



AKADEMICKIE
LICEUM
OGÓLNOKSZTAŁCĄCE
Z ODDZIAŁAMI DWUJĘZYCZNYMI W KUTNIE

Przedmiotowy system oceniania z chemii

AKADEMICKIE LICEUM
OGÓLNOKSZTAŁCĄCE Z ODDZIAŁAMI
DWUJĘZUCZNYMI IM. PROF. Z. RELIGI
W KUTNIE

I. Sposób oceniania

Oceny są jawne i uzasadniane na prośbę zainteresowanych zgodnie z wytycznymi zawartymi w statucie szkoły. Ocenia się systematycznie, w różnych formach, na każdej lekcji. Oceny semestralna i roczna określają ogólny poziom wiadomości i umiejętności ucznia przewidzianych w programie nauczania na dany okres.

Podczas ustalania stopnia uwzględnia się wysiłek i zaangażowanie ucznia. Obniża się wymagania w zakresie wiedzy i umiejętności wobec uczniów, u których stwierdzono deficyty rozwojowe.

W wielu sytuacjach, w związku z procesem nauczania, nauczyciel ma możliwość obserwacji działań ucznia zarówno w szkole, jak i poza nią. Wszystkie obszary, w których uczeń wykazuje się aktywnością, można podzielić ze względu na:

- organizację pracy,
- rodzaj wykonywanej pracy,
- rodzaj zadań (np. typowe ćwiczenia i zadania, zadania problemowe, ćwiczenia i zadania o podwyższonym stopniu trudności).

Sprawiedliwą i zindywidualizowaną ocenę roczną oraz końcową można wystawić jedynie na podstawie informacji o wszystkich obszarach aktywności ucznia.

II. Cele oceniania

Ocenianie wiedzy i umiejętności ucznia ma kilka celów.

1. Bieżące i systematyczne obserwowanie postępów ucznia w nauce.
2. Pobudzanie rozwoju umysłowego ucznia, jego uzdolnień i zainteresowań.
3. Uświadamianie uczniowi stopnia opanowania wiadomości i umiejętności przewidzianych programem nauczania oraz ewentualnych braków w tym zakresie, wraz ze wskazaniem mocnych i słabych stron ucznia w kontekście nabywania umiejętności określonej wymaganiami podstawy programowej.
4. Wdrażanie ucznia do systematycznej pracy, samokontroli i samooceny.
5. Ukierunkowywanie samodzielnej i projektowej pracy ucznia.
6. Korygowanie organizacji i metod pracy dydaktyczno-wychowawczej nauczyciela.
7. Okresowe podsumowanie wiadomości i umiejętności oraz określanie na tej podstawie stopnia opanowania przez ucznia materiału programowego przewidzianego na dany okres.

Przedmiotowy system oceniania formułuje sposoby rozpoznawania przez nauczyciela poziomu opanowania przez ucznia wiadomości i umiejętności oraz jego postępów w kontekście wymagań edukacyjnych.

III. Wymagania programowe oraz kryteria oceniania

Wymagania programowe dzielą się na:

- konieczne (K),
- podstawowe (P),
- rozszerzające (R),
- dopełniające (D),
- wykraczające (W).

Spełnienie wymagań niższych warunkuje spełnienie wymagań wyższych.

Wymagania konieczne (K) – obejmują wiadomości umożliwiające kontynuowanie nauki na danym szczeblu nauczania, stosowanie wiadomości w sytuacjach typowych, tzn.: znajomość pojęć, terminów, praw, zasad, reguł, treści naukowych, zasad działania (uczeń nazywa je, wymienia, definiuje, wylicza, wskazuje), rozumienie ich na elementarnym poziomie i niemylenie ich.

Wymagania podstawowe (P) – obejmują wiadomości i umiejętności stosunkowo łatwe do opanowania, pewne merytorycznie, użyteczne w życiu codziennym, tzn.: przedstawianie wiadomości w innej formie niż zapamiętana, tłumaczenie, wyjaśnianie, streszczanie, różnicowanie, ilustrowanie wiadomości, interpretowanie ich i porządkowanie, czynienie ich podstawą prostego wnioskowania.

Wymagania rozszerzające (R) – obejmują wiadomości i umiejętności o średnim stopniu trudności, pogłębione i rozszerzone w stosunku do wymagań podstawowych, przydane, ale nie niezbędne w pracy naukowej i zawodowej, tzn.: opanowanie umiejętności praktycznego posługiwania się wiadomościami według podanych wzorów (uczeń potrafi zadanie rozwiązać, zastosować wiedzę, porównać, sklasyfikować, określić, obliczyć, skonstruować, narysować, scharakteryzować, zmierzyć, zaprojektować, wykreślić), stosować wiadomości w sytuacjach typowych.

Wymagania dopełniające (D) – obejmują wiadomości i umiejętności trudne do opanowania, twórcze naukowo, specjalistyczne zawodowo, stanowiące rozwinięcie wymagań rozszerzających, mogące wykraczać poza program nauczania, tzn.: opanowanie przez ucznia umiejętności formułowania problemów, dokonywania analizy i syntezy nowych zjawisk (uczeń potrafi je udowodnić, przewidzieć, oceniać, wykryć, zanalizować, zaproponować, zaplanować), formułowanie planu działania, tworzenie oryginalnego rozwiązania.

IV. Skala ocen

Skalę ocen stosowaną do oceniania bieżących osiągnięć uczniów zgodnie z ustawą o systemie oświaty z 7 września 1991 r. (Dz.U. 1991 Nr 95, poz. 425 z późniejszymi zmianami) tworzą:

- ocena niedostateczna,
- ocena dopuszczająca,
- ocena dostateczna,
- ocena dobra,
- ocena bardzo dobra,
- ocena celująca,

Ocenę niedostateczną uzyskuje uczeń, który nie spełnia poziomu wymagań koniecznych:

- nie opanował wiadomości i umiejętności, które są konieczne do dalszego kształcenia,
- nie potrafi rozwiązać zadań teoretycznych ani praktycznych o elementarnym stopniu trudności, nawet z pomocą nauczyciela,
- nie zna treści i zastosowań podstawowych praw, pojęć i systematyki chemicznej,
- nie potrafi sformułować obserwacji doświadczenia chemicznego.

Ocenę dopuszczającą otrzymuje uczeń, który spełnia wymagania konieczne dotyczące zapamiętania wiadomości:

- jest w stanie zapamiętać i przypomnieć sobie treści podstawowych praw chemii, podstawowych właściwości chemicznych, najważniejszych zjawisk chemicznych,
- rozwiązuje przy pomocy nauczyciela proste zadania teoretyczne i praktyczne,
- poprawnie formułuje obserwacje dotyczące doświadczenia chemicznego.
- Do wymagań koniecznych jest zaliczane również opanowanie najbardziej przystępnych, najczęściej stosowanych i praktycznych treści programowych. Zdobyte wiadomości i

umiejętności są niezbędne do dalszego kontynuowania nauki chemii oraz przydatne w życiu codziennym. W świetle tego zapisu ocenę dopuszczającą uzyskuje uczeń, który:

- ma braki w opanowaniu wiadomości i umiejętności określonych podstawą programową, ale braki te nie przekreślają możliwości uzyskania przez niego podstawowej wiedzy z danego przedmiotu w ciągu dalszej nauki,
- zna treść podstawowych praw chemii, definicje najważniejszych wielkości, zapisuje właściwe prawa i wzory z przedstawionego zestawu, potrafi przygotować tablice wzorów z zakresu zrealizowanego materiału,
- rozwiązuje typowe zadania teoretyczne i praktyczne o niewielkim stopniu trudności, odczytuje wartości z wykresów, umie sporządzić wykres na podstawie tabeli, potrafi zapisać wzorem prawa lub definicję, obliczyć wartość definiowanych wielkości, wyprowadza jednostki,
- zna przykłady stosowania praw chemii w życiu codziennym.

Ocenę dostateczną otrzymuje uczeń, który spełnia wymagania podstawowe dotyczące zrozumienia wiadomości. Uczeń przy niewielkiej pomocy nauczyciela:

- umie wyjaśnić, od czego zależą podstawowe właściwości chemiczne i struktura związków chemicznych,
- zna jednostki i relacje matematyczne wiążące zmienne występujące w prawach chemicznych,
- zna i potrafi wyjaśnić poznane prawa chemii oraz umie je potwierdzić odpowiednimi, prostymi eksperymentami.

Wymagania podstawowe obejmują treści przystępne, proste, uniwersalne, niezbędne do dalszej nauki chemii, użyteczne praktycznie dla ucznia. Według brzmienia powyższego zapisu ocenę dostateczną uzyskuje uczeń, który:

- opanował wiadomości i umiejętności określone podstawą programową na podstawie wymagań minimum programowego,
- ma umiejętności określone na ocenę dopuszczającą oraz rozwiązuje typowe zadania teoretyczne i praktyczne o średnim stopniu trudności,
- interpretuje wzory i prawa chemiczne w sposób odtwórczy, przekształca wzory, opisuje zjawiska, posługując się odpowiednią terminologią, z wykresu oblicza wartości wielkości chemicznych oraz wyznacza ich zmiany, interpretując wykresy.

Ocenę dobrą otrzymuje uczeń, który spełnia wymagania rozszerzające, które dotyczą stosowania wiadomości i umiejętności w sytuacjach typowych:

- posługuje się wiadomościami, które są rozszerzone w stosunku do wymagań podstawowych,
- potrafi samodzielnie rozwiązywać typowe zadania teoretyczne i praktyczne, korzysta przy tym ze słowników, tablic i innych pomocy naukowych, w tym w wersji elektronicznej.

