

PRZEDMIOTOWY SYSTEM OCENIANIA Z CHEMII DLA LO W ZAKRESIE ROZSZERZONYM

CELE OCENIANIA.

1. Sprawdzanie umiejętności posługiwania się wiedzą chemiczną w życiu codziennym w sytuacjach typowych i problemowych.
2. Sprawdzanie wiadomości i umiejętności praktycznych.
3. Kształtowanie postaw ucznia.
4. Kształtowanie umiejętności logicznego samodzielnego myślenia.
5. Wskazanie uczniowi, nauczycielowi i rodzicom stanu umiejętności uczniów i pomoc w wyborze formy wyrównania braków lub pokonaniu trudności.

Szczegółowe cele kształcenia w odniesieniu do młodzieży realizującej zakres rozszerzony można zatem określić następująco. Młodzież:

- a) samodzielnie dociera do informacji, dokonuje jej analizy i krytycznej oceny, następnie wykorzystuje teksty o tematyce chemicznej i na tej podstawie przeprowadza doświadczenia chemiczne wymienione w podstawie programowej zgodnie z zasadami BHP, a także dokumentuje przebieg wykonanego doświadczenia, posługując się przy tym poprawną terminologią chemiczną i technologiami informacyjno-komunikacyjnymi;
- b) selekcjonuje informacje oraz wykorzystuje je do sporządzania wykresów, tabel i schematów (także w celu przeprowadzenia właściwej dokumentacji doświadczenia chemicznego);
- c) wykonuje obliczenia chemiczne, stosując poznane prawa chemiczne, wykazuje zdolność do rozwiązywania złożonych problemów;
- d) ilościowo interpretuje równania reakcji chemicznych, a zdobytą w ten sposób wiedzę na temat molowych stosunków stechiometrycznych reagentów stosuje w celu obliczenia liczby moli (masy, objętości) powstałego produktu, wydajności reakcji chemicznej, a także ustalenia składu mieszaniny poreakcyjnej;
- e) wyjaśnia zależności przyczynowo-skutkowe obserwowane: w życiu codziennym, podczas wykonywania doświadczeń chemicznych oraz określa związek pomiędzy budową a właściwościami substancji;
- f) stosuje metodę naukową w celu rozwiązania problemów o różnorodnym stopniu złożoności;
- g) posługuje się sprzętem oraz szkłem laboratoryjnym, zdobywa nową wiedzę i rozwija umiejętności w projektowaniu i wykonywaniu doświadczeń chemicznych;
- h) samodzielnie dokonuje wyboru sprzętu laboratoryjnego oraz wykorzystuje przygotowany opis doświadczenia w celu przeprowadzenia doświadczenia pod kierunkiem nauczyciela;
- i) określa istotę opisywanych zjawisk (procesów), a także opisuje nowe zjawiska (procesy) z wykorzystaniem technologii informacyjno-komunikacyjnej.
- j) rozumie zaawansowane zagadnienia budowy materii, dynamiki reakcji, termodynamiki i chemii organicznej.

Wymagania edukacyjne ucznia na rozszerzonej chemii na ocenę dