizy różnych soli w formie cząsteczkowej i jonowej. 2. Przewidywanie i doświadczenie sprawdzenie odczynu wodnych roztworów soli.	Po lekcji uczeń potrafi: – przewidzieć odczyn roztworu i rodzaj hydrolizy różnych soli (D), – sprawdzić doświadczenie przewidywany rodzaj hydrolizy (C), – zapisać równania reakcji hydrolizy w sposób cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony (C).	Doświadczenie sprawdzanie przewidywanych odczynów wodnych roztworów soli.	1. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji hydrolizy w sposób cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony. 2. Przewidywanie odczynu wodnych roztworów soli.
62.	Podsumowanie wiadomości o reakcjach w roztworach wodnych elektrolitów.	Utrwalenie wiadomości – forma do wyboru przez nauczyciela.			

1	2	3	4	5	6
63.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku metodycznym lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.			
Dział VII Roztwory – sposoby wyrażania stężeń roztworów					
64.	Roztwory jako specyficzny rodzaj mieszanin.	<p>1. Pojęcie roztworu.</p> <p>2. Przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej.</p> <p>3. Podział roztworów ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić pojęcie roztworu (B), – przeanalizować tabelę zawierającą przykłady roztworów o różnym stanie skupienia substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika (D), – dokonać podziału roztworów ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej (C). 	<p>1. Badanie rozpuszczalności azotanu(V) sodu w wodzie i węglanu wapnia w wodzie.</p> <p>2. Mieszanie oleju jadalnego z wodą i benzyny z wodą.</p> <p>3. Mieszanie acetonu z wodą.</p> <p>4. Mieszanie białka jaja kurzego z wodą i mleka z wodą.</p>	<p>1. Analiza tabeli zawierającej przykłady roztworów o różnym stanie skupienia, rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej.</p>
65.	Rozpuszczalność substancji.	<p>1. Pojęcie rozpuszczalności substancji.</p> <p>2. Wpływ różnych czynników na rozpuszczalność substancji.</p> <p>3. Analiza wykresów rozpuszczalności różnych substancji w wodzie.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić pojęcie rozpuszczalności substancji (B), – wyjaśnić mechanizm rozpuszczania (B), – sprawdzić doświadczalnie wpływ różnych czynników na rozpuszczalność substancji (C), 	<p>1. Rozpuszczanie tej samej ilości siarczanu(VI) miedzi(II) w wodzie o temperaturze pokojowej i o temperaturze 80°C.</p> <p>2. Badanie rozpuszczalności soli kuchennej w wodzie i benzynie.</p> <p>3. Badanie wpływu temperatury</p>	<p>1. Analiza wykresów rozpuszczalności różnych substancji w wodzie.</p> <p>2. Mechanizm procesu rozpuszczania.</p>

66.	Szybkość rozpuszczania.	<p>1. Wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji.</p> <p>2. Różnica między rozpuszczalnością a szybkością rozpuszczania.</p>	<p>– dokonać analizy wykresów rozpuszczalności różnych substancji w wodzie (D).</p> <p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – zbadać wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania (C), – wyjaśnić różnicę między rozpuszczalnością a szybkością rozpuszczania substancji (B). 	<p>na rozpuszczalność gazów w wodzie.</p> <p>Badanie wpływu różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji:</p> <ul style="list-style-type: none"> – rozdrobnienie substancji rozpuszczanej, – temperatura, – mieszanie. 	
67.	Roztwory nasycone i nienasycone.	<p>1. Stan równowagi w roztworze.</p> <p>2. Pojęcie roztworu nasyconego i nienasyconego.</p> <p>3. Krystalizacja.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, na czym polega stan równowagi w roztworze (B), – określić, co to jest roztwór nasycony (C), – określić, co to jest roztwór nienasycony (C), – korzystając z wykresu rozpuszczalności, sporządzić roztwór nasycony i nienasycony w danej temperaturze (C), – założyć hodowlę kryształów (C), – wyjaśnić mechanizm procesu krystalizacji (B). 	<p>1. Hodowla kryształów siarczanu(VI) miedzi(II).</p> <p>2. Przygotowanie nasyconego i nienasyconego roztworu azotanu(V) sodu w temperaturze 40°C.</p>	<p>1. Mechanizm procesu krystalizacji.</p> <p>2. Korzystanie z wykresu rozpuszczalności w celu przygotowania odpowiednich roztworów.</p> <p>3. Przykłady roztworów nasyconych i nienasyconych na podstawie wykresów rozpuszczalności.</p>

1	2	3	4	5	6
68.	Sposoby wyrażania stężeń roztworów.	1. Pojęcie stężenia roztworu. 2. Stężnie procentowe. 3. Stężenie molowe.	Po lekcji uczeń potrafi: – podać definicję stężenia procentowego roztworu (A), – podać definicję stężenia molowego roztworu (A), – przedstawić reguły postępowania przy sporządzaniu roztworów o określonym stężeniu (B), – sporządzić roztwory o określonym stężeniu (C).	Przygotowywanie roztworu chlorku żelaza(III) o określonym stężeniu procentowym i molowym.	Zasady postępowania przy sporządzaniu roztworów o określonym stężeniu procentowym i molowym.
69.	Obliczanie stężenia procentowego roztworów.	Rozwiązywanie różnorodnych zadań związanych z obliczaniem stężenia procentowego roztworów.	Po lekcji uczeń potrafi: – dokonywać obliczeń o różnym stopniu trudności związanych ze stężeniem procentowym roztworów (C), (D).		Rozwiązywanie różnorodnych zadań tekstowych dotyczących stężenia procentowego roztworów.
70.	Obliczanie stężenia molowego roztworów.	Rozwiązywanie różnorodnych zadań związanych z obliczaniem stężenia molowego roztworów.	Po lekcji uczeń potrafi: – dokonywać obliczeń o różnym stopniu trudności związanych ze stężeniem molowym roztworów (C), (D).		Rozwiązywanie różnorodnych zadań tekstowych dotyczących stężenia molowego roztworów.
71.	Przeliczanie stężeń roztworów.	Rozwiązywanie różnorodnych zadań związanych z przeliczaniem stężeń roztworów.	Po lekcji uczeń potrafi: – dokonywać obliczeń o różnym stopniu trudności związanych z przeliczaniem stężeń roztworów z procento-		Rozwiązywanie różnorodnych zadań tekstowych związanych z przeliczaniem stężeń roztworów procentowego