Wymagania obejmują treści o zwiększonym stopniu trudności, rozszerzone, przydatne do stosowania w chemii, użyteczne ogólnie w praktyce. Ocenę dobrą otrzymuje uczeń, który:

- nie przyswoił w pełni wiadomości określonych programem nauczania w danej klasie, ale opanował je na poziomie przekraczającym wymagania zawarte w minimum programowym,
- opanował umiejętności określone na ocenę dostateczną oraz poprawnie rozwiązuje i wykonuje samodzielnie typowe zadania teoretyczne lub praktyczne, a także korzystając z wykresu, potrafi przedstawić występujące zależności w funkcji innych zmiennych, np. w postaci logarytmicznej,
- w obrębie danego działu umie powiązać różne prawa, zjawiska i zasady oraz zastosować je do rozwiązywania zadań rachunkowych i problemów teoretycznych, przeprowadza samodzielnie doświadczenie, stosując właściwe przyrządy i metody pomiarowe, a także poprawnie formułuje wniosek wynikający z doświadczenia.

Ocenę bardzo dobrą otrzymuje uczeń, który spełnia wymagania dopełniające dotyczące stosowania wiadomości i umiejętności w sytuacjach problemowych. Uczeń stosuje wiadomości i umiejętności do:

- przeprowadzania szczegółowej analizy procesów chemicznych,
- projektowania doświadczeń potwierdzających najważniejsze prawa chemii oraz właściwości pierwiastków i związków chemicznych,
- rozwiązywania złożonych zadań obliczeniowych, np. wyprowadzania wzorów, analizy wykresów.

Wymagania dopełniające obejmują treści o znacznym stopniu trudności, stosowane specjalistycznie. Wobec tego ocenę bardzo dobrą otrzymuje uczeń, który:

- opanował pełny zakres wiadomości i umiejętności określony programem nauczania realizowanym w danej klasie,
- opanował umiejętności określone na ocenę dobrą oraz sprawnie posługuje się zdobytymi wiadomościami z różnych działów chemii, logicznie je łączy, rozwiązuje samodzielnie problemy teoretyczne i praktyczne zawarte w programie nauczania,
- stosuje posiadaną wiedzę do rozwiązywania zadań i problemów łączących różne działy chemii,
- swobodnie posługuje się terminologią chemiczną nie tylko po polsku, ale również np. po angielsku (w przypadku nauczania dwujęzycznego: w językach polskim i angielskim),
- potrafi zaprojektować doświadczenie i przeprowadzić analizę wyników, uwzględniając rachunek błędów, a także podaje poprawne obserwacje sekwencji doświadczeń chemicznych i formułuje właściwy wniosek wynikający z przeprowadzonych reakcji następczych.

Ocenę celującą otrzymuje uczeń, który spełnia wymagania wykraczające, tzn. obejmujące wiadomości i umiejętności znacznie wykraczające poza realizowany program nauczania w danej klasie:

- w wysokim stopniu opanował wiedzę i umiejętności z danego przedmiotu określone programem nauczania,
- stosuje wiadomości w sytuacjach nietypowych (problemowych),
- formułuje problemy oraz dokonuje analizy i syntezy nowych zjawisk,
- proponuje rozwiązania nietypowe,
- odnosi sukcesy w konkursach chemicznych na szczeblu wyższym niż szkolny.

V. Sposoby informowania o wymaganiach formalnych i merytorycznych

1. Oceny są jawne zarówno dla ucznia, jak i jego rodziców (opiekunów prawnych).
2. Uczeń jest informowany o ocenie w momencie jej wystawienia.
3. Sprawdzone i ocenione prace klasowe są przechowywane przez nauczyciela do ostatniego dnia roku szkolnego.
4. Uczeń i jego rodzice (opiekunowie prawni) mogą otrzymać je do wglądu na zasadach określonych przez statut szkoły.
5. Rodzice mogą na bieżąco monitorować przez dziennik elektroniczny postępy w nauce swoich dzieci oraz są informowani o postępach i osiągnięciach uczniów na spotkaniach, zgodnie z kalendarzem ogłoszonym przez dyrektora szkoły.
6. W terminie ogłoszonym przez dyrektora szkoły, przed klasyfikacyjnym posiedzeniem rady pedagogicznej, nauczyciel chemii jest zobowiązany poinformować uczniów o przewidywanych ocenach niedostatecznych z chemii i odnotować to w dzienniku.

7. W terminie ogłoszonym przez dyrektora szkoły, przed zakończeniem roku szkolnego, nauczyciel chemii jest zobowiązany poinformować ucznia, jaką wystawił mu przewidywaną roczną ocenę klasyfikacyjną.

VI. Zasady sprawdzania osiągnięć i postępów w nauce

Sprawdzanie stopnia opanowania umiejętności umożliwiającą:

- praca klasowa,
- przekrojowa praca klasowa,
- kartkówka,
- odpowiedź ustna,
- praca na lekcji,
- ćwiczenia laboratoryjne,
- inne formy wskazane przez nauczyciela.

Sprawdzanie osiągnięć i postępów w nauce charakteryzuje się takimi cechami jak:

- a) obiektywizm,
- b) indywidualizacja,
- c) konsekwencja,
- d) systematyczność,
- e) jawność.

Zasady sprawdzania osiągnięć i postępów uczniów

1. Prace klasowe muszą być zapowiedziane z wyprzedzeniem co najmniej siedmiu dni kalendarzowych. W przypadku szkół korzystających z dziennika elektronicznego za zapowiedź należy uważać również formę cyfrową widniejącą w kalendarzu elektronicznym.
2. Każda praca klasowa musi być poprzedzona lekcją powtórzeniową. Zapis ten nie dotyczy przekrojowych prac klasowych.
3. Kartkówka jest formą sprawdzenia wiedzy bieżącej. Jeśli dotyczy trzech ostatnich lekcji, może być niezapowiedziana.
4. Kartkówka może być też formą sprawdzenia zadania domowego, w tym znajomości procedury eksperymentu chemicznego.
5. Termin informowania ucznia o ocenie z pracy pisemnej wynosi 14 dni roboczych, licząc od dnia napisania tej pracy.
6. Jeśli termin oddania pracy zostanie przekroczony, na prośbę ucznia ocena nie zostanie wliczona do średniej ważonej ocen.
7. Uczeń może zgłosić jedno lub dwa nieprzygotowania w ciągu półrocza. Liczba nieprzygotowań jest uzależniona od liczby godzin przedmiotu realizowanego zgodnie z ramowym planem nauczania. W przypadku jednej lub dwóch godzin tygodniowo wynosi ona jedno nieprzygotowanie w ciągu półrocza, w przypadku ponad dwóch godzin tygodniowo – dwa nieprzygotowania.
8. Zgłoszenie przez ucznia nieprzygotowania po wywołaniu go do odpowiedzi skutkuje otrzymaniem przez niego oceny niedostatecznej.
9. Jeżeli uczeń jest nieobecny w dniu oceniania jakiejś umiejętności, zamiast oceny stosuje się przy jego nazwisku adnotację „nb”.
10. Uczeń ma obowiązek zaliczyć wszystkie prace klasowe w terminie wyznaczonym przez nauczyciela.

11. W przypadku niezaliczenia wszystkich prac klasowych ocena klasyfikacyjna nie musi wynikać ze średniej ważonej.
12. W klasach pierwszych stosuje się „okres ochronny” (nie stawia się ocen niedostatecznych) przez 14 dni kalendarzowych, licząc od pierwszego dnia zajęć dydaktycznych.

Zasady i formy korygowania niezadowolających wyników pracy uczniów

1. Po każdej pracy klasowej nauczyciel wraz z uczniami dokonuje analizy ich prac, uwzględniając poziom ucznia i jego postępy w opanowaniu wiadomości i umiejętności w stosunku do wymagań.
2. Uczeń, który otrzymał z pracy klasowej ocenę niedostateczną, ma możliwość jej poprawy w ciągu 14 dni kalendarzowych od dnia, w którym omówiono wyniki tej pracy.
3. Uczeń korzystający podczas pracy sprawdzającej (praca klasowa, kartkówka) z niedozwolonych form pomocy rozpoczyna pisanie pracy od nowa w momencie ujawnienia tych form pomocy, bez wydłużenia czasu pracy.

Sposoby dokumentowania osiągnięć i postępów uczniów

1. W procesie oceniania bieżącego stosuje się następujące wartości stopni:
 - a) 1
 - b) 2
 - c) 2+
 - d) 3–
 - e) 3
 - f) 3+
 - g) 4–
 - h) 4
 - i) 4+
 - j) 5–
 - k) 5
 - l) 5+
 - m) 6
2. Pozytywnymi ocenami klasyfikacyjnymi są 2, 3, 4, 5, 6.
3. Negatywną oceną klasyfikacyjną jest ocena 1.

VII. Metody oceniania wymagań edukacyjnych

Wymagania edukacyjne obejmują zakres wiadomości, umiejętności i postaw oraz określają, co uczniowie powinni umieć i rozumieć po zakończeniu nauczania przedmiotu.

