

Zamierzone osiągnięcia uczniów

Ustalenie ścisłych ram wiadomości i umiejętności, które uczeń powinien znać i potrafić stosować, na poszczególne oceny szkolne jest niezwykle trudne. Trudności te wynikają przede wszystkim z faktu, że osiągnięcia uczniów zależą od indywidualnych zdolności, od poziomu całej klasy, podziału (lub braku podziału) klasy na grupy ćwiczeniowe, wyposażenia pracowni chemicznej, a nawet od zainteresowania uczniów chemią.

Dalej zestawiono propozycje wiadomości i umiejętności, które uczeń powinien opanować po zrealizowaniu każdego działu. Podzielono je na trzy poziomy: podstawowy, rozszerzający i dopełniający.

Rozdział 1. Od alchemii do chemii współczesnej (2 godziny)		
Wymagania		
Podstawowe Uczeń powinien:	Rozszerzające Uczeń powinien:	Dopełniające Uczeń powinien:
1. Podać nazwy najważniejszego szkła i sprzętu laboratoryjnego używanego w szkolnym laboratorium.	1. Omówić zastosowanie przedstawionego szkła i sprzętu laboratoryjnego w odniesieniu do określonych czynności laboratoryjnych (ogrzewanie, sączenie itp.).	1. Omówić znaczenie chemii w życiu codziennym.
Rozdział 2. Od mikro- do makroświata (10 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe Uczeń powinien:	Rozszerzające Uczeń powinien:	Dopełniające Uczeń powinien:

<ol style="list-style-type: none"> 1. Wyjaśnić różnice między zjawiskiem fizycznym a przemianą chemiczną. 2. Wymienić najważniejsze etapy rozwoju wiedzy o budowie atomu. 3. Scharakteryzować cząstki elementarne: proton, neutron, elektron (ładunek, masa). 4. Podać definicję liczby atomowej i masowej. 5. Podać poprawną definicję masy atomowej i cząsteczkowej. 6. Wyjaśnić istotę prawa okresowości. 7. Omówić budowę współczesnego układu okresowego. 8. Rozwiązywać zadania typu: <ul style="list-style-type: none"> • określić położenie danego pierwiastka w układzie okresowym (numer i nazwa grupy oraz numer okresu) i odwrotnie – znając numer grupy i okresu, odszukać pierwiastek. 9. Podać definicję elektroujemności. 10. Na podstawie definicji elektroujemności podzielić pierwiastki na elektrododatnie i elektroujemne. 11. Mając do dyspozycji tablicę elektroujemno- 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Określić skład jądra atomowego oraz liczbę elektronów tworzących chmurę elektronową. 2. Rozwiązywać zadania typu: <ul style="list-style-type: none"> • znając wzór sumaryczny, obliczyć masy cząsteczkowe dowolnych substancji chemicznych; • wiedząc, że tlenek pierwiastka o wzorze XO_2 ma masę cząsteczkową 44 u, określić, jaki to tlenek, i podać jego nazwę. 3. Wykazać związek między budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym. 4. Rozwiązywać zadania typu: <ul style="list-style-type: none"> • zidentyfikować pierwiastek na podstawie znajomości liczby cząstek elementarnych wchodzących w skład atomu. 5. Przedstawić sposób tworzenia się wiązania kowalencyjnego, kowalencyjnego spolaryzowanego i jonowego (uwspólnianie elektronów, przekazywanie elektronów). 6. Wyjaśnić, jak dochodzi do tworzenia wiązań, np. w H_2, CH_4, $NaCl$, H_2O. 7. Wytłumaczyć, na czym polega wiązanie 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Wyjaśnić przyczynę zmian właściwości pierwiastków w grupach i okresach. 2. Określić właściwości substancji w zależności od typu wiązań. 3. Wytłumaczyć, jakie są konsekwencje wiązania wodorowego na przykładzie cząsteczek wody (struktura i anomalna gęstość lodu, wysoka temperatura wrzenia wody).
---	---	---

ści, określić typ wiązań, np. w H ₂ , CH ₄ , NaCl, H ₂ O.	wodorowe. 8. Podać definicję współczesnego prawa okresowości.	
Rozdział 3. Reakcje chemiczne i ich objawy (19 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe Uczeń powinien:	Rozszerzające Uczeń powinien:	Dopełniające Uczeń powinien:
<p>1. Znać typy reakcji chemicznych:</p> <p>a) synteza, analiza, wymiana;</p> <p>b) reakcje egzo- i endoenergetyczne;</p> <p>c) reakcje szybkie i powolne;</p> <p>d) katalityczne i niewymagające katalizatora.</p> <p>2. Na podstawie znajomości reguł wyznaczania stopni utlenienia określić stopnie utlenienia pierwiastków wchodzących w skład związków chemicznych i jonów.</p> <p>3. Na podstawie zmiany stopni utlenienia odróżnić reakcje utleniania–redukcji od pozostałych.</p> <p>4. Określić utlenianie jako oddawanie elektronów (a tym samym podwyższanie</p>	<p>1. Obserwować przebieg reakcji chemicznych i opisywać ich objawy, a także zapisywać przebieg procesów chemicznych za pomocą równań reakcji.</p> <p>2. Dobierać współczynniki stechiometryczne (za pomocą bilansu elektronowego) prostych równań reakcji utleniania–redukcji typu: Na + Cl₂, Mg + CO₂, Na + H₂O, Zn + HCl, Cu + HNO₃.</p> <p>3. Posługiwać się pojęciem pH jako miarą odczynu roztworów oraz znać podstawowe wskaźniki kwasowo-zasadowe i stosować je w praktyce.</p> <p>4. Pisać równania procesów dysocjacji kwasów i zasad z uwzględnieniem stopniowej dysocjacji kwasów.</p>	<p>1. Projektować doświadczenia chemiczne ilustrujące przebieg procesów chemicznych.</p> <p>2. Uzgadniać za pomocą równań półkowych trudniejsze równania utleniania–redukcji, np. KMnO₄+ HCl →Cl₂+ MnCl₂+ KCl + H₂O.</p> <p>3. Ilustrować równaniami reakcji proces hydrolizy wodorosoli.</p> <p>4. Na podstawie tablicy rozpuszczalności zaprojektować doświadczenie pozwalające na identyfikację kationów i anionów.</p>

<p>stopnia utlenienia), a redukcję jako przyłączenie elektronów (a tym samym obniżanie stopnia utlenienia), a także odróżniać utleniacz od reduktora.</p> <p>5. Podać definicję wskaźników i omówić ich zastosowanie.</p> <p>6. Podać definicje, nazwy, wzory i metody otrzymywania kwasów i zasad wymienionych w podstawie programowej.</p> <p>7. Podzielić kwasy i zasady na słabe i mocne w zależności od wartości α.</p> <p>8. Posługiwać się tablicą rozpuszczalności.</p>	<p>5. Umieć podać nazwy popularnych jonów.</p> <p>6. Za pomocą równań reakcji napisanych w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej przedstawić i wytłumaczyć przebieg typowych reakcji zachodzących w roztworach wodnych (zobojętnianie, wytrącanie osadów, hydroliza).</p> <p>7. Przewidzieć odczyn wodnych roztworów soli.</p> <p>8. Znać praktyczne znaczenie procesów utleniania–redukcji.</p>	
Rozdział 4. Podstawy obliczeń chemicznych (8 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe Uczeń powinien:	Rozszerzające Uczeń powinien:	Dopełniające Uczeń powinien:
<p>1. Definiować podstawowe pojęcia chemiczne (mol, liczba Avogadra, masa molowa, objętość molowa).</p> <p>2. Znać podstawowe prawa chemiczne (zachowania masy, stałości składu, Gay-Lussaca).</p>	<p>1. Praktycznie stosować podstawowe pojęcia chemiczne (mol, liczba Avogadra, masa molowa, objętość molowa) w rozwiązywaniu zadań typu:</p> <ul style="list-style-type: none"> • W ilu gramach węgla znajduje się tyle samo atomów co w 20 g wapnia? 	<p>1. Znać i rozwiązywać zadania z wykorzystaniem pojęcia „ułamek molowy”, np.:</p> <ul style="list-style-type: none"> • określić w ułamkach molowych skład mieszaniny złożonej z 8 g wodoru, 14 g tlenku węgla(II) oraz 88 g tlenku węgla(IV). <p>2. Na podstawie składu procentowego, masy</p>