			wego na molowe i molowego na procentowe (C), (D).		na molowe i molowego na procentowe.
72.	Podsumowanie wiadomości o roztworach i stężeniach roztworów.	Utrwalenie wiadomości – forma do wyboru przez nauczyciela.			
73.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku metodycznym lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.			
Dział VIII. Węglowodory					
74.	Chemia organiczna jako chemia związków węgla.	<p>1. Węgiel pierwiastkowy – odmiany alotropowe węgla.</p> <p>2. Rozwój chemii organicznej.</p> <p>3. Skład pierwiastkowy związków organicznych.</p> <p>4. Różnorodność związków organicznych.</p> <p>5. Znaczenie związków organicznych.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić właściwości węgla na podstawie układu okresowego (C), – określić odmiany alotropowe węgla: diament, grafit i fullereny, a także wyjaśnić przyczynę różnicy w ich właściwościach (C), – wyjaśnić pojęcie <i>chemia organiczna</i> (B), – przedstawić rozwój chemii organicznej, znaczenie związków organicznych i ich różnorodność (B), – wykryć obecność węgla, wodoru, tlenu, azotu i siarki w związkach organicznych (C). 	<p>1. Określenie właściwości węgla pierwiastkowego na podstawie układu okresowego.</p> <p>2. Odmiany alotropowe węgla: diament, grafit, fullereny.</p> <p>3. Wykrywanie obecności węgla, wodoru, tlenu, azotu i siarki w związkach organicznych.</p>	<p>Foliogram:</p> <ul style="list-style-type: none"> – budowa związków organicznych (szkielety węglowe).

1	2	3	4	5	6
75.	Metan jako przedstawiciel węglowodorów nasyconych (alkanów).	<ol style="list-style-type: none"> 1. Budowa cząsteczki metanu. 2. Występowanie i właściwości metanu. 3. Reakcje metanu (spalanie, substytucja). 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić budowę cząsteczki metanu (B), – zbadać właściwości metanu (C), – zapisać równania reakcji substytucji i spalania metanu w zależności od ilości dostarczonego tlenu (C), – przedstawić występowanie metanu (B). 	<p>Badanie właściwości metanu:</p> <ul style="list-style-type: none"> – palności, – zachowania wobec wody bromowej i roztworu manganianu(VII) potasu. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Modelowanie cząsteczki metanu. 2. Mechanizm reakcji substytucji. 3. Zapisywanie równań reakcji spalania metanu w zależności od ilości dostarczonego tlenu.
76.	Szereg homologiczny alkanów.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Pojęcie szeregu homologicznego. 2. Nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne i sumaryczne alkanów – wzór ogólny alkanów. 3. Zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkanów. 4. Reakcje alkanów. 5. Zastosowanie alkanów. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podać definicję szeregu <i>homologicznego</i> (A), – określić nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne i sumaryczne alkanów (C), – zbadać właściwości dowolnego alkanu (reakcja substytucji i spalania) (C), – zapisać równanie reakcji substytucji i spalania alkanów (C), – określić zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkanów (C), – przedstawić zastosowanie alkanów (B). 	<p>1. Badanie właściwości alkanów:</p> <ul style="list-style-type: none"> – spalanie, – zachowanie wobec wody bromowej i roztworu manganianu(VII) potasu na przykładzie gazu z zapalniczki (butan). <p>2. Badanie właściwości benzyny.</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Zapisywanie wzorów sumarycznych, półstrukturalnych i strukturalnych alkanów. 2. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji podstawiania i spalania alkanów. 3. Modelowanie dowolnych cząsteczek alkanów.

77.	Izomeria łańcuchowa w alkanach.	<p>1. Pojęcie izomerii łańcuchowej.</p> <p>2. Reguły tworzenia nazw systematycznych izomerów.</p> <p>3. Pojęcie rzędowości atomu węgla.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podać definicję izomerów, izomerii łańcuchowej (A), – wyjaśnić reguły tworzenia nazw systematycznych izomerów (B), – budować modele cząsteczek izomerów alkanów, pisać ich wzory strukturalne, półstrukturalne, sumaryczne i podawać nazwy systematyczne (C), – określić rzędowość dowolnego atomu (C). 	<p>1. Ćwiczenia w modelowaniu cząsteczek alkanów i ich izomerów.</p> <p>2. Ćwiczenia w ustalaniu nazw systematycznych izomerów.</p> <p>3. Ćwiczenia w zapisywaniu wzorów związków, gdy znana jest ich nazwa systematyczna.</p> <p>4. Ćwiczenia w określaniu rzędowości atomów węgla.</p>
78.	Eten jako przedstawiciel węglowodorów nienasyconych (alkenów).	<p>1. Budowa cząsteczki etenu.</p> <p>2. Otrzymywanie, występowanie i właściwości etenu.</p> <p>3. Reakcje etenu (spalanie, addycja, polimeryzacja).</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to są <i>alkeny</i> i dlaczego zaliczane są do węglowodorów nienasyconych (B), – otrzymać eten i zbadać jego właściwości (C), – zapisać równania reakcji spalania, addycji i polimeryzacji etenu (C). 	<p>Zapisywanie równań reakcji spalania, addycji i polimeryzacji etenu.</p> <p>1. Otrzymywanie etenu z polietylenu.</p> <p>2. Badanie właściwości etenu.</p> <p>3. Reakcja etenu z wodą bromową lub roztworem manganianu(VII) potasu.</p>
79.	Szereg homologiczny alkenów.	<p>1. Nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne i sumaryczne alkenów – wzór ogólny.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne i sumaryczne alkenów oraz podać ich wzór ogólny (C), 	<p>1. Ćwiczenia w zapisywaniu wzorów sumarycznych, półstrukturalnych i strukturalnych alkenów.</p>

1	2	3	4	5	6
		<p>2. Reakcje alkenów. 3. Zastosowanie alkenów.</p>	<p>– zapisywać równania reakcji spalania i addycji dla dowolnego alkenu (D), – podać najważniejsze przykłady zastosowania alkenów (A).</p>		<p>2. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji spalania alkenów. 3. Zapisywanie równań reakcji alkenów z wodorem, bromem, chlorowodorem.</p>
80.	<p>Charakterystyka węglowodorów nienasyconych (alkinów) na przykładzie acetylenu (etynu).</p>	<p>1. Budowa cząsteczki acetylenu. 2. Otrzymywanie, właściwości i zastosowanie acetylenu. 3. Szereg homologiczny alkinów – wzór ogólny. 4. Reakcje alkinów (spalanie, addycja, polimeryzacja).</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, co to są alkiny i dlaczego zaliczane są do węglowodorów nienasyconych (B), – otrzymać acetylen i zbadać jego właściwości (C), – zapisać równanie reakcji otrzymywania acetylenu (C), – zapisać równania reakcji spalania i addycji dla acetylenu (C), – określić nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne i sumaryczne alkinów oraz podać ich wzór ogólny (C), – zapisywać równania reakcji spalania i addycji dla dowolnego alkinu (D).</p>	<p>1. Otrzymywanie acetylenu w reakcji karbidu z wodą. 2. Badanie właściwości acetylenu. 3. Reakcja acetylenu z wodą bromową lub roztworem manganianu(VII) potasu.</p>	<p>1. Zapisywanie równań reakcji spalania, addycji i polimeryzacji acetylenu. 2. Ćwiczenia dotyczące nazewnictwa alkinów oraz konstruowania wzorów strukturalnych.</p>

81.	Porównanie budowy cząsteczek i właściwości alkanów, alkenów i alkinów.	<p>1. Porównanie budowy cząsteczek alkanów, alkenów i alkinów.</p> <p>2. Porównanie aktywności chemicznej węglowodorów.</p> <p>3. Najważniejsze przykłady zastosowania węglowodorów.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – zaproponować tabelę zawierającą porównanie budowy cząsteczek węglowodorów, ich aktywności chemicznej i właściwości (D), – określić najważniejsze zastosowania węglowodorów (C). 		<p>1. Tabela – porównanie budowy cząsteczek i właściwości alkanów, alkenów i alkinów.</p> <p>2. Foliogram: – zastosowanie węglowodorów.</p>
82.	Charakterystyka węglowodorów aromatycznych na przykładzie benzenu.	<p>1. Budowa cząsteczki benzenu.</p> <p>2. Pojęcie aromatyczności.</p> <p>3. Otrzymywanie i właściwości benzenu.</p> <p>4. Właściwości benzenu wynikające z jego charakteru aromatycznego.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić pojęcie <i>aromatyczności</i> na przykładzie benzenu (B), – zbudować model cząsteczki benzenu (C), – zbadać właściwości benzenu (C), – zapisać równanie reakcji otrzymywania benzenu (C), – zapisać równania reakcji bromowania benzenu z użyciem katalizatora i bez użycia katalizatora, spalania benzenu, nitrowania i sulfonowania oraz przyłączenia chloru i wodoru do benzenu (C). 	<p>Badanie właściwości benzenu:</p> <ul style="list-style-type: none"> – palność, – reakcja z wodą bromową, – reakcja z wodą bromową w obecności opitków żelaza. 	<p>1. Modelowanie cząsteczki benzenu.</p> <p>2. Zapisywanie równań reakcji: – spalania benzenu, – bromowania benzenu bez katalizatora i w obecności katalizatora, – nitrowania i sulfonowania benzenu.</p> <p>3. Zapisywanie równań reakcji otrzymywania benzenu z acetylenem.</p> <p>4. Zapisywanie równań reakcji addycji chloru i wodoru do benzenu.</p>

EEK
EZ

1	2	3	4	5	6
83.	Homologi benzenu i inne węglowodory aromatyczne.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Budowa cząsteczek i właściwości toluenu i ksylenów jako homologów benzenu. 2. Inne węglowodory aromatyczne (naftalen, antracen). 3. Wpływ kierujący podstawników. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić homologi benzenu (C), – zbadać właściwości toluenu (C), – zapisać równania reakcji spalania i bromowania toluenu (C), – podać przykłady innych węglowodorów aromatycznych (A), – zbadać właściwości naftalenu (C), – wyjaśnić, na czym polega wpływ kierujący podstawników (B). 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Badanie właściwości toluenu – spalanie i bromowanie. 2. Badanie właściwości naftalenu. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Zapisywanie równań reakcji toluenu z bromem w obecności katalizatora i pod wpływem światła. 2. Ćwiczenia dotyczące wpływu kierującego podstawników.
84.	Źródła węglowodorów w przyrodzie.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Ropa naftowa – produkty destylacji ropy naftowej. 2. Gaz ziemny. 3. Węgiel kamienny jako źródło cennych związków organicznych. 4. Produkty suchej destylacji (pirogenizacji) węgla kamiennego. 5. Alternatywne źródła energii. 	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wymienić surowce energetyczne (A), – zbadać właściwości ropy naftowej (C), – wyjaśnić, na czym polega proces destylacji (B), – określić produkty destylacji ropy naftowej, podać ich najważniejsze właściwości i zastosowanie (C), – wymienić rodzaje węgla kopalnych (A), 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Badanie właściwości i palności ropy naftowej. 2. Pokaz odmian próbek węgla kopalnych. 3. Pokaz – kolekcja produktów destylacji ropy naftowej. 4. Pokaz – kolekcja produktów pirogenizacji węgla kamiennego. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Foliogram: <ul style="list-style-type: none"> – produkty suchej destylacji węgla kamiennego. 2. Foliogram: <ul style="list-style-type: none"> – charakterystyka produktów destylacji ropy naftowej. 3. Alternatywne źródła energii – poszukiwanie informacji na ten temat.

			<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, jak powstały złoża węgla kopalnych i ropy naftowej (B), – podać definicję <i>procesu pirogenizacji</i> węgla kamiennego (A), – określić produkty pirogenizacji węgla kamiennego, podać ich najważniejsze właściwości i zastosowanie (C), – wskazać na mapie Polski obszary występowania złóż surowców energetycznych (C), – wskazać na mapie świata obszary występowania największych złóż surowców energetycznych (C), – wyjaśnić, co to są alternatywne źródła energii i dlaczego istnieje konieczność ich poszukiwania i stosowania (B). 	
85.	Podsumowanie wiadomości o węglowodorach.	Utrwalenie wiadomości – forma do wyboru przez nauczyciela.		
86.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku metodycznym lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.		

1	2	3	4	5	6
Dział IX. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów					
87.	Alkohole monohydroksylowe na przykładzie etanolu.	<p>1. Budowa cząsteczki alkoholu, nazewnictwo, szereg homologiczny, rzędowość alkoholi.</p> <p>2. Pojęcie grupy funkcyjnej.</p> <p>3. Otrzymywanie alkoholi.</p> <p>4. Charakter chemiczny alkoholi – reakcje.</p> <p>5. Wpływ alkoholu na organizm człowieka.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określić budowę cząsteczki etanolu (C), – wyjaśnić, co to jest grupa funkcyjna (B), – zbadać właściwości etanolu i napisać odpowiednie równania reakcji (C), – określić nazwy, podać wzory strukturalne, półstrukturalne, sumaryczne i wzór ogólny alkoholi monohydroksylowych w szeregu homologicznym (C), – wyjaśnić pojęcie rzędowości alkoholi (B), – ocenić wpływ alkoholu na organizm człowieka (D), – wykręcić obecność alkoholu (D). 	<p>1. Badanie właściwości etanolu:</p> <ul style="list-style-type: none"> – rozpuszczalność w wodzie, – palność, – reakcja z sodem, – odczyn, – działanie na białko jaja kurzego, – reakcja z chlorowodem. <p>2. Wykrywanie obecności etanolu.</p>	<p>1. Zapis równań reakcji spalania alkoholu.</p> <p>2. Zapis równań reakcji metanolu i etanolu z sodem i chlorowodem.</p> <p>3. Ćwiczenia w konstruowaniu wzorów strukturalnych i półstrukturalnych alkoholi na podstawie nazw oraz tworzenie nazw alkoholi na podstawie wzorów.</p>
88.	Alkohole polihydroksylowe – glikol i glicerol. EZ	<p>1. Budowa cząsteczek i nazewnictwo alkoholi polihydroksylowych.</p> <p>2. Właściwości glikolu i glicerolu.</p> <p>3. Porównanie charakteru chemicznego alkoholi</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to są alkohole polihydroksylowe (B), – zbadać właściwości glicerolu i napisać odpowiednie równania reakcji (C), 	<p>1. Badanie właściwości glicerolu:</p> <ul style="list-style-type: none"> – palność, – rozpuszczalność w wodzie, – odczyn, – zapach, – barwa. 	<p>Zapisywanie równań reakcji:</p> <ul style="list-style-type: none"> – spalania glicerolu i glikolu, – reakcji glicerolu z sodem i wodorotlenkiem miedzi(II).

89.	<p>Charakterystyka fenoli na przykładzie hydroksybenzenu.</p> <p>EZ</p>	<p>mono- i polihydroksylowych.</p> <p>4. Zastosowanie glikolu i glicerolu.</p>	<p>– porównać doświadczalnie charakter chemiczny alkoholi mono- i polihydroksylowych (C),</p> <p>– podać zastosowanie glikolu i glicerolu (A).</p> <p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to są fenole (B), – zbadać właściwości hydroksybenzenu i zapisać odpowiednio równania reakcji (C), – ocenić wpływ pierścienia benzenowego na charakter chemiczny fenoli (D), – podać zastosowanie fenoli (A), – zaproponować tabelę zawierającą porównanie budowy cząsteczek i właściwości alkoholi i fenoli (D). 	<p>2. Reakcja glicerolu z sodem.</p> <p>3. Zachowanie się glicerolu i etanolu wobec wodorotlenku miedzi(II).</p>	<p>1. Zapisywanie równań reakcji hydroksybenzenu z wodorotlenkiem sodu i chlorkiem żelaza(III).</p> <p>2. Tabela:</p> <ul style="list-style-type: none"> – porównanie właściwości alkoholi i fenoli.
90, 91.	<p>Otrzymywanie i właściwości aldehydów.</p> <p>EZ</p>	<p>1. Budowa cząsteczek aldehydów, nazewnictwo, szereg homologiczny, grupa funkcyjna.</p> <p>2. Otrzymywanie aldehydów.</p> <p>3. Właściwości aldehydów.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to są aldehydy, – określić grupę funkcyjną aldehydów (C), – określić nazwy, podać wzory strukturalne, półstrukturalne, sumaryczne i wzór ogólny aldehydów w szeregu homologicznym (C), 	<p>1. Badanie właściwości hydroksybenzenu.</p> <p>2. Reakcja hydroksybenzenu z wodorotlenkiem sodu.</p> <p>3. Reakcja hydroksybenzenu z chlorkiem żelaza(III).</p>	<p>1. Zapisywanie wzorów strukturalnych aldehydów.</p> <p>2. Zapisywanie równań reakcji:</p> <ul style="list-style-type: none"> – etanolu z tlenkiem miedzi(II), – metalu z tlenkiem srebra(I),

1	2	3	4	5	6
		4. Reakcja polikondensacji.	<ul style="list-style-type: none"> – otrzymać aldehyd i zapisać odpowiednio równanie reakcji (C), – przeprowadzić próbę Tollensa i próbę Trommera dla formaldehydu (C), – zapisać odpowiednie równanie reakcji (C), – określić właściwości aldehydów (C), – przeprowadzić reakcję formaldehydu z fenolem (C), – zapisać odpowiednie równanie reakcji (C), – wyjaśnić, na czym polega reakcja polikondensacji (B). 	4. Reakcja formaldehydu z fenolem.	<ul style="list-style-type: none"> – metanal z wodorotlenkiem miedzi(II), – polikondensacji.
92, 93.	Otrzymywanie i właściwości kwasów karboksylowych na przykładzie kwasu octowego.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Budowa cząsteczek kwasów karboksylowych, nazewnictwo, szereg homologiczny, grupa funkcyjna. 2. Otrzymywanie kwasów karboksylowych. 3. Właściwości kwasów karboksylowych – reakcje, jakim ulegają. 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, co to są kwasy karboksylowe (B), – określić grupę funkcyjną kwasów karboksylowych (C), – określić nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, sumaryczne i wzór ogólny kwasów karboksylowych w szeregu homologicznym (C), 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Badanie właściwości kwasu octowego. 2. Badanie odczynu kwasu octowego. 3. Reakcje kwasu octowego z magnezem, tlenkiem miedzi(II) i zasadą sodową. 4. Badanie palności. 5. Fermentacja octowa. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Ćwiczenia w pisaniu wzorów strukturalnych, półstrukturalnych i sumarycznych kwasów karboksylowych. 2. Zapis równania reakcji fermentacji octowej. 3. Zapis równań reakcji kwasów karboksylowych z magnezem, tlenkiem miedzi(II) i zasadą sodową.
EZ					