Poziom	Kategoria celów	Poziom wymagań
Wiadomości	zapamiętywanie wiadomości	wymagania konieczne (K)
	zrozumienie wiadomości	wymagania podstawowe (P)
Umiejętności	stosowanie wiadomości w sytuacjach typowych	wymagania rozszerzające (R)
	stosowanie wiadomości w sytuacjach problemowych	wymagania dopełniające (D)

Zakres wymagań na poszczególne oceny

Zakres wymagań				Ocena
konieczne	podstawowe	rozszerzające	dopełniające	
nie spełnia	nie spełnia	nie spełnia	nie spełnia	niedostateczna
spełnia	–	–	–	dopuszczająca
spełnia	spełnia	–	–	dostateczna
spełnia	spełnia	spełnia	–	dobra
spełnia	spełnia	spełnia	spełnia	bardzo dobra
spełnia	spełnia	spełnia	spełnia	celująca
wymagania wykraczające				

Kryteria oceny wypowiedzi ustnej, pracy domowej i zeszytu przedmiotowego

Kryteria oceny wypowiedzi ustnej	Kryteria oceny pracy domowej	Kryteria oceny zeszytu przedmiotowego
zawartość merytoryczna, stosowanie poprawnych określeń inżyniersko-technicznych	prawidłowe wykonanie	kompletność i systematyczność prowadzenia notatek
wyrażanie sądów, uzasadnienie	zawartość rzeczowa	czytelność i estetyka prowadzonych notatek
sposób prezentacji – umiejętność formułowania myśli	wkład pracy	poprawność wykonywania schematów, wykresów
sposób udzielania odpowiedzi na pytania, własne przemyślenia		

Kryteria oceny prac klasowych, testów, sprawdzianów, kartkówek

Wagi przypisane wybranym formom oceniania oraz przedziały procentowe zakresu punktów możliwych do uzyskania z pracy pisemnej.

Forma lub metoda oceniania	Waga
praca klasowa przekrojowa	5
praca klasowa	4
kartkówka	3
ćwiczenia laboratoryjne z opisem	3
odpowiedź ustna	2
inne	waga ustalona indywidualnie

Oceny cząstkowe

Ocena	Przedział procentowy
niedostateczna	0%–40%
dopuszczająca	41%–50%
dostateczna	51%–75%
dobra	76%–89%
bardzo dobra	90%–100%

VIII. Przedmiotowy system oceniania zdalnego z chemii

W trakcie zdalnego nauczania obowiązują te same zasady PSO, które obowiązują w czasie nauczania stacjonarnego. Ponadto wprowadza się :

- a) Podczas kształcenia zdalnego, zapowiedziane wcześniej prace i odpowiedzi ustne nie są związane ze szczęśliwym numerkiem.
- b) W trakcie lekcji obowiązuje włączanie kamery. Obowiązkiem ucznia i rodzica jest przygotowanie sprawnego sprzętu do lekcji.
- c) W przypadku awarii sprzętu lub sieci internetowej, rodzic powinien poinformować wychowawcę o zaistniałej sytuacji.
- d) W trakcie pracy klasowej, uczeń musi mieć włączoną kamerę i nie może kontaktować się za pomocą komunikatorów z innymi uczniami ani udostępniać swojego ekranu innym osobom. W przypadku stwierdzenia niesamodzielności pracy, uczeń otrzymuje ocenę niedostateczną bez prawa jej poprawy.
- e) Uczeń aktywnie uczestniczy w zajęciach zdalnych, reaguje na polecenia i pytania nauczyciela. Jeśli trzykrotnie uczeń uchylił się od odpowiedzi lub nie zareaguje na zadane pytanie podczas lekcji, otrzymuje ocenę niedostateczną w kategorii „ odpowiedź ustna”.
- f) Uczeń ma obowiązek punktualnie logować się na zajęcia. Ilość spóźnień wpływa na obniżenie oceny zachowania.
- g) Uczeń ma obowiązek wysyłać zlecane prace w terminie i na adres mailowy wskazany przez nauczyciela. Wysłana praca musi być czytelna, estetyczna w formacie doc/docx/pdf. Jeśli praca zostanie wysłana po terminie lub na inny adres mailowy , uczeń otrzymuje ocenę niedostateczną.
- h) Uczeń jest zobowiązany do pracy przy jednym komputerze (niedopuszczalne jest, aby dwie osoby pracowały jednocześnie przy tym samym komputerze).

Dział I. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego – zna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej – bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi – definiuje pojęcia: <i>atom, elektron, proton, neutron, nukleony, elektrony walencyjne</i> – oblicza liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu A_ZE – definiuje pojęcia: <i>masa atomowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej, masa cząsteczkowa</i> – podaje masy atomowe i liczby atomowe pierwiastków chemicznych, korzystając z układu okresowego – oblicza masy cząsteczkowe prostych związków chemicznych, np. MgO, CO₂ – definiuje pojęcia dotyczące	Uczeń: – wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnego – wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej</i> – podaje treść zasady nieoznaczoności Heisenberga, reguły Hunda oraz zakazu Pauliego – opisuje typy orbitali atomowych i rysuje ich kształty – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 10 – definiuje pojęcia: <i>promieniotwórczość naturalna i promieniotwórczość sztuczna, okres półtrwania</i> – wymienia zastosowania izotopów pierwiastków promieniotwórczych – przedstawia ewolucję poglądów na temat budowy materii od starożytności do czasów współczesnych – wyjaśnia budowę współczesnego	Uczeń: – wyjaśnia, od czego zależy ładunek jądra atomowego i dlaczego atom jest elektrycznie obojętny – wykonuje obliczenia związane z pojęciami: <i>masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej</i> (o większym stopniu trudności) – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 36 oraz jonów o podanym ładunku za pomocą symboli podpowłok elektronowych <i>s, p, d, f</i> (zapis konfiguracji pełny i skrócony) lub schematu klatkowego, korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego – określa stan kwantowy elektronów w atomie za pomocą czterech liczb kwantowych, korzystając z praw mechaniki kwantowej – oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym – oblicza procentową zawartość izotopów w pierwiastku chemicznym	Uczeń: – wyjaśnia, na czym polega dualizm korpuskularno-falowy – zapisuje za pomocą liczb kwantowych konfiguracje elektronowe atomów dowolnych pierwiastków chemicznych oraz jonów wybranych pierwiastków – wyjaśnia, dlaczego masa atomowa pierwiastka chemicznego zwykle nie jest liczbą całkowitą – wyznacza masę izotopu promieniotwórczego na podstawie okresu półtrwania – analizuje zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu – rysuje wykres zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu – zapisuje przebieg reakcji jądrowych – wyjaśnia kontrolowany i niekontrolowany przebieg reakcji łańcuchowej – porównuje układ okresowy pierwiastków chemicznych opracowany przez Mendelejewa (XIX w.) ze współczesną wersją – uzasadnia przynależność

współczesnego modelu budowy atomu: <i>orbital atomowy, liczby kwantowe (n, l, m, m_s), stan energetyczny, stan kwantowy, elektrony sparowane</i> – wyjaśnia na przykładzie atomu wodoru, co to są izotopy pierwiastków chemicznych – omawia współczesne teorie dotyczące budowy modelu atomu – definiuje pojęcie <i>pierwiastek chemiczny</i> – podaje treść prawa okresowości – omawia budowę układu okresowego pierwiastków chemicznych (podział na grupy, okresy i bloki konfiguracyjne) – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do bloków <i>s, p, d</i> oraz <i>f</i> – określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie jego położenia w układzie okresowym – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetali i metali	układu okresowego pierwiastków chemicznych, uwzględniając podział na bloki <i>s, p, d</i> oraz <i>f</i> – wyjaśnia, co stanowi podstawę budowy współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych (konfiguracja elektronowa wyznaczająca podział na bloki <i>s, p, d</i> oraz <i>f</i>) – wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym	– określa rodzaje i właściwości promieniowania (α, β, γ) – wyjaśnia pojęcie <i>szereg promieniotwórczy</i> – podaje przykłady praktycznego wykorzystania zjawiska promieniotwórczości – wyjaśnia, na jakiej podstawie klasyfikowano pierwiastki chemiczne w XIX w. – omawia kryterium klasyfikacji pierwiastków chemicznych zastosowane przez Dmitrija Mendelejewa – analizuje, jak – zależnie od położenia w układzie okresowym – zmienia się charakter chemiczny pierwiastków grup głównych – wykazuje zależność między położeniem pierwiastka chemicznego w danej grupie i bloku energetycznym a konfiguracją elektronową powłoki walencyjnej	pierwiastków chemicznych do poszczególnych bloków energetycznych – uzasadnia, dlaczego lantanowce znajdują się w grupie 3. i okresie 6., a aktynowce w grupie 3. i okresie 7. – wymienia nazwy systematyczne superciężkich pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych większych od 100
--	---	---	---

Dział II. Wiązania chemiczne

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – definiuje pojęcie <i>elektroujemność</i>	Uczeń: – omawia, jak zmienia się	Uczeń: – analizuje, jak zmieniają się	Uczeń: – wyjaśnia zależność między