<p>3. Praktycznie stosować podstawowe pojęcia chemiczne (mol, liczba Avogadra, masa molowa, objętość molowa) w rozwiązywaniu prostych zadań typu:</p> <ul style="list-style-type: none"> Dane jest 0,25 mola pewnego gazu. Ile to stanowi gramów, cząsteczek, dm³ (w warunkach normalnych)? 	<ul style="list-style-type: none"> Płytką glinu waży 8,1 g. Ile to atomów? Odważono 3,2 g siarki i 3,2 g węgla. Która próbka zawiera więcej atomów? Ile moli atomów zawierają te próbki? <p>2. Praktycznie stosować podstawowe prawa chemiczne podczas rozwiązywania zadań typu:</p> <ul style="list-style-type: none"> W zamkniętym naczyniu zmieszano 2 mole wodoru i 35,5 g chloru. Ile gramów produktu powstanie w tej reakcji? Który substrat pozostanie po przeprowadzeniu tej reakcji? Miedź łączy się z tlenem w stosunku wagowym 4 : 1. Oblicz, ile gramów miedzi połączy się z 8 g tlenu. Obliczyć, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie tlenek węgla(IV) powstający podczas spalania 3,2 g metanu. W reakcji cynku z kwasem fosforowym(V) wydzieliło się 22,4 dm³ wodoru. Obliczyć, ile atomów cynku i ile gramów H₃PO₄ wzięło udział w reakcji. 	<p>molowej i ewentualnie innych danych ustalić wzór elementarny i rzeczywisty związku chemicznego.</p>
Rozdział 5. Roztwory (10 godzin)		
Wymagania		

<p style="text-align: center;">Podstawowe</p> <p style="text-align: center;">Uczeń powinien:</p>	<p style="text-align: center;">Rozszerzające</p> <p style="text-align: center;">Uczeń powinien:</p>	<p style="text-align: center;">Dopełniające</p> <p style="text-align: center;">Uczeń powinien:</p>
<ol style="list-style-type: none"> 1. Podać różne kryteria podziału roztworów (wielkość cząsteczek fazy rozproszonej, stan skupienia, ilość substancji rozpuszczonej). 2. Zaszeregować roztwory znane z życia codziennego do odpowiednich grup (np. powietrze – gazowy roztwór rzeczywisty). 3. Posługiwać się pojęciami: rozpuszczalność, stężenie procentowe, stężenie molowe. 4. Znać wpływ temperatury i ciśnienia na rozpuszczalność substancji stałych i gazowych. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Podać charakterystykę roztworów koloidalnych (koagulacja, denaturacja, efekt Tyndalla). 2. Omówić sposób sporządzania roztworów danej substancji o określonym stężeniu procentowym i molowym. 3. Rozwiązywać zadania, których przykłady podano poniżej: <ul style="list-style-type: none"> • Obliczyć, ile gramów wodorotlenku sodu należy odważyć, aby sporządzić 300 g 12-procentowego roztworu tej substancji. • Ile gramów NaCl należy odważyć w celu sporządzenia 500 cm³ roztworu tej soli o stężeniu 0,3 mol /dm³ ? • Obliczyć stężenie procentowe nasyconego roztworu pewnej substancji, wiedząc, że jej rozpuszczalność w danej temperaturze wynosi 15 g /100 g rozpuszczalnika. • Z 300 cm³ roztworu NH₄Cl o stężeniu 2 mol/dm³ odparowano 100 cm³ rozpuszczalnika. Obliczyć stężenie molowe otrzymanego roztworu. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Doświadczalnie odróżniać roztwory rzeczywiste od koloidalnych.

	<ul style="list-style-type: none"> • Obliczyć stężenie procentowe roztworu zawierającego 2 g jodu i 80 cm³ chloroformu. Gęstość chloroformu wynosi 1,49 g/cm³. • Do 80 g roztworu kwasu octowego o stężeniu 10% dodano 50 g wody. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu. <p>4. Przeliczyć stężenie molowe roztworu na procentowe i odwrotnie.</p> <p>5. Rozwiązywać zadania uwzględniające rozcieńczanie roztworów.</p> <p>6. Wykonywać obliczenia związane ze sporządzaniem roztworów o różnym stężeniu z substancji bezwodnych i uwodnionych.</p>	
Rozdział 6. Kinetyka reakcji chemicznych (7 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe	Rozszerzające	Dopełniające
Uczeń powinien:	Uczeń powinien:	Uczeń powinien:
<p>1. Podać definicję szybkości reakcji oraz wpływu różnych czynników na szybkość.</p> <p>2. Podać funkcję katalizatora oraz wskazać przykłady różnych typów katalizy.</p>	<p>1. Rozumieć różnicę pomiędzy równaniem kinetycznym a stechiometrycznym oraz rozwiązywać zadania typu:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Obliczyć średnią szybkość reakcji, jeżeli stężenie początkowe reagenta wynosiło 	<p>1. Wyjaśnić działanie enzymów w przebiegu reakcji chemicznych.</p> <p>2. Przedstawić założenia teorii kompleksu aktywnego.</p>

<p>3. Wytlumaczyć istotę reakcji odwracalnych i stanu równowagi dynamicznej.</p>	<p>1,5 mol/dm³, a po upływie 5 minut 1,2 mol/dm³.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Pewna reakcja przebiega według równania stechiometrycznego $2A + 2B = C$, dla której kinetyczne równanie ma postać $v = k[A][B]^2$. Obliczyć, jak się zmieni szybkość reakcji, jeżeli stężenia substratów zwiększą się lub zmniejszą dwukrotnie. • Szybkość pewnej reakcji wzrasta 3 razy przy ogrzaniu o 10 stopni. Ile razy zmieni się szybkość tej reakcji przebiegającej w temperaturze: <ul style="list-style-type: none"> a) niższej o 20 stopni, b) wyższej o 40 stopni? <p>2. Wytlumaczyć pojęcie energii aktywacji i wpływu katalizatora na tę energię.</p>	
--	--	--

Rozdział 7. Stan równowagi w reakcjach chemicznych (7 godzin)

Wymagania

<p style="text-align: center;">Podstawowe</p> <p style="text-align: center;">Uczeń powinien:</p>	<p style="text-align: center;">Rozszerzające</p> <p style="text-align: center;">Uczeń powinien:</p>	<p style="text-align: center;">Dopełniające</p> <p style="text-align: center;">Uczeń powinien:</p>
<p>1. Podać i wyjaśnić prawo działania mas, rozumieć znaczenie stałej równowagi dla</p>	<p>1. Obliczać stężenia wyjściowe, równowagowe i stałą równowagi.</p>	<p>1. Rozwiązywać zadania w oparciu o pojęcie iloczynu rozpuszczalności.</p>

<p>reakcji odwracalnych.</p> <p>2. Znać definicję pH roztworów.</p> <p>3. Znać pojęcie iloczynu jonowego wody i jego wartość liczbową.</p>	<p>2. Zastosować prawo działania mas w odniesieniu do roztworów słabych elektrolitów.</p> <p>3. Rozwiązywać zadania na podstawie prawa rozcieńczeń Ostwalda.</p> <p>4. Na podstawie znajomości pH i iloczynu jonowego wody obliczać stężenie $[H^+]$ i $[OH^-]$ (i odwrotnie).</p> <p>5. Umieć wyjaśnić przesuwanie stanu równowagi na podstawie reguły przekory.</p>	
Rozdział 8. Elektrochemia (7 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe	Rozszerzające	Dopełniające
Uczeń powinien:	Uczeń powinien:	Uczeń powinien:
<p>1. Wykazać różnice w aktywności chemicznej metali na podstawie ich zachowania względem wody, kwasów.</p>	<p>1. Pisać schematy wybranych ogniw.</p> <p>2. Pisać równania reakcji zachodzących w ogniwach.</p>	<p>1. Rozwiązywać zadania w oparciu o reakcje chemiczne zachodzące w ogniwach.</p>
Rozdział 9. Efekty energetyczne reakcji chemicznych (4 godziny)		
Wymagania		
Podstawowe	Rozszerzające	Dopełniające