			<p>– doświadczalnie zbadać właściwości kwasu octowego i zapisać odpowiednie równania reakcji (C),</p> <p>– przeprowadzić fermentację octową – zapisać równanie reakcji (C),</p> <p>– określić właściwości kwasów karboksylowych (C),</p> <p>– zaproponować sposób otrzymywania kwasów karboksylowych (D).</p>	<p>– doświadczalnie zbadać właściwości kwasu octowego i zapisać odpowiednie równania reakcji (C),</p> <p>– przeprowadzić fermentację octową – zapisać równanie reakcji (C),</p> <p>– określić właściwości kwasów karboksylowych (C),</p> <p>– zaproponować sposób otrzymywania kwasów karboksylowych (D).</p>		<p>4. Zapis równań reakcji spalania.</p>
94.	<p>Wyższe kwasy karboksylowe (tłuszczowe).</p>	<p>1. Kwas palmitynowy, stearynowy i oleinowy jako przykłady wyższych kwasów karboksylowych.</p> <p>2. Właściwości kwasów tłuszczowych – reakcje, jakim ulegają.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– wyjaśnić, co to są wyższe kwasy karboksylowe (B),</p> <p>– zbadać właściwości wyższych kwasów karboksylowych i zapisać równania reakcji, jakim ulegają (C),</p> <p>– ocenić wpływ obecności wiązania podwójnego w cząsteczce na właściwości kwasów tłuszczowych (D).</p>	<p>1. Badanie właściwości kwasów tłuszczowych.</p> <p>2. Reakcja kwasu stearynowego z zasadą sodową.</p> <p>3. Reakcja kwasu oleinowego z wodą bromową.</p>		<p>1. Zapis równań reakcji spalania wyższych kwasów karboksylowych.</p> <p>2. Zapis równania reakcji kwasu stearynowego z zasadą sodową.</p> <p>3. Zapis równania reakcji kwasu oleinowego z wodą bromową.</p>
95.	<p>Mydła – mechanizm mycia i prania. EZ</p>	<p>1. Mydła jako sole sodowe i potasowe wyższych kwasów karboksylowych.</p> <p>2. Budowa cząsteczek mydeł i jej wpływ na mechanizm mycia i prania.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <p>– wyjaśnić, co to są mydła (B),</p> <p>– otrzymać mydło sodowe i zbadać jego zachowanie w wodzie twardej (C),</p>	<p>1. Otrzymywanie stearynianu sodu.</p> <p>2. Badanie zachowania się mydła w wodzie twardej.</p>		<p>1. Foliogram: – budowa cząsteczek mydeł – mechanizm mycia i prania.</p> <p>2. Zapis równań reakcji: – otrzymywania stearynianu sodu,</p>

1	2	3	4	5	6
		<p>3. Wpływ jonów wapnia i magnezu na proces prania.</p>	<p>– zapisać odpowiednie równania reakcji (C), – określić budowę cząsteczek mydła i jej wpływ na mechanizm mycia i prania (C), – zanalizować wpływ jonów wapnia i magnezu na proces mycia i prania (D).</p>		<p>– wytrącania stearynianu wapnia.</p>
96.	<p>Reakcja estryfikacji i jej produkty.</p>	<p>1. Estryfikacja jako reakcja kwasu z alkoholem – mechanizm i warunki, w jakich zachodzi. 2. Produkty reakcji estryfikacji. 3. Estry – budowa cząsteczek, nazewnictwo, grupa funkcyjna. 4. Hydroliza estrów. 5. Właściwości i zastosowanie estrów.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi: – przeprowadzić reakcję otrzymywania octanu etylu (C), – wyjaśnić mechanizm i warunki w jakich zachodzi reakcja estryfikacji (B), – zapisać równanie reakcji estryfikacji (C), – określić budowę cząsteczek, nazewnictwo i grupę funkcyjną estrów (C), – przeprowadzić i zapisać równania reakcji hydrolizy estrów (C), – określić właściwości i zastosowanie estrów (C).</p>	<p>Reakcja etanolu z kwasem octowym – otrzymywanie octanu etylu.</p>	<p>1. Zapisywanie równania reakcji otrzymywania octanu etylu. 2. Zapisywanie równania reakcji hydrolizy octanu etylu. 3. Ćwiczenia w pisaniu równań reakcji estryfikacji.</p>
97.	<p>Tłuszcze i ich rola w organizmie.</p>	<p>1. Tłuszcze jako specyficzny rodzaj estrów.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p>	<p>1. Badanie właściwości tłuszczów.</p>	<p>1. Zapis równań reakcji otrzymywania tłuszczu.</p>

EZ	<p>2. Podział tłuszczów ze względu na pochodzenie i stan skupienia.</p> <p>3. Właściwości tłuszczów.</p> <p>4. Reakcje zmydlenia tłuszczów.</p> <p>5. Rola tłuszczów w organizmie.</p>	<ul style="list-style-type: none"> – zbadać właściwości tłuszczów (C), – określić rolę tłuszczów w organizmie (C), – przeprowadzić reakcję zmydlenia tłuszczu i zapisać odpowiednie równanie reakcji (C), – na podstawie powyższej reakcji udowodnić, do jakiej grupy związków chemicznych zaliczają się tłuszcze (D), – zaproponować podział tłuszczów przy zastosowaniu odpowiednich kryteriów (D), – zapisać równanie reakcji hydrolizy tłuszczu (C). 	<p>2. Reakcja zmydlenia tłuszczu.</p> <p>3. Reakcja oleju jadalnego z wodą bromową.</p>	<p>2. Zapis równania reakcji zmydlenia tłuszczu.</p> <p>3. Zapis równania reakcji hydrolizy tłuszczu.</p>
98.	<p>1. Budowa cząsteczek, nazewnictwo, szereg homologiczny, grupa funkcyjna amin.</p> <p>2. Pojęcie rzędowości amin.</p> <p>3. Charakter chemiczny amin – reakcje.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, czym są aminy (B), – określić grupę funkcyjną amin (C), – określić nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, sumaryczne i wzór ogólny amin (C), – określić rzędowość amin (C), – zbadać właściwości aniliny i zapisać równania reakcji, jakim ulega (C), 	<p>1. Badanie właściwości aniliny na przykładzie aminy.</p> <p>2. Reakcja aniliny z kwasem solnym.</p> <p>3. Reakcja chlorowodoru aniliny z zasadą sodową.</p>	<p>1. Zapis równania reakcji aniliny z kwasem solnym.</p> <p>2. Zapis równania reakcji chlorowodoru aniliny z zasadą sodową.</p>