– wymienia nazwy pierwiastków elektrododatnich i elektroujemnych, korzystając z tabeli elektroujemności – wymienia przykłady cząsteczek pierwiastków (np. O₂, H₂) i związków chemicznych (np. H₂O, HCl) – definiuje pojęcia: <i>wiązanie chemiczne</i>, <i>wartościowość</i>, <i>polaryzacja wiązania</i>, <i>dipol</i>, <i>moment dipolowy</i> – wymienia i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane) – wskazuje zależność między różnicą elektroujemności w cząsteczce a rodzajem wiązania – wymienia przykłady cząsteczek, w których występuje wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane – definiuje pojęcia: <i>orbital molekularny (cząsteczkowy)</i>, <i>wiązanie σ</i>, <i>wiązanie π</i>, <i>wiązanie metaliczne</i>, <i>wiązanie wodorowe</i>, <i>wiązanie koordynacyjne</i>, <i>donor pary elektronowej</i>, <i>akceptor pary elektronowej</i> – opisuje budowę wewnętrzną metali – definiuje pojęcie <i>hybrydyzacja orbitali atomowych</i>	- elektroujemność pierwiastków chemicznych w układzie okresowym – wyjaśnia regułę dubletu elektronowego i regułę oktetu elektronowego – przewiduje rodzaj wiązania chemicznego na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych – wyjaśnia sposób powstawania wiązań kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych, jonowych i metalicznych – wymienia przykłady i określa właściwości substancji, w których występują wiązania metaliczne, wodorowe, kowalencyjne, jonowe – wyjaśnia właściwości metali na podstawie znajomości natury wiązania metalicznego – wyjaśnia różnicę między orbitalem atomowym a orbitalem cząsteczkowym (molekularnym) – wyjaśnia pojęcia: <i>stan podstawowy atomu</i>, <i>stan wzbudzony atomu</i> – wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja orbitali atomowych – podaje warunek wystąpienia hybrydyzacji orbitali atomowych – przedstawia przykład przestrzennego rozmieszczenia wiązań w cząsteczkach (np. CH₄, BF₃)	- elektroujemność i charakter chemicznego pierwiastków w układzie okresowym – zapisuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe cząsteczek, w których występują wiązania kowalencyjne, jonowe oraz koordynacyjne – wyjaśnia, dlaczego wiązanie koordynacyjne nazywane jest też wiązaniem donorowo-akceptorowym – wyjaśnia pojęcie <i>energia jonizacji</i> – omawia sposób, w jaki atomy pierwiastków chemicznych bloków <i>s</i> i <i>p</i> osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów) – charakteryzuje wiązania metaliczne i wodorowe oraz podaje przykłady ich powstawania – zapisuje równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego – przedstawia graficznie tworzenie się wiązań typów σ i π – określa wpływ wiązania wodorowego na nietypowe właściwości wody – wyjaśnia pojęcie <i>siły van der Waalsa</i> – porównuje właściwości substancji jonowych, cząsteczkowych, kowalencyjnych, metalicznych	- długością wiązania a jego energią – porównuje wiązanie koordynacyjne z wiązaniem kowalencyjnym – proponuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe dla cząsteczek lub jonów, w których występują wiązania koordynacyjne – określa typy wiązań (σ i π) w prostych cząsteczkach (np. CO₂, N₂) – określa rodzaje oddziaływań między atomami a cząsteczkami na podstawie wzoru chemicznego lub informacji o oddziaływaniu – analizuje mechanizm przewodzenia prądu elektrycznego przez metale i stopione sole – wyjaśnia wpływ rodzaju wiązania na właściwości fizyczne substancji – przewiduje typ hybrydyzacji w cząsteczkach (np. CH₄, BF₃) – udowadnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki – określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki – określa kształt cząsteczek i jonów metodą VSEPR
--	--	---	--

– wskazuje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji)	– wyjaśnia, na czym polega i do czego służy metoda VSEPR – definiuje pojęcia: <i>atom centralny</i> , <i>ligand</i> , <i>liczba koordynacyjna</i>	oraz substancji o wiązaniach wodorowych – oblicza liczbę przestrzenną i na podstawie jej wartości określa typ hybrydyzacji oraz możliwy kształt cząsteczek – opisuje typy hybrydyzacji orbitali atomowych (<i>sp</i> , <i>sp²</i> , <i>sp³</i>)	
--	--	---	--

Dział III. Systematyka związków nieorganicznych

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – definiuje pojęcia <i>zjawisko fizyczne</i> i <i>reakcja chemiczna</i> – wymienia przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych znanych z życia codziennego – definiuje pojęcia: <i>równanie reakcji chemicznej</i>, <i>substraty</i>, <i>produkty</i>, <i>reakcja syntezy</i>, <i>reakcja analizy</i>, <i>reakcja wymiany</i> – zapisuje równania prostych reakcji chemicznych (reakcji syntezy, analizy i wymiany) – podaje treść prawa zachowania masy i prawa stałości składu związku chemicznego – interpretuje równania reakcji chemicznych w aspektach jakościowym i ilościowym – definiuje pojęcie <i>tlenki</i> – zapisuje wzory i nazwy	Uczeń: – wymienia różnicę między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną – przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu otrzymanie prostego związku chemicznego (np. FeS), zapisuje równanie przeprowadzonej reakcji chemicznej, określa jej typ oraz wskazuje substraty i produkty – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 30 – opisuje budowę tlenków – dokonuje podziału tlenków na kwasowe, zasadowe, obojętne i amfoteryczne – zapisuje równania reakcji chemicznych tlenków kwasowych i zasadowych z wodą	Uczeń: – wskazuje zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne wśród podanych przemian – określa typ reakcji chemicznej na podstawie jej przebiegu – stosuje prawo zachowania masy i prawo stałości składu związku chemicznego – podaje przykłady nadtlenków i ich wzory sumaryczne – wymienia kryteria podziału tlenków i na tej podstawie dokonuje ich klasyfikacji – dokonuje podziału tlenków na kwasowe, zasadowe, obojętne i amfoteryczne oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych tych tlenków z kwasami i zasadami – wskazuje w układzie okresowym	Uczeń: – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetalu</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie działania zasady i kwasu na tlenki</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – przewiduje charakter chemiczny tlenków wybranych pierwiastków i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa charakter chemiczny tlenków pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 30 na podstawie ich zachowania wobec wody, kwasu i zasady; zapisuje

systematyczne wybranych tlenków metali i niemetalu – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków co najmniej jednym sposobem – ustala doświadczalnie charakter chemiczny danego tlenku – definiuje pojęcia: <i>tlenki kwasowe, tlenki zasadowe, tlenki obojętne</i> – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych wodorków – definiuje pojęcia <i>wodorotlenki i zasady</i> – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych wodorotlenków – wyjaśnia różnicę między zasadą a wodorotlenkiem – zapisuje równanie reakcji otrzymywania wybranej zasady – definiuje pojęcia: <i>amfoteryczność, tlenki amfoteryczne, wodorotlenki amfoteryczne</i> – zapisuje wzory i nazwy wybranych tlenków i wodorotlenków amfoterycznych – definiuje pojęcia: <i>kwasy, moc kwasu</i> – wymienia sposoby klasyfikacji kwasów (ze względu na ich skład, moc i właściwości utleniające) – zapisuje wzory i nazwy systematyczne kwasów	– wymienia przykłady zastosowania tlenków – wymienia odmiany tlenku krzemu(IV) występujące w środowisku przyrodniczym – opisuje proces produkcji szkła – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wodorotlenków – opisuje budowę wodorotlenków – zapisuje równania reakcji otrzymywania zasad – wyjaśnia pojęcia: <i>amfoteryczność, tlenki amfoteryczne, wodorotlenki amfoteryczne</i> – zapisuje równania reakcji chemicznych wybranych tlenków i wodorotlenków z kwasami i zasadami – wymienia przykłady zastosowania wodorków – wymienia przykłady zastosowania wodorotlenków – wymienia przykłady tlenków kwasowych, zasadowych, obojętnych i amfoterycznych – opisuje budowę kwasów – dokonuje podziału podanych kwasów na tlenowe i beztlenowe – wymienia metody otrzymywania kwasów i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – wymienia przykłady zastosowania kwasów	pierwiastki chemiczne, które mogą tworzyć tlenki i wodorotlenki amfoteryczne – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie zachowania tlenku glinu wobec zasady i kwasu</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaciach cząsteczkowej i jonowej – wymienia metody otrzymywania tlenków, wodorków, wodorotlenków i kwasów oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie <i>Otrzymywanie wodorotlenku sodu</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie <i>Otrzymywanie wodorotlenku wapnia</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie <i>Reakcja tlenku fosforu(V) z wodą</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie <i>Badanie charakteru chemicznego wybranych wodorków</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji – omawia typowe właściwości chemiczne kwasów (zachowanie wobec metali, tlenków metali,	odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa różnice w budowie cząsteczek tlenków i nadtlenu – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne, w których wyniku można otrzymać różnymi metodami wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – przewiduje wzór oraz charakter chemiczny tlenku, znając produkty reakcji chemicznej tego tlenku z wodorotlenkiem sodu i kwasem chlorowodorowym – analizuje właściwości pierwiastków chemicznych pod względem możliwości tworzenia tlenków i wodorotlenków amfoterycznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Działanie kwasu chlorowodorowego na etanian sodu</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa różnice w budowie cząsteczek soli obojętnych,
--	--	---	--

– zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów – definiuje pojęcie <i>sole</i> – wymienia rodzaje soli – zapisuje wzory i nazwy systematyczne prostych soli – przeprowadza doświadczenie mające na celu otrzymanie wybranej soli w reakcji zobojętniania oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – wymienia przykłady soli występujących w przyrodzie, określa ich właściwości i zastosowania – opisuje rodzaje skał wapiennych i ich właściwości – podaje przykłady nawozów naturalnych i sztucznych – definiuje pojęcia: <i>wodorki</i>, <i>azotki</i>, <i>węgliki</i>	– opisuje budowę soli – zapisuje wzory i nazwy systematyczne soli – wyjaśnia pojęcia <i>wodorosole</i> i <i>hydroksosole</i> – zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej soli trzema sposobami – znajduje informacje na temat występowania soli w przyrodzie – wymienia zastosowania soli w przemyśle i życiu codziennym – wyjaśnia mechanizm zjawiska krasowego – określa przyczyny twardości wody i sposoby jej usuwania – wyjaśnia wpływ składników wód mineralnych na organizm ludzki – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych	- wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy) oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – podaje nazwy kwasów nieorganicznych na podstawie ich wzorów chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie kwasu chlorowodorowego</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV)</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – wymienia metody otrzymywania soli – zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej soli co najmniej pięcioma sposobami – podaje nazwy i zapisuje wzory sumaryczne wybranych wodorosoli i hydroksosoli – odszukuje informacje na temat występowania w przyrodzie tlenków i wodorotlenków, podaje ich wzory i nazwy systematyczne	- hydroksosoli i wodorosoli oraz podaje przykłady tych związków chemicznych – określa różnice w budowie cząsteczek soli obojętnych, prostych, podwójnych i uwodnionych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II) + woda(1/5)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – ustala nazwy różnych soli na podstawie ich wzorów chemicznych – ustala wzory soli na podstawie ich nazw – proponuje metody, którymi można otrzymać wybraną sól i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – ocenia, które z poznanych związków chemicznych mają istotne znaczenie w przemyśle i gospodarce – określa typ wiązania chemicznego występującego w azotkach – zapisuje równania reakcji chemicznych, w których wodorki, węgliki i azotki występują jako substraty
---	---	---	--

		oraz zastosowania – opisuje budowę, właściwości oraz zastosowania węglików i azotków – opisuje różnice we właściwościach hydratów i soli bezwodnych na przykładzie skał gipsowych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wykrywanie węgla wapnia</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Termiczny rozkład wapieni</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Gaszenie wapna palonego</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych	
--	--	--	--

Dział IV. Stechiometria

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – definiuje pojęcia <i>mol</i> i <i>masa molowa</i> – wykonuje bardzo proste obliczenia związane z pojęciami <i>mol</i> i <i>masa molowa</i> – podaje treść prawa Avogadra – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z pojęciem masy molowej (z zachowaniem stechiometrycznych ilości)	Uczeń: – wyjaśnia pojęcie <i>objętość molowa gazów</i> – wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>mol</i> , <i>masa molowa</i> , <i>objętość molowa gazów w warunkach normalnych</i> – interpretuje równania reakcji chemicznych na sposób cząsteczkowy, molowy, ilościowo w masach molowych, ilościowo w objętościach molowych (gazy)	Uczeń: – wyjaśnia pojęcia <i>liczba Avogadra</i> i <i>stała Avogadra</i> – wykonuje obliczenia związane z pojęciami: <i>mol</i> , <i>masa molowa</i> , <i>objętość molowa gazów</i> , <i>liczba Avogadra</i> (o większym stopniu trudności) – wyjaśnia pojęcie <i>wydajność reakcji chemicznej</i> – oblicza skład procentowy związków chemicznych	Uczeń: – porównuje gęstości różnych gazów, znając ich masy molowe – wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu trudności) – wykonuje obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych

substratów i produktów reakcji chemicznej)	oraz ilościowo w liczbach cząsteczek – wyjaśnia, na czym polegają obliczenia stechiometryczne – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej	– wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a gazem rzeczywistym – podaje równanie Clapeyrona – wyjaśnia różnicę między wzorem elementarnym (empirycznym) a wzorem rzeczywistym związku chemicznego – rozwiązuje proste zadania związane z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych	– wykonuje obliczenia umożliwiające określenie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych (o znacznym stopniu trudności) – stosuje równanie Clapeyrona do obliczenia objętości lub liczby moli gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury – wykonuje obliczenia stechiometryczne z zastosowaniem równania Clapeyrona
--	---	---	---

Dział V. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – definiuje pojęcie <i>stopień utlenienia pierwiastka chemicznego</i> – wymienia reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych – określa stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach prostych związków chemicznych – definiuje pojęcia: <i>reakcja utleniania-redukcji (redoks), utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja</i> – zapisuje proste schematy bilansu elektronowego – wskazuje w prostych reakcjach redoks utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji	Uczeń: – oblicza zgodnie z regułami stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach związków nieorganicznych, organicznych oraz jonowych – wymienia przykłady reakcji redoks oraz wskazuje w nich utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji – dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w prostych równaniach reakcji redoks – wyjaśnia, na czym polega otrzymywanie metali z rud z zastosowaniem reakcji redoks – wyjaśnia pojęcia <i>szereg</i>	Uczeń: – przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów – analizuje równania reakcji chemicznych i określa, które z nich są reakcjami redoks – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i podaje jego interpretację elektronową – dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w równaniach	Uczeń: – określa stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach i jonach złożonych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I)</i> – zapisuje równanie reakcji miedzi z azotanem(V) srebra(I) i metodą bilansu elektronowego dobiera współczynniki stechiometryczne – analizuje szereg aktywności metali i przewiduje przebieg reakcji chemicznych różnych metali z wodą, kwasami i solami – zapisuje równania reakcji redoks i ustala współczynniki stechiometryczne metodą jonowo-

– wymienia najważniejsze reduktory stosowane w przemyśle – definiuje pojęcie <i>ogniwo galwaniczne</i> i podaje zasadę jego działania – opisuje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella – definiuje pojęcie <i>półogniwo</i> – omawia procesy korozji chemicznej oraz korozji elektrochemicznej metali – wymienia metody zabezpieczania metali przed korozją	<i>aktywności metali i reakcja dysproporcjonowania</i> – zapisuje równania reakcji chemicznych zachodzących w ogniwie Daniella – wyjaśnia pojęcie <i>siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)</i> – wyjaśnia pojęcie <i>normalna elektroda wodorowa</i> – podaje przykłady półogniw i ogniw galwanicznych – wyjaśnia pojęcia <i>potencjał standardowy półogniwa</i> i <i>szereg elektrochemiczny metali</i> – omawia proces elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów i stopionych soli – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej</i>	reakcji redoks, w tym w reakcjach dysproporcjonowania – określa, które pierwiastki chemiczne w stanie wolnym lub w związkach chemicznych mogą być utleniaczami, a które reduktorami – wymienia zastosowania reakcji redoks w przemyśle – oblicza siłę elektromotoryczną dowolnego ogniwa, korzystając z szeregu napięciowego metali – zapisuje równania reakcji elektrodowych dla roztworów wodnych i stopionych soli – wyjaśnia różnicę między ogniwem odwracalnym i nieodwracalnym oraz podaje przykłady takich ogniw – opisuje budowę, zasadę działania i zastosowania źródeł prądu stałego – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Elektroliza kwasu chlorowodorowego</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II)</i>	elektronową – wyjaśnia różnicę między przebiegiem procesów elektrodowych w ogniwach i podczas elektrolizy – przewiduje kierunek przebiegu reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw – zapisuje i rysuje schemat ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego – przewiduje produkty elektrolizy wodnych roztworów kwasów, zasad i soli
---	---	--	---

		i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych	
--	--	---	--

Dział VI. Roztwory

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – definiuje pojęcia: <i>roztwór, mieszanina jednorodna (homogeniczna), mieszanina niejednorodna (heterogeniczna), rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana, roztwór właściwy, zawiesina, roztwór nasycony, roztwór nienasycony, roztwór przesycony, rozpuszczanie, rozpuszczalność, krystalizacja</i> – wymienia metody rozdzielania na składniki mieszanin niejednorodnych i jednorodnych – sporządza wodne roztwory substancji – wymienia czynniki przyspieszające rozpuszczanie substancji w wodzie – wymienia przykłady roztworów znanych z życia codziennego – definiuje pojęcia: <i>koloid (zol), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja</i> – wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin – odczytuje z wykresu	Uczeń: – wyjaśnia pojęcia: <i>koloid (zol), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja, koloid liofobowy, koloid liofilowy, efekt Tyndalla</i> – wymienia przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej – omawia sposoby rozdzielania roztworów właściwych (substancji stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki – wymienia zastosowania koloidów – wyjaśnia mechanizm rozpuszczania substancji w wodzie – wyjaśnia różnicę między rozpuszczaniem a roztwarzaniem – wyjaśnia różnicę między rozpuszczalnością a szybkością rozpuszczania substancji – sprawdza doświadczalnie wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji – odczytuje z wykresów rozpuszczalności informacje na temat różnych substancji	Uczeń: – dokonuje podziału roztworów (ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej) na roztwory właściwe, zawiesiny i koloidy – projektuje doświadczenie chemiczne pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (substancji stałych w cieczach) na składniki – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie</i> oraz formułuje wniosek – analizuje wykresy rozpuszczalności różnych substancji – wyjaśnia, w jaki sposób można otrzymać układy koloidalne (kondensacja, dyspersja) – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Koagulacja białka</i> oraz określa właściwości roztworu białka jaja – sporządza roztwór nasycony i nienasycony wybranej substancji	Uczeń: – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie i benzynie</i> oraz określa, od czego zależy rozpuszczalność substancji – wymienia przykłady substancji tworzących układy koloidalne przez kondensację lub dyspersję – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Obserwacja wiązki światła przechodzącej przez roztwór właściwy i zol</i> oraz formułuje wniosek – wymienia sposoby otrzymywania roztworów nasyconych z roztworów nienasyconych i odwrotnie, korzystając z wykresów rozpuszczalności substancji – wykonuje odpowiednie obliczenia chemiczne, a następnie sporządza roztwory o określonym stężeniu procentowym i molowym, zachowując poprawną kolejność wykonywanych czynności