Uczeń powinien:	Uczeń powinien:	Uczeń powinien:
1. Podać treść praw termochemicznych (prawo Hessa, prawo Lavoisiera-Laplace'a).	1. Zastosować prawa termochemii do obliczania ciepła reakcji na podstawie danych termochemicznych (obliczać standardową entalpię reakcji, mając dane, np. ciepło spalania substancji, ciepło tworzenia substancji).	1. Przewidywać efekty energetyczne reakcji chemicznych na podstawie wartości entalpii.
Rozdział 10. Budowa atomów i cząsteczek (22 godziny)		
Wymagania		
Podstawowe Uczeń powinien:	Rozszerzające Uczeń powinien:	Dopełniające Uczeń powinien:
<ol style="list-style-type: none"> 1. Podać pozytywne i negatywne skutki stosowania substancji promieniotwórczych. 2. Podać definicję izotopów, ich zastosowanie w biologii, medycynie, geologii, archeologii itp., a także obliczyć skład izotopowy pierwiastków. 3. Podać definicję okresu połowicznego rozpadu. 4. Omówić przebieg przemiany α, β^-, β^+. 5. Podać przykłady zjawisk fizycznych uzasadniających zarówno falowy, 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Wyjaśnić istotę zjawiska promieniotwórczości naturalnej i sztucznej. 2. Na podstawie reguły przesunięć przewidywać położenie w układzie okresowym pierwiastków powstałych w trakcie przemian promieniotwórczych. 3. Zapisywać równania przemian promieniotwórczych α, β^-, β^+. 4. Na podstawie znajomości pojęcia okresu połowicznego rozpadu rozwiązywać zadania, których przykłady podano poniżej: <ul style="list-style-type: none"> • Obliczyć, ile procent atomów pierwiastka 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Znać podstawowe założenia teorii VSEPR. 2. Umieć przedstawić wykresy radialnej i kątowej części funkcji falowych dla orbitali 1s, 2s, 2p – kontur orbitalu. 3. Przewidzieć budowę wybranych cząsteczek związków chemicznych na podstawie rodzaju hybrydyzacji i liczby wolnych par elektronowych.

<p>jak i korpuskularny charakter elektronów.</p> <p>6. Podać definicję orbitalu atomowego oraz przedstawić kontury orbitali s i p.</p> <p>7. Omówić liczby kwantowe, praktyczne znaczenie poszczególnych liczb, ich wartości, oraz umieć określić, od jakich liczb kwantowych zależy postać funkcji ψ opisującej elektrony walencyjne danego atomu.</p> <p>8. Rozpisywać konfiguracje elektronowe pierwiastków 1–4 okresu.</p> <p>9. Znać kryterium podziału układu okresowego na bloki s, p, d, f.</p>	<p>promieniotwórczego E pozostanie w preparacie po 15 dniach, wiedząc, że okres jego połowicznego rozpadu wynosi $\tau_{1/2} = 5$ dni.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Okres połowicznego rozpadu promieniotwórczego fosforu $^{31}_{15}\text{P}$ wynosi 14 dni. Obliczyć, ile procent tego pierwiastka pozostanie po upływie 70 dni. • W 5 g preparatu znajduje się 10% substancji promieniotwórczej. Ile mg substancji promieniotwórczej pozostanie po 80 latach, jeżeli $\tau_{1/2} = 20$ lat? <p>5. Zinterpretować zasadę nieoznaczoności Heisenberga.</p> <p>6. Na podstawie konfiguracji elektronowej atomów przewidywać główne stopnie utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych.</p> <p>7. Wytłumaczyć zasady wyznaczania orbitali molekularnych, przedstawić diagram poziomów energetycznych w cząsteczkach: H_2, N_2, O_2, F_2 i HCl oraz wyjaśnić, dlaczego nie istnieją dwuatomowe cząsteczki gazów szlachetnych.</p> <p>8. Przedstawić budowę cząsteczek BeCl_2, BF_3, NH_3, CO_2, SO_2 i H_2O na podstawie hybrydyzacji orbitali atomowych oraz przewidywać kształty</p>	
---	---	--