1	2	3	4	5	6
Dział X. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów					
99.	Aminokwasy jako przykład dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów.	<p>1. Budowa cząsteczki, nazewnictwo, grupy funkcyjne aminokwasów.</p> <p>2. Charakter amfoteryczny aminokwasów.</p> <p>3. Peptydy, w tym polipeptydy (białka) – jako produkty kondensacji aminokwasów.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnić, czym są aminokwasy (B), – zbadać właściwości aminokwasu (glicyny) i zapisać odpowiednie równania reakcji (C), – określić charakter chemiczny aminokwasów (C), – określić budowę cząsteczki, nazewnictwo i grupy funkcyjne aminokwasów (C), – zanalizować tworzenie się wiązań peptydowych (D), – zapisać równania reakcji powstawania di- i tripeptydów (D). 	<p>1. Badanie właściwości glicyny.</p> <p>2. Reakcja glicyny z kwasem solnym i zasadą sodową wobec wskaźników – wykazanie charakteru amfoterycznego aminokwasów.</p>	<p>1. Zapis równań reakcji glicyny z kwasem solnym i zasadą sodową.</p> <p>2. Ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji otrzymania dwu- i tripeptydów.</p>
100.	<p>Białka i ich rola w organizmie.</p> <p style="text-align: right;">EZ</p>	<p>1. Skład pierwiastkowy białek.</p> <p>2. Budowa białek – hydroliza białek.</p> <p>3. Reakcje charakterystyczne białek.</p> <p style="text-align: right;">EZ</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi:</p> <ul style="list-style-type: none"> – zbadać skład pierwiastkowy białek (C), – zbadać wpływ różnych czynników na białko (C), 	<p>1. Badanie składu pierwiastkowego białek.</p> <p>2. Badanie wpływu różnych czynników na białko (temperatura,</p>	

101.	<p>Glukoza jako przykład monosacharydów (cukrów prostych).</p> <p>EZ</p>	<p>4. Właściwości roztworów białek (koagulacja, wysalanie, peptyzacja, denaturacja).</p> <p>5. Rola białek w organizmie.</p>	<p>– wyjaśnić rolę białek w organizmie (B), – zbadać właściwości roztworów białek (C), – wyjaśnić pojęcia: <i>koagulacja, wysalanie, peptyzacja, denaturacja</i> (B), – przeprowadzić reakcje charakterystyczne białek (C).</p> <p>Po lekcji uczeń potrafi: – zbadać skład pierwiastkowy cukrów (C), – zbadać właściwości glukozy i zapisać odpowiednie równania reakcji (C), – wyjaśnić rolę glukozy w organizmie (B), – podać inne przykłady cukrów prostych (A), – wyjaśnić przebieg procesu fermentacji alkoholowej i zapisać równanie reakcji (B).</p>	<p>chlórek sodu, alkohol, azotan(V) ołowiu(II), formalina)</p> <p>3. Wykrywanie białek – reakcje ksantoproteinowa i biuretowa.</p>	<p>1. Zapis przebiegu reakcji spalania glukozy. 2. Zapis przebiegu procesu fermentacji alkoholowej. 3. Zapis przebiegu reakcji Trommera i Tollensa. 4. Foliogram: – wzory strukturalne glukozy i fruktozy.</p>
102.	<p>Sacharoza jako przykład disacharydów (dwucukrów).</p> <p>EZ</p>	<p>1. Budowa cząsteczki sacharozy. 2. Hydroлиза sacharozy. 3. Właściwości sacharozy i jej rola w organizmie.</p>	<p>Po lekcji uczeń potrafi: – zbadać właściwości sacharozy (C), – przeprowadzić hydrolizę sacharozy i zbadać</p>	<p>1. Badanie właściwości sacharozy. 2. Próba Trommera lub Tollensa.</p>	<p>1. Zapis równania reakcji hydrolizy sacharozy. 2. Foliogram: – wzory strukturalne sacharozy i maltozy.</p>

1	2	3	4	5	6
103.	Skrobia i celuloza jako przykłady polisacharydów (wielocukrów).	4. Inne przykłady disacharydów – występowanie w przyrodzie.	właściwości produktów hydrolizy (C), – wyjaśnić rolę sacharozы w organizmie (B), – podać inne przykłady disacharydów (A).	3. Hydroliza sacharozы – potem próba Tollensa.	
EZ	1. Budowa cząsteczek skrobi i celulozy. 2. Właściwości skrobi i celulozy wynikające z różnicy w budowie ich cząsteczek. 3. Hydroliza skrobi i celulozy. 4. Reakcje charakterystyczne skrobi i celulozy. 5. Występowanie skrobi i celulozy w przyrodzie. 6. Znaczenie biologiczne i funkcje węglowodanów (asymilacja, spalanie w organizmach, funkcje budulcowe i energetyczne). 7. Podział cukrów ze względu na budowę cząsteczek.	Po lekcji uczeń potrafi: – zbadać właściwości skrobi (C), – wykryć obecność skrobi w badanej substancji (D), – zanalizować właściwości skrobi i celulozy wynikające z różnicy w budowie ich cząsteczek (D), – podać miejsca występowania skrobi i celulozy w przyrodzie (A), – wyjaśnić znaczenie biologiczne i funkcje węglowodanów (B), – zaproponować podział cukrów ze względu na budowę cząsteczek (D).	1. Badanie właściwości skrobi. 2. Otrzymywanie kleiku skrobiowego. 3. Wykrywanie skrobi – reakcja z jodem.	1. Foliogram: – budowa cząsteczki skrobi i celulozy. 2. Zapis równania reakcji hydrolizy skrobi.	

104.	Podsumowanie wiadomości na temat pochodnych węglowodorów.	Utrwalenie wiadomości – forma do wyboru przez nauczyciela.			
105.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności.	Test zaproponowany w poradniku metodycznym lub inna forma sprawdzenia wiadomości i umiejętności.			
Dział XI. Chemia w życiu gospodarczym, społecznym i ochronie środowiska					
106.	Zagrożenia środowiska przyrodniczego. EZ EEK	1. Czym jest środowisko przyrodnicze? 2. Zagrożenia cywilizacyjne: – dziura ozonowa, – efekt cieplarniany, – zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby, – kwaśne deszcze.	Po lekcji uczeń potrafi: – określić, co to jest <i>środowisko przyrodnicze</i> (B), – wyjaśnić, co to jest <i>dziura ozonowa</i> (B), – wyjaśnić, na czym polega <i>efekt cieplarniany</i> (B), – wytłumaczyć, jak powstają <i>kwaśne deszcze</i> , – wykazać zależność między rozwojem cywilizacji a występującymi zagrożeniami (D), – zaproponować sposoby zmniejszania zanieczyszczeń powietrza i wody (D).		Korzystanie z różnych źródeł (podręcznik, filmy, artykuły prasowe, źródła multimedialne) na temat zagrożeń środowiska przyrodniczego.