rozpuszczalności informacje na temat wybranej substancji – definiuje pojęcia <i>stężenie procentowe</i> i <i>stężenie molowe</i> – wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami <i>stężenie procentowe</i> i <i>stężenie molowe</i>	– wyjaśnia proces krystalizacji – projektuje doświadczenie chemiczne mające na celu wyhodowanie kryształów wybranej substancji – wykonuje obliczenia związane z pojęciami <i>stężenie procentowe</i> i <i>stężenie molowe</i>	w określonej temperaturze, korzystając z wykresu rozpuszczalności tej substancji – wymienia zasady postępowania podczas sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym lub molowym – wykonuje obliczenia związane z pojęciami <i>stężenie procentowe</i> i <i>stężenie molowe</i> , z uwzględnieniem gęstości roztworu	– oblicza stężenie procentowe lub molowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach – oblicza stężenia procentowe roztworów hydratów – przelicza stężenia procentowe i molowe roztworów – przelicza zawartość substancji w roztworze wyrażoną za pomocą stężenia procentowego na stężenia w ppm i ppb oraz podaje zastosowania tych jednostek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Ekstrakcja jodu z jodku potasu</i>
--	---	--	---

Dział VII. Kinetyka chemiczna i termochemia

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – definiuje pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany, energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces endoenergetyczny, proces egzoenergetyczny</i> – definiuje pojęcia: <i>szybkość reakcji</i>	Uczeń: – wyjaśnia pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany, energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces egzoenergetyczny, proces endoenergetyczny, praca, ciepło, energia całkowita układu</i>	Uczeń: – przeprowadza reakcje będące przykładami procesów egzoenergetycznych i endoenergetycznych oraz wyjaśnia istotę zachodzących procesów – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie</i>	Uczeń: – udowadnia, że reakcje egzoenergetyczne należą do procesów samorzutnych, a reakcje endoenergetyczne do procesów wymuszonych – wyjaśnia pojęcie <i>entalpia</i> – kwalifikuje podane przykłady reakcji chemicznych do reakcji

<i>chemicznej, energia aktywacji, kataliza, katalizator, równanie termochemiczne</i> – wymienia rodzaje katalizy – wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej – określa warunki standardowe – podaje treść reguły Lavoisiera– Laplace’a i prawa Hessa – definiuje pojęcie <i>okres półtrwania reakcji chemicznej</i>	– wyjaśnia pojęcia: <i>teoria zderzeń aktywnych, kompleks aktywny, równanie kinetyczne reakcji chemicznej</i> – omawia wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej – podaje treść reguły van’t Hoffa – wykonuje proste obliczenia chemiczne z zastosowaniem reguły van’t Hoffa – wyjaśnia pojęcie <i>równanie termochemiczne</i> – wyjaśnia pojęcia <i>standardowa entalpia tworzenia i standardowa entalpia spalania</i> – wyjaśnia pojęcie <i>temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej</i> – omawia proces biokatalizy i wyjaśnia pojęcie <i>biokatalizatory</i> – wyjaśnia pojęcie <i>aktywatory</i>	– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)</i> – wyjaśnia pojęcia <i>szybkość reakcji chemicznej i energia aktywacji</i> – zapisuje równania kinetyczne reakcji chemicznych – udowadnia wpływ temperatury, stężenia substratu, rozdrobnienia substancji i katalizatora na szybkość wybranych reakcji chemicznych, przeprowadzając odpowiednie doświadczenia chemiczne – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek	egzoenergetycznych ($\Delta H < 0$) lub endoenergetycznych ($\Delta H > 0$) na podstawie różnicy entalpii substratów i produktów – wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęć: <i>szybkość reakcji chemicznej, równanie kinetyczne, reguła van’t Hoffa</i> – udowadnia zależność między rodzajem reakcji chemicznej a zasobem energii wewnętrznej substratów i produktów – wyjaśnia różnicę między katalizą homogeniczną, katalizą heterogeniczną i autokatalizą oraz podaje zastosowania tych procesów – stosuje prawo Hessa w obliczeniach termochemicznych – dokonuje obliczeń termochemicznych z wykorzystaniem równania termochemicznego
--	---	---	---

		– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozdrobnienie substratów a szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczna synteza jodku magnezu</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek – określa zmianę energii reakcji chemicznej przez kompleks aktywny – porównuje rodzaje katalizy i podaje ich zastosowania – wyjaśnia, co to są <i>inhibitory</i> oraz podaje ich przykłady – wyjaśnia różnicę między katalizatorem a inhibitorem – rysuje wykres zmian stężenia substratów i produktów oraz szybkości reakcji chemicznej w funkcji czasu – zapisuje ogólne równania kinetyczne reakcji chemicznych i na ich podstawie określa rząd tych reakcji chemicznych	
--	--	---	--

Dział VII. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – definiuje pojęcia <i>elektrolity</i> i <i>nieelektrolity</i> – podaje założenia teorii dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) Arrheniusa w odniesieniu do kwasów, zasad i soli – definiuje pojęcia: <i>reakcja odwracalna</i>, <i>reakcja nieodwracalna</i>, <i>stan równowagi chemicznej</i>, <i>stała dysocjacji elektrolitycznej</i>, <i>hydroliza soli</i> – podaje treść prawa działania mas – podaje treść reguły przekory Le Chateliera–Brauna – zapisuje proste równania dysocjacji jonowej elektrolitów i podaje nazwy powstających jonów – definiuje pojęcie <i>stopień dysocjacji elektrolitycznej</i> – wymienia przykłady elektrolitów mocnych i słabych – wyjaśnia, na czym polega reakcja zobojętniania i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej – wskazuje w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie	Uczeń: – wyjaśnia kryterium podziału substancji na elektrolity i nieelektrolity – wyjaśnia rolę cząsteczek wody jako dipoli w procesie dysocjacji elektrolitycznej – podaje założenia teorii Brønsteda–Lowry’ego w odniesieniu do kwasów i zasad – podaje założenia teorii Lewisa w odniesieniu do kwasów i zasad – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli z uwzględnieniem dysocjacji wielostopniowej – wyjaśnia kryterium podziału elektrolitów na mocne i słabe – porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji – wymienia przykłady reakcji odwracalnych i nieodwracalnych – zapisuje wzór matematyczny przedstawiający treść prawa działania mas – podaje przykłady wyjaśniające regułę przekory – wymienia czynniki wpływające	Uczeń: – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych</i> oraz dokonuje podziału substancji na elektrolity i nieelektrolity – wyjaśnia założenia teorii Brønsteda–Lowry’ego w odniesieniu do kwasów i zasad oraz wymienia przykłady kwasów i zasad według znanych teorii – stosuje prawo działania mas na konkretnym przykładzie reakcji odwracalnej, np. dysocjacji słabych elektrolitów – wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęcia <i>stopień dysocjacji</i> – stosuje regułę przekory w konkretnych reakcjach chemicznych – porównuje przewodnictwo elektryczne roztworów różnych kwasów o takich samych stężeniach i interpretuje wyniki	Uczeń: – omawia na dowolnych przykładach kwasów i zasad różnice w interpretacji dysocjacji elektrolitycznej według teorii Arrheniusa, Brønsteda–Lowry’ego i Lewisa – stosuje prawo działania mas w różnych reakcjach odwracalnych – przewiduje warunki przebiegu konkretnych reakcji chemicznych w celu zwiększenia ich wydajności – wyjaśnia proces dysocjacji jonowej z uwzględnieniem roli wody w tym procesie – wyjaśnia przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów oraz zasadowego odczynu roztworów wodorotlenków; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – zapisuje równania dysocjacji jonowej, używając wzorów ogólnych kwasów, zasad i soli – analizuje zależność stopnia dysocjacji od rodzaju elektrolitu i stężenia roztworu – wykonuje obliczenia chemiczne, korzystając z definicji stopnia

związki chemiczne trudno rozpuszczalne – zapisuje proste równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej – definiuje pojęcie <i>odczyn roztworu</i> – wymienia podstawowe wskaźniki kwasowo-zasadowe (pH) i omawia ich zastosowania – wyjaśnia, co to jest skala pH i w jaki sposób można z niej korzystać	na stan równowagi chemicznej – zapisuje wzory matematyczne na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej i stałej dysocjacji elektrolitycznej – wymienia czynniki wpływające na wartość stałej dysocjacji elektrolitycznej i stopnia dysocjacji elektrolitycznej – zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej – analizuje tabelę rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów – zapisuje równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej – wyjaśnia pojęcie <i>iloczyn jonowy wody</i> – wyznacza pH roztworów z użyciem wskaźników kwasowo-zasadowych oraz określa ich odczyn – wyjaśnia, na czym polega reakcja hydrolizy soli – tłumaczy właściwości sorpcyjne oraz kwasowość gleby – wyjaśnia korzyści i zagrożenia wynikające ze stosowania	doświadczeń chemicznych – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu zbadanie przewodnictwa roztworów kwasu octowego o różnych stężeniach oraz interpretuje wyniki doświadczenia chemicznego – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcje zobojętniania zasad kwasami</i> – zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli</i> – bada odczyn wodnych roztworów soli i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych – przewiduje na podstawie wzorów soli, które z nich ulegają reakcji hydrolizy, oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – zapisuje równania reakcji hydrolizy soli w postaci cząsteczkowej i jonowej – wyjaśnia znaczenie reakcji zobojętniania w stosowaniu dla	dysocjacji – omawia istotę reakcji zobojętniania i strącania osadów oraz podaje zastosowania tych reakcji chemicznych – wyjaśnia zależność między pH a iloczynem jonowym wody – posługuje się pojęciem pH w odniesieniu do odczynu roztworu i stężenia jonów H^+ i OH^- – przewiduje odczyn wodnych roztworów soli, zapisuje równania reakcji hydrolizy w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie odczynu wodnych roztworów soli</i>; zapisuje równania reakcji hydrolizy w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – przewiduje odczyn roztworu po reakcji chemicznej substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych – oblicza stałą i stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda – stosuje prawo rozcieńczeń Ostwalda do rozwiązywania zadań
--	---	--	--