	cząsteczek, znając typ hybrydyzacji.	
Rozdział 11. Wybrane zagadnienia z chemii nieorganicznej (16 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe	Rozszerzające	Dopełniające
Uczeń powinien:	Uczeń powinien:	Uczeń powinien:
<ol style="list-style-type: none"> 1. Posługiwać się współczesną nomenklaturą tlenków, kwasów, zasad, soli. 2. Znać podstawy nomenklatury akwa-, amina- i hydroksokompleksów oraz podać przykłady związków koordynacyjnych mających znaczenie praktyczne. 3. Znać teorie kwasów i zasad Arrheniusa, Brönsteda i Lowry'ego. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Posługiwać się współczesną nomenklaturą wodorosoli, hydroksosoli i soli uwodnionych. 2. Scharakteryzować tlenki pierwiastków 3 okresu, ilustrując ich właściwości kwasowo-zasadowe odpowiednimi równaniami reakcji (z wodą, kwasem lub zasadą) i na tej podstawie dokonać podziału tlenków. 3. Scharakteryzować wodorki wybranych pierwiastków (HCl, H₂S, NaH), wymienić metody ich otrzymywania oraz podać ich charakter chemiczny. 4. Pisać równania reakcji obrazujące metody otrzymywania wyżej wymienionych związków. 5. Wykonać doświadczenia, ilustrując właściwości omawianych związków. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Znać teorię kwasów i zasad Lewisa. 2. Na podstawie empirycznych reguł Paulinga umieć przewidzieć moc kwasów tlenowych. 3. Porównać moc kwasów beztlenowych.
Rozdział 12. Pierwiastki bloku s i ich związki (10 godzin)		
Wymagania		

<p align="center">Podstawowe</p> <p align="center">Uczeń powinien:</p>	<p align="center">Rozszerzające</p> <p align="center">Uczeń powinien:</p>	<p align="center">Dopełniające</p> <p align="center">Uczeń powinien:</p>
<p>1. Podać charakterystykę litowców i berylowców.</p> <p>2. Wymienić najważniejsze związki sodu, potasu i wapnia oraz podać ich właściwości, metody otrzymywania i zastosowanie.</p>	<p>1. Wykazać zmianę aktywności chemicznej litowców.</p> <p>2. Na podstawie barwy płomienia dokonać identyfikacji związków litowców i berylowców.</p>	
<p>Rozdział 13. Pierwiastki bloku p i ich związki (26 godzin)</p>		
<p>Wymagania</p>		
<p align="center">Podstawowe</p> <p align="center">Uczeń powinien:</p>	<p align="center">Rozszerzające</p> <p align="center">Uczeń powinien:</p>	<p align="center">Dopełniające</p> <p align="center">Uczeń powinien:</p>
<p>1. Omówić występowanie glinu i właściwości glinu, tlenku glinu oraz wybranych soli.</p> <p>2. Omówić występowanie węgla jako pierwiastka w różnych odmianach alotropowych.</p> <p>3. Omówić występowanie węgla jako składnika różnych węgli kopalnych, substancji organicznych, tlenku węgla(IV) i węglanów.</p> <p>4. Scharakteryzować właściwości krzemu, azotu, fosforu, siarki i ich najważniejszych związków, ze szczególnym zwróceniem uwagi na ich</p>	<p>1. Wyjaśnić przyczynę różnych właściwości poszczególnych odmian alotropowych węgla.</p> <p>2. Ilustrować równaniami reakcji przemiany z udziałem omawianych pierwiastków (Na, K, Mg, Ca, Al, C, N, Si, S, P, Cl), np.:</p> $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ $\downarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Wykazać zmianę aktywności chemicznej fluorowców.</p>	<p>1. Uzgadniać równania utleniania–redukcji typu:</p> <ul style="list-style-type: none"> • $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$