1	2	3	4	5	6
107.	Zanieczyszczenia atmosfery. EZ EEK	1. Czynniki zanieczyszczające atmosferę. 2. Źródła zanieczyszczeń atmosfery. 3. Sposoby zmniejszania zanieczyszczeń powietrza.	Po lekcji uczeń potrafi: – dyskutować o zanieczyszczeniach powietrza (D), – zbadać pH wody deszczowej i wyjaśnić wynik pomiaru (D), – zaproponować sposoby zmniejszania zanieczyszczeń atmosfery (D).	Badanie pH wody deszczowej.	
108.	Zanieczyszczenia hydrosfery. EZ EEK	1. Czynniki zanieczyszczające hydrosferę. 2. Źródła zanieczyszczeń hydrosfery. 3. Przeciwdziałanie zanieczyszczeniom wód.	Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, co to jest <i>hydrosfera</i> (B), – określić czynniki zanieczyszczające hydrosferę (C), – podać źródła zanieczyszczeń hydrosfery (A), – przeanalizować sposoby przeciwdziałania zanieczyszczaniu wód (D).		1. Film na temat zanieczyszczeń hydrosfery. 2. Fizyczne, chemiczne i biologiczne zanieczyszczenia wód.
109.	Zanieczyszczenia litosfery. EZ EEK	1. Co to jest litosfera? 2. Czynniki zanieczyszczające litosferę. 3. Zagrożenia wynikające z zanieczyszczeń gleby. 4. Zapobieganie skażeniom gleby.	Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, co to jest <i>litosfera</i> (B), – określić czynniki zanieczyszczające litosferę (C), – ocenić zagrożenia wynikające z zanieczyszczeń gleby (D), – zbadać odczyn gleby (C),	1. Badanie odczynu gleby. 2. Pokaz kolekcji nawozów sztucznych.	

110.	Sposoby zapobiegania skażeniom środowiska przyrodniczego. EZ EEK EE	1. Metody fizyczne. 2. Metody biologiczne. 3. Metody chemiczne.	– określić rolę nawozów sztucznych w uźyżnieniu gleby (C), – zaproponować sposoby zapobiegania skażeniom gleby (D). Po lekcji uczeń potrafi: – określić fizyczne metody zapobiegania skażeniom środowiska przyrodniczego (C), – określić biologiczne metody zapobiegania skażeniom środowiska przyrodniczego (C), – określić chemiczne metody zapobiegania skażeniom środowiska przyrodniczego (C).	Film na temat metod zapobiegania skażeniom środowiska przyrodniczego.	
111.	Odpady przemysłowe i komunalne oraz problem ich zagospodarowania. EZ EEK EE	1. Pojęcie odpadów przemysłowych i komunalnych. 2. Możliwość wykorzystania niektórych odpadów jako surowców wtórnych. 3. Utylizacja odpadów nie nadających się do przetworzenia. 4. Problem odpadów promieniotwórczych.	Po lekcji uczeń potrafi: – wyjaśnić, co to są odpady przemysłowe i komunalne (B), – określić możliwość wykorzystania niektórych odpadów jako surowców wtórnych (C), – wyjaśnić, na czym polega utylizacja odpadów (B), – omówić problem odpadów promieniotwórczych (D).	Korzystanie z różnych źródeł informacji na temat wykorzystania odpadów jako surowców wtórnych i utylizacji odpadów nie nadających się do przetworzenia oraz odpadów promieniotwórczych.	

V. Ocena osiągnięć ucznia – propozycje metod oceniania

Ocenianie jest to czynność, w której wyniku wydaje się sąd o przedmiocie, osobie lub zjawisku, odwołując się do jednego lub kilku kryteriów, niezależnie od przedmiotu oceny i doboru kryteriów. Akt oceny jest zjawiskiem ogólnym i obejmuje nie tylko osiągnięcia szkolne.

W szkolnictwie stosowanie procedur oceniania jest nastawione na ewaluację (sprawdzanie i ocenianie) czyli proces poznawczo-oceniający, który polega na badaniu i ocenie programu kształcenia oraz efektów jego realizacji. Edukacyjny cel oceniania ujawnia się w pytaniu o to, jak uczeń radzi sobie ze stawianymi mu wymaganiami zgodnymi z realizowanym programem nauczania. Natomiast rozwojowy cel oceniania ujawnia się w pytaniu o to, w jakim stopniu uczeń realizuje i rozwija własne możliwości, tzn. czy dokonują się w nim zmiany, w jakim kierunku zmierzają, jaki jest ich zakres, tempo, dynamika.

Celem sprawdzania i oceniania jest zebranie informacji potrzebnych do poznania uczniów.

Dobre ocenianie wymaga jasno sformułowanych kryteriów, które są znane uczniom i są przez nich akceptowane. Dostarcza ono informacji zwrotnych o tym, jak działa nauczyciel i co osiąga, a tym samym co może zmienić i udoskonalić w sposobie swojego działania.

Ocenianie ciągłe oznacza poznanie uczniów w sposób systematyczny. Jest to ocenianie wewnętrzne, w trakcie procesu dydaktyczno-wychowawczego, a jego celem jest śledzenie rozwoju ucznia.

Ocenianie kształtujące ma posłużyć nauczycielowi do planowania pracy z uczniami oraz pomóc mu w wyborze właściwej strategii działania. Opiera się ona na informacjach zebranych przed rozpoczęciem nauki (diagnoza wstępna) lub podczas nauczania.

Ocenianie zwykle kończy się wystawieniem stopnia, tzn. określeniem, do jakiej wartości przyporządkowana jest dana informacja uzyskana w trakcie kontroli.

Ocena osiągnięć ucznia nie jest sprawą prostą, podobnie jak ustalenie kryteriów dla danej oceny. Propozycja autorów niniejszego programu jest następująca:

Ocenę celującą otrzymuje uczeń, który:

- posiada wiadomości i umiejętności znacznie wykraczające poza program nauczania;
- potrafi stosować wiadomości w sytuacjach nietypowych (problemowych);
- umie formułować problemy oraz dokonywać analizy i syntezy nowych zjawisk;
- proponuje rozwiązania nietypowe;
- osiąga sukcesy w konkursach chemicznych na szczeblu wyższym niż szkolny.

Ocenę bardzo dobrą otrzymuje uczeń, który:

- opanował w pełnym zakresie wiadomości i umiejętności określone w programie;
- potrafi stosować zdobytą wiedzę do rozwiązywania problemów i zadań w nowych sytuacjach;
- wykazuje dużą samodzielność i potrafi bez pomocy nauczyciela korzystać z różnych źródeł wiedzy, np. układu okresowego pierwiastków, wykresów, tablic, zestawień, encyklopedii, Internetu;
- potrafi planować i bezpiecznie przeprowadzać eksperymenty chemiczne;

- potrafi biegle pisać i uzgadniać równania reakcji chemicznych oraz samodzielnie rozwiązywać zadania obliczeniowe o dużym stopniu trudności.