	środków ochrony roślin – wyjaśnia pojęcie <i>iloczyn rozpuszczalności substancji</i>	działania leków na nadkwasotę podaje treść prawa rozcieńczeń Ostwalda i przedstawia jego zapis w sposób matematyczny – określa zależność między wartością iloczynu rozpuszczalności a rozpuszczalnością soli w danej temperaturze – wyjaśnia, na czym polega efekt wspólnego jonu	o znacznym stopniu trudności – przewiduje, która z trudno rozpuszczalnych soli o znanych iloczynach rozpuszczalności w danej temperaturze straci się łatwiej, a która trudniej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Miareczkowanie zasady kwasem w obecności wskaźnika kwasowo-zasadowego</i>
--	---	---	--

Dział IX. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

Umiejętności konieczne	Umiejętności podstawowe	Umiejętności rozszerzające	Umiejętności dopełniające
Uczeń: – określa budowę atomów wodoru i helu na podstawie ich położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – określa budowę atomu sodu na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne sodu – zapisuje wzory najważniejszych związków sodu (NaOH, NaCl) – określa budowę atomu wapnia na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – określa budowę atomu glinu na podstawie jego położenia w	Uczeń: – przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości sodu</i> oraz formułuje wniosek – przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Reakcja sodu z wodą</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – omawia właściwości fizyczne i chemiczne sodu na podstawie przeprowadzonych doświadczeń chemicznych oraz położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym – zapisuje wzory i nazwy systematyczne najważniejszych związków sodu (m.in. NaNO ₃) oraz omawia ich właściwości – wymienia właściwości fizyczne i	Uczeń: – omawia podobieństwa i różnice właściwości metali i niemetałów na podstawie ich położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Działanie roztworów mocnych kwasów na glin</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – porównuje budowę wodorowęglanu sodu i węglanu sodu	Uczeń: – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości amoniaku</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości kwasu azotowego(V)</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – przewiduje podobieństwa i różnice właściwości sodu, wapnia, glinu, krzemu, tlenu, azotu, siarki i chloru na podstawie położenia tych pierwiastków w układzie okresowym – wyjaśnia różnicę między tlenkiem, nadtlentem i ponadtlenkiem

układzie okresowym pierwiastków chemicznych – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne glinu – wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu, i wymienia zastosowania tego procesu – definiuje pojęcie <i>amfoteryczność</i> na przykładzie wodorotlenku glinu – określa budowę atomu krzemu na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – wymienia zastosowania krzemu, wiedząc, że jest on półprzewodnikiem – zapisuje wzór i nazwę systematyczną związku krzemu, który jest głównym składnikiem piasku – wyjaśnia, czym jest powietrze, i wymienia jego najważniejsze składniki – określa budowę atomu tlenu na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – zapisuje równania reakcji spalania węgla, siarki i magnezu w tlenie – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne oraz zastosowania tlenu – wyjaśnia, na czym polega proces fotosyntezy i jaką rolę odgrywa w przyrodzie	chemiczne wapnia na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych oraz przeprowadzonych doświadczeń chemicznych – zapisuje wzory i nazwy chemiczne wybranych związków wapnia (CaCO_3, $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, CaO, $\text{Ca}(\text{OH})_2$) oraz omawia ich właściwości – omawia właściwości fizyczne i chemiczne glinu na podstawie przeprowadzonych doświadczeń chemicznych oraz położenia tego pierwiastka w układzie okresowym – wyjaśnia pojęcie pasywacji oraz rolę, jaką odgrywa ten proces w przemyśle materiałów konstrukcyjnych – wyjaśnia, na czym polega amfoteryczność wodorotlenku glinu, zapisując odpowiednie równania reakcji chemicznych – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne krzemu na podstawie położenia tego pierwiastka w układzie okresowym – wymienia składniki powietrza i określa, które z nich są stałe, a które zmienne – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne tlenu oraz azotu na	– zapisuje równanie reakcji chemicznej otrzymywania węglanu sodu z wodorowęglanu sodu – wskazuje hydrat wśród podanych związków chemicznych oraz zapisuje równania reakcji prażenia tego hydratu – omawia właściwości krzemionki – omawia sposób otrzymywania oraz właściwości amoniaku i soli amonowych – zapisuje wzory ogólne tlenków, wodorków, azotków i siarczków pierwiastków chemicznych bloku <i>s</i> – wyjaśnia, jak zmienia się charakter chemiczny pierwiastków bloku <i>s</i> – zapisuje wzory ogólne tlenków, kwasów tlenowych, kwasów beztlenowych oraz soli pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie siarki plastycznej</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości tlenku siarki(IV)</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie</i>	– przewiduje i zapisuje wzór strukturalny nadtlenu sodu – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja chloru z sodem</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej i jonowej – rozróżnia tlenki obojętne, kwasowe, zasadowe i amfoteryczne wśród tlenków omawianych pierwiastków chemicznych – zapisuje równania reakcji chemicznych potwierdzające charakter chemiczny danego tlenku – omawia charakter chemiczny, aktywność chemiczną oraz elektroujemność pierwiastków bloku <i>s</i> i udowadnia, że właściwości te zmieniają się w ramach bloku – udowadnia, że właściwości związków chemicznych pierwiastków bloku <i>s</i> zmieniają się w ramach bloku – omawia charakter chemiczny, aktywność chemiczną oraz elektroujemność pierwiastków bloku <i>p</i> i udowadnia, że właściwości te zmieniają się w ramach bloku – udowadnia, że właściwości związków chemicznych
---	---	---	---

– określa budowę atomu azotu na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne azotu – zapisuje wzory najważniejszych związków azotu (kwasu azotowego(V), azotanów(V)) i wymienia ich zastosowania – określa budowę atomu siarki na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne siarki – zapisuje wzory najważniejszych związków siarki (tlenku siarki(IV), tlenku siarki(VI), kwasu siarkowego(VI) i siarczanów(VI)) – określa budowę atomu chloru na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – zapisuje wzory najważniejszych związków chloru (kwasu chlorowodorowego i chlorków) – określa, jak zmienia się moc kwasów beztlenowych fluorowców wraz ze zwiększaniem się masy atomów fluorowców – podaje kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloków <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i> oraz <i>f</i>	- podstawie położenia tych pierwiastków w układzie okresowym – wyjaśnia zjawisko alotropii na przykładzie tlenu i omawia różnice we właściwościach odmian alotropowych tlenu – wyjaśnia, na czym polega proces skraplania gazów – przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Spalanie węgla, siarki i magnezu w tlenie</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – wyjaśnia rolę tlenu w przyrodzie – zapisuje wzory i nazwy systematyczne najważniejszych związków azotu i tlenu (N_2O_5, HNO_3, azotany(V)) – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne siarki na podstawie jej położenia w układzie okresowym pierwiastków oraz wyników przeprowadzonych doświadczeń chemicznych – wymienia odmiany alotropowe siarki – charakteryzuje wybrane związki siarki (SO_2, SO_3, H_2SO_4,	<i>siarkowodoru z siarczku żelaza(II) i kwasu chlorowodorowego</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – omawia właściwości tlenku siarki(IV) i stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) – omawia sposób otrzymywania siarkowodoru – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie aktywności chemicznej fluorowców</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – porównuje, jak zmieniają się aktywność chemiczna oraz właściwości utleniające fluorowców wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej – wyjaśnia bierność chemiczną helowców – charakteryzuje pierwiastki bloku <i>p</i> pod względem tego, jak zmieniają się ich właściwości, elektroujemność, aktywność chemiczna i charakter chemiczny – wyjaśnia, dlaczego wodór, hel, litowce i berylłowce należą do pierwiastków chemicznych bloku <i>s</i> – porównuje, jak – w zależności od położenia danego pierwiastka chemicznego w grupie – zmienia się aktywność litowców i berylłowców	- pierwiastków bloku <i>p</i> zmieniają się w ramach bloku – projektuje doświadczenie chemiczne umożliwiające zbadanie właściwości związków manganu, chromu, miedzi i żelaza – rozwiązuje chemografy o dużym stopniu trudności dotyczące pierwiastków chemicznych bloków <i>s</i>, <i>p</i> oraz <i>d</i> – omawia typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków 17. grupy, z uwzględnieniem ich zachowania wobec wody i zasad – omawia kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloku <i>f</i> – wyjaśnia pojęcia <i>lantanowce</i> i <i>aktynowce</i> – charakteryzuje lantanowce i aktynowce – wymienia zastosowania pierwiastków chemicznych bloku <i>f</i>
--	--	---	---