<p>znaczenie w życiu codziennym.</p> <p>5. Opisać właściwości tlenu i wodoru z uwzględnieniem ozonu jako odmiany alotropowej tlenu oraz związków tych pierwiastków (woda, nadtlenek wodoru).</p> <p>6. Podać charakterystykę fluorowców jako typowych niemetali.</p> <p>7. Wymienić najważniejsze związki chloru i podać ich zastosowanie.</p> <p>8. Przedstawić podstawowe właściwości gazów szlachetnych.</p>		
Rozdział 14. Pierwiastki bloku d i ich związki (12 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe	Rozszerzające	Dopełniające
Uczeń powinien:	Uczeń powinien:	Uczeń powinien:
<p>1. Scharakteryzować właściwości żelaza, chromu i manganu jako przedstawicieli pierwiastków bloku d.</p> <p>2. Omówić zastosowanie związków żelaza, chromu i manganu.</p>	<p>1. Omówić właściwości pierwiastków bloku d (na przykładzie Fe, Cr i Mn) i ich związków, zwracając uwagę na różnice we właściwościach utleniająco-redukujących i kwasowo--zasadowych w zależności od stopnia utlenienia pierwiastka w danym związku chemicznym.</p> <p>2. Umieć dobrać współczynniki</p>	<p>1. Zaprojektować doświadczenia z samodzielnym wyborem utleniaczy lub reduktorów do przeprowadzenia reakcji utleniania–redukcji związków chromu i manganu.</p> <p>2. Uzgadniać równania utleniania–redukcji typu:</p> <ul style="list-style-type: none"> • $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S}^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

	<p>stechiometryczne w bardziej złożonych równaniach utleniania–redukcji, np.:</p> $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Omówić (w sposób uproszczony) budowę typowych związków koordynacyjnych.</p>	
Rozdział 15. Wstęp do chemii organicznej (6 godzin)		
Wymagania		
Podstawowe	Rozszerzające	Dopełniające
Uczeń powinien:	Uczeń powinien:	Uczeń powinien:
<ol style="list-style-type: none"> 1. Wymienić podstawowe pierwiastki budujące związki organiczne. 2. Wymienić podstawowe typy reakcji, stosując nazwy charakterystyczne dla chemii organicznej. 3. Podać definicję szeregu homologicznego. 4. Wiedzieć, na czym polega zjawisko izomerii. 5. Wymienić zastosowania związków organicznych. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Wyjaśnić przyczynę niezwyklej różnorodności związków organicznych (katenacja atomów węgla). 2. Zakwalifikować równanie reakcji do odpowiedniego typu. 3. Na podstawie wzorów związków organicznych podzielić substancje na izomery i homologii. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Zaprojektować doświadczenie pozwalające na wykrywanie podstawowych pierwiastków budujących związki organiczne.
Rozdział 16. Węglowodory (21 godzin)		