Ocenę dobrą otrzymuje uczeń, który:

- opanował w dużym zakresie wiadomości i umiejętności określone w programie;
- poprawnie stosuje wiadomości i umiejętności do samodzielnego rozwiązywania typowych zadań i problemów;
- potrafi korzystać z układu okresowego pierwiastków, wykresów, tablic i innych źródeł wiedzy chemicznej;
- potrafi bezpiecznie wykonywać doświadczenia chemiczne;
- potrafi pisać i uzgadniać równania reakcji chemicznych;
- samodzielnie rozwiązywać zadania obliczeniowe o średnim stopniu trudności.

Ocenę dostateczną otrzymuje uczeń, który:

- opanował w podstawowym zakresie te wiadomości i umiejętności określone w programie, które są konieczne do dalszego kształcenia;
- z pomocą nauczyciela poprawnie stosuje wiadomości i umiejętności przy rozwiązywaniu takich typowych zadań i problemów;
- z pomocą nauczyciela potrafi korzystać ze źródeł wiedzy, jak: układ okresowy pierwiastków, wykresy, tablice;
- z pomocą nauczyciela potrafi bezpiecznie wykonywać doświadczenia chemiczne;
- z pomocą nauczyciela potrafi pisać i uzgadniać równania reakcji chemicznych oraz rozwiązywać zadania obliczeniowe o niewielkim stopniu trudności.

Ocenę dopuszczającą otrzymuje uczeń, który:

- ma pewne braki w wiadomościach i umiejętnościach określonych w programie, ale braki te nie przekreślają możliwości dalszego kształcenia;
- z pomocą nauczyciela rozwiązuje typowe zadania teoretyczne i praktyczne o niewielkim stopniu trudności;
- z pomocą nauczyciela potrafi bezpiecznie wykonywać bardzo proste eksperymenty chemiczne, pisać proste wzory chemiczne i proste równania chemiczne.

Ocenę niedostateczną otrzymuje uczeń, który:

- nie opanował tych wiadomości i umiejętności określonych w programie, które są konieczne do dalszego kształcenia;
- nie potrafi, nawet z pomocą nauczyciela napisać prostych wzorów chemicznych i prostych równań chemicznych;
- nie potrafi bezpiecznie posługiwać się prostym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi.

Ze względu na specyfikę przedmiotu stosuje się różnorodne metody oceny osiągnięć uczniów. Oceniane mogą być różne elementy, np. planowanie i wykonanie eksperymentu, obserwacje i wnioski. Można przeprowadzać krótkie sprawdziany i testy (zamknięte i otwarte). Mogą to być testy zamknięte wielopoziomowe, wielokrotnego wyboru lub otwarte – krótkie odpowiedzi, zadania z luką, zadania na dobieranie itp. Dużą wartość ma tutaj pomiar dydaktyczny, który jest coraz częściej stosowany jako jedna z metod oceniania.

Wyciąg z Podstawy programowej kształcenia ogólnego dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum – zakres podstawowy

Cele edukacyjne:

1. Zrozumienie znaczenia przemian chemicznych zachodzących w otaczającym świecie.
2. Uświadomienie roli chemii w rozwoju cywilizacji i w życiu codziennym.
3. Dostrzeganie wpływu działalności człowieka na środowisko i przyswojenie wiedzy niezbędnej do prowadzenia działań proekologicznych.

Zadania szkoły:

1. Kształtowanie badawczego sposobu myślenia, właściwego dla nauk przyrodniczych.
2. Rozwijanie umiejętności obserwacji, wyciągania wniosków z przeprowadzonych eksperymentów i formułowania uogólnień.
3. Wyrabianie umiejętności posługiwania się zdobytą wiedzą chemiczną.
4. Przygotowanie uczniów do prawidłowego korzystania z różnorodnych źródeł informacji.
5. Kształtowanie postaw uczniów zgodnych z zasadami dbałości o własne zdrowie i ochronę środowiska naturalnego.

Treści nauczania:

1. Współczesny, uproszczony model budowy atomu. Izotopy. Promieniotwórczość naturalna.
2. Zależność pomiędzy budową atomów a położeniem pierwiastków w układzie okresowym i ich właściwościami.
3. Zależność właściwości fizycznych i chemicznych substancji od rodzaju wiązania chemicznego.
4. Reakcje chemiczne a zjawiska fizyczne. Ilościowe prawa rządzące przemianami chemicznymi. Reakcje syntezy, analizy i wymiany.
5. Mol. Molowa interpretacja przemian chemicznych. Objętość molowa.
6. Szybkość reakcji chemicznych.
7. Reakcje endo- i egzoenergetyczne.
8. Proste reakcje utleniania-redukcyj i ich rola w przyrodzie oraz życiu codziennym.
9. Roztwory nasycone i nienasycone. Sposoby wyrażania stężeń roztworów – stężenia procentowe i molowe.
10. Dysocjacja elektrolityczna. Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów – reakcje zobojętniania, wytrącania osadów.
11. Właściwości wybranych metali i niemetali.
12. Węglowodory nasycone, nienasycone i aromatyczne – budowa i właściwości.
13. Źródła węglowodorów w przyrodzie.
14. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – otrzymywanie i właściwości.
15. Najważniejsze wielofunkcyjne pochodne węglowodorów – występowanie, właściwości, zastosowanie i ich znaczenie w życiu człowieka.
16. Chemia w życiu gospodarczym, społecznym, ochronie środowiska. Praktyczne zastosowania poznanych substancji chemicznych i zagrożenia powodowane niewłaściwym ich wykorzystaniem.

Osiągnięcia:

1. Dostrzeganie przemian chemicznych w środowisku przyrodniczym oraz wpływających na ich przebieg.
2. Umiejętność posługiwania się zdobytą wiedzą chemiczną w życiu codziennym.
3. Umiejętność korzystania z różnorodnych źródeł informacji, np. układu okresowego pierwiastków, literatury popularnonaukowej i Internetu.
4. Umiejętność zapisywania równań prostych reakcji chemicznych oraz opisywania efektów energetycznych im towarzyszących.
5. Posługiwanie się podstawowym słownictwem chemicznym.
6. Umiejętność wykonywania prostych obliczeń chemicznych.
7. Znajomość najważniejszych pierwiastków i związków chemicznych, ich właściwości i zastosowania.