– wymienia nazwy i symbole chemiczne pierwiastków bloku <i>s</i> – wymienia właściwości fizyczne, chemiczne oraz zastosowania wodoru i helu – podaje wybrany sposób otrzymywania wodoru i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – zapisuje wzór tlenku i wodorotlenku dowolnego pierwiastka chemicznego należącego do bloku <i>s</i> – wymienia nazwy i symbole chemiczne pierwiastków bloku <i>p</i> – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne borowców oraz wzory tlenków borowców i podaje ich charakter chemiczny – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne węglowców oraz wzory tlenków węglowców i podaje ich charakter chemiczny – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne azotowców oraz przykładowe wzory tlenków, kwasów i soli azotowców – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne tlenowców oraz przykładowe wzory związków tlenowców (tlenków, nadtlenuków, siarczaków i wodorków) – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne fluorowców oraz	- siarczany(VI), H₂S, siarczki) – wyjaśnia pojęcie <i>higroskopijność</i> – wyjaśnia pojęcie <i>woda chlorowa</i> i omawia jej właściwości – przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Działanie chloru na substancje barwne</i> i formułuje wnioski – zapisuje równania reakcji chemicznych chloru z wybranymi metalami – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne chloru na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych oraz wyników przeprowadzonych doświadczeń chemicznych – proponuje doświadczenie chemiczne, w którego wyniku można otrzymać chlorowódz w reakcji syntezy, oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – proponuje doświadczenie chemiczne, w którego wyniku można otrzymać chlorowódz z soli kamiennej, oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – wyjaśnia kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do poszczególnych bloków energetycznych i zapisuje	– zapisuje strukturę elektronową pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> z uwzględnieniem promocji elektronu – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem i zasadą</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Utlenianie jonów chromu(III) nadtlenukiem wodoru w środowisku wodorotlenku sodu</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja dichromianu(VI) potasu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI)</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej oraz udowadnia, że jest to reakcja redoks (wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji) – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie	
---	---	--	--

przykładowe wzory związków fluorowców – określa, jak zmienia się aktywność chemiczna fluorowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne helowców oraz omawia ich aktywność chemiczną – omawia, jak zmieniają się aktywność chemiczna i charakter chemiczny pierwiastków bloku <i>p</i> – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne bloku <i>d</i> – zapisuje konfigurację elektronową atomów manganu i żelaza – zapisuje konfigurację elektronową atomów miedzi i chromu, uwzględniając promocję elektronu – zapisuje wzory i nazwy systematyczne związków chemicznych, które tworzy chrom – określa, od czego zależy charakter chemiczny związków chromu – zapisuje wzory i nazwy systematyczne związków chemicznych, które tworzy mangan – określa, od czego zależy charakter chemiczny związków manganu – omawia aktywność chemiczną żelaza na podstawie jego położenia w szeregu napięciowym metali – zapisuje wzory i nazwy	strukturę elektronową wybranych pierwiastków bloku <i>s</i> – wyjaśnia, dlaczego wodór i hel należą do pierwiastków bloku <i>s</i> – przeprowadza doświadczenie chemiczne, w którego wyniku można otrzymać wodór – omawia sposoby otrzymywania wodoru oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – zapisuje wzory ogólne tlenków i wodorotlenków pierwiastków chemicznych bloku <i>s</i> – zapisuje strukturę elektronową powłoki walencyjnej wybranych pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> – omawia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków węglowców – omawia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków azotowców – omawia sposób otrzymywania, właściwości i zastosowania amoniaku – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych soli azotowców – omawia obiegi azotu i tlenu w przyrodzie – omawia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków siarki, selenu i telluru – zapisuje wzory i nazwy systematyczne związków	reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowiskach kwasowym, obojętnym i zasadowym</i>, zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych oraz udowadnia, że są to reakcje redoks (wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji) – wyjaśnia zależność charakteru chemicznego związków chromu i manganu od stopni utlenienia związków chromu i manganu w tych związkach chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i badanie jego właściwości</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) i badanie jego właściwości</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – charakteryzuje pierwiastki chemiczne bloku <i>d</i> – rozwiązuje chemografy dotyczące pierwiastków chemicznych bloków <i>s</i>, <i>p</i> oraz <i>d</i>	
---	---	---	--

systematyczne związków żelaza oraz wymienia ich właściwości – wymienia nazwy systematyczne i wzory sumaryczne związków miedzi oraz omawia ich właściwości – wymienia typowe właściwości pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> – omawia podobieństwa właściwości pierwiastków chemicznych w ramach grup układu okresowego i zmiany tych właściwości w okresach	chemicznych tlenowców – wyjaśnia, jak – wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej – zmienia się aktywność chemiczna tlenowców – omawia, jak zmieniają się właściwości fluorowców – wyjaśnia, jak zmieniają się aktywność chemiczna i właściwości utleniające fluorowców – zapisuje wzory i nazwy systematyczne kwasów tlenowych i beztlenowych fluorowców oraz omawia, jak zmienia się moc tych kwasów – omawia typowe właściwości pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> – zapisuje strukturę elektronową zewnętrznej powłoki wybranych pierwiastków bloku <i>d</i>	– projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości wodorotlenku miedzi(II)</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych	
---	---	---	--

Ocena ćwiczeń laboratoryjnych

Samodzielna praca uczniów w laboratorium jest oceniana wg poniższych kryteriów.

Ocena	Wymagania
niedostateczna	Uczeń: – nie opanował podstawowych wiadomości związanych z ćwiczeniem laboratoryjnym – nie potrafi ani samodzielnie, ani przy pomocy nauczyciela wykazać się wiedzą i umiejętnościami niezbędnymi do przeprowadzenia doświadczeń – nie wykazuje zainteresowania ćwiczeniem – nie jest w stanie wymienić, nazwać, zdefiniować sposobu pracy w laboratorium – wykonał mniej niż $(n-1)$ przewidzianych ćwiczeń – nie korzysta z zaproponowanych form pomocy – nie przestrzega zasad BHP
dopuszczająca	Uczeń: – opanował w stopniu elementarnym przygotowanie do ćwiczenia – z pomocą nauczyciela nazywa i wymienia podstawowe czynności związane z wykonywanym ćwiczeniem – omawia lub pokazuje, jak wykonać ćwiczenie – wykonuje podstawowe ćwiczenia z pomocą nauczyciela
dostateczna	– opanował podstawowe wiadomości i umiejętności pozwalające na zrozumienie większości zagadnień z zajęć praktycznych – omawia zagadnienia z pomocą nauczyciela – ilustruje zagadnienia odpowiednimi przykładami – ma podstawowe wiadomości potrzebne do wykonywania ćwiczenia – nie przywiązuje wagi do organizacji pracy, estetyki i staranności wykonywanych prac – wypowiada się na temat ćwiczenia ogólnikowo i popełnia drobne błędy
dobra	Uczeń: – opanował podstawową wiedzę z zakresu treści ćwiczenia oraz umiejętności laboratoryjne przydatne w trakcie zajęć – rozumie zasady i metody stosowane w laboratorium – przenosi procedury ćwiczeniowe na rzeczywiste podczas działań praktycznych – opanował podstawowe wiadomości i umiejętności pozwalające na zrozumienie większości zagadnień z danego ćwiczenia – wykorzystuje wiedzę i umiejętności podczas realizowania zadania praktycznego – rozpoznaje, porządkuje, grupuje zdobytą wiedzę i umiejętności – dostrzega błędy popełniane podczas rozwiązywania określonych zadań – prawidłowo posługuje się słownictwem inżynieryjno-technicznym – jest aktywny na zajęciach
bardzo dobra	Uczeń: – opanował wiedzę, umiejętności i nawyki laboratoryjne, które są warunkiem należytego przygotowania do ćwiczenia – samodzielnie rozwiązuje problemy teoretyczne i praktyczne związane z ćwiczeniem laboratoryjnym – prawidłowo argumentuje i dowodzi swoich racji

	– analizuje, wnioskuje i dostrzega związki między wiadomościami teoretycznymi a umiejętnościami praktycznymi – wykorzystuje wiedzę teoretyczną do rozwiązywania problemów praktycznych – wykorzystuje wiadomości z różnych dziedzin podczas rozwiązywania zaistniałych problemów teoretycznych, a także praktycznych w laboratorium – przywiązuje dużą wagę do jakości i estetyki wykonywanych ćwiczeń, przestrzegając zasad BHP
celująca	Uczeń spełnia wszystkie wymagania na ocenę bardzo dobrą oraz: – ma wiedzę i umiejętności znacznie wykraczające poza program nauczania – samodzielnie rozwiązuje problemy związane z doświadczeniem – analizuje i ocenia podane rozwiązanie – trafnie wykorzystuje wiedzę teoretyczną do rozwiązywania problemów praktycznych – zna inne metody przeprowadzenia eksperymentu chemicznego prowadzące do tego samego wyniku, w tym specyficzne próby lub warunki prowadzenia doświadczenia