Wymagania		
Podstawowe Uczeń powinien:	Rozszerzające Uczeń powinien:	Dopełniające Uczeń powinien:
<ol style="list-style-type: none"> 1. Podzielić węglowodory na alifatyczne (nasycone i nienasycone) oraz cykliczne (cykloalifatyczne i aromatyczne). 2. Podać wzory ogólne szeregów homologicznych alkanów, alkenów i alkinów oraz podać nazwy systematyczne wymienionych typów węglowodorów o liczbie atomów od 1 do 10. 3. Omówić zmianę właściwości fizycznych węglowodorów w zależności od długości łańcucha węglowego. 4. Wy tłumaczyć, na czym polega izomeria. 5. Omówić właściwości fizyczne benzenu, ze szczególnym zwróceniem uwagi na bezpieczną pracę z tym związkiem oraz na jego rakotwórcze właściwości. 6. Podać najważniejsze zastosowania węglowodorów ze szczególnym zwróceniem uwagi na główne źródła ich pozyskiwania (ropa naftowa i gaz ziemny). 7. Omówić główne skutki spalania benzyny dla 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Omówić i zilustrować równaniami reakcji właściwości chemiczne różnych typów węglowodorów (reakcje spalania, substytucji, addycji, polimeryzacji). 2. Zilustrować za pomocą odpowiednich wzorów półstrukturalnych izomerię łańcuchową alkanów oraz położeniową (położenie podstawnika, położenie wiązania wielokrotnego). 3. Znać zasady nomenklatury rozgałęzionych węglowodorów i ich fluorowcopochodnych. 4. Doświadczalnie odróżnić węglowodory nasycone od nienasyconych (próba z KMnO_4 i z roztworem bromu w CCl_4). 5. Przedstawić wszystkie możliwe rodzaje hybrydyzacji atomu węgla oraz budowę wszystkich typów węglowodorów na podstawie teorii orbitali molekularnych. 6. Na przykładzie cykloheksanu omówić węglowodory cykliczne. 7. Omówić budowę związków aromatycznych 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Na podstawie wpływu kierującego podstawników przewidywać produkty reakcji substytucji w węglodorach aromatycznych. 2. Przedstawić na dowolnych przykładach mechanizm substytucji rodnikowej i substytucji elektrofilowej oraz addycji elektrofilowej. 3. Omówić biologiczne znaczenie węglowodorów.

<p>środowiska.</p> <p>8. Scharakteryzować właściwości fizyczne i chemiczne benzenu.</p>	<p>oraz zilustrować równaniami reakcji właściwości chemiczne benzenu.</p> <p>8. Scharakteryzować inne węglowodory aromatyczne (homologi benzenu oraz węglowodory o skondensowanych pierścieniach).</p> <p>9. Omówić i zilustrować równaniami reakcji wpływ kierujący podstawników w reakcjach substytucji w węglowodorach aromatycznych.</p> <p>10. Omówić przeróbkę ropy naftowej i scharakteryzować produkty jej destylacji.</p> <p>11. Napisać równania polimeryzacji i kondensacji prowadzące do otrzymywania tworzyw naturalnych i sztucznych.</p>	
---	---	--

Rozdział 18. Wielofunkcyjne pochodne węglodorów (21 godzin)

Wymagania

<p>Podstawowe</p> <p>Uczeń powinien:</p>	<p>Rozszerzające</p> <p>Uczeń powinien:</p>	<p>Dopełniające</p> <p>Uczeń powinien:</p>
<p>1. Przedstawić podział aminokwasów (syntetyczne i naturalne) i podać przykłady naturalnych aminokwasów białkowych (alanina, glicyna, cysteina).</p> <p>2. Poprawnie stosować systematyczną</p>	<p>1. Podać przykłady naturalnych aminokwasów białkowych: kwas glutaminowy i asparginowy, lizyna, tyrozyna, tryptofan.</p> <p>2. Scharakteryzować hydroksykwasy oraz omówić zjawisko izomerii optycznej na</p>	<p>1. Wyjaśnić zjawisko izomerii w cukrach.</p> <p>2. Znać podstawowe metody badania struktury białek.</p>

<p>nomenklaturę aminokwasów.</p> <ol style="list-style-type: none"> 3. Podać charakterystykę aminokwasów. 4. Omówić biologiczne znaczenie peptydów. 5. Scharakteryzować białka jako związki wielkocząsteczkowe. 6. Dokonać podziału cukrów na cukry proste, dwucukry i wielocukry. 7. Podać wzór sumaryczny oraz strukturalny (w formie łańcuchowej i pierścieniowej) glukozy, omówić jej właściwości fizyczne. 8. Podać wzór sumaryczny sacharozy. 	<p>przykładzie tych związków oraz aminokwasów.</p> <ol style="list-style-type: none"> 3. Omówić właściwości chemiczne peptydów. 4. Na przykładzie glicyny i alaniny omówić właściwości aminokwasów (właściwości amfoteryczne). 5. Napisać równanie reakcji kondensacji 2 lub 3 aminokwasów, omówić charakter wiązania peptydowego. 6. Omówić strukturę białek oraz wiązania odpowiedzialne za utrwalenie struktury I-, II- i III-rzędowej. 	
---	--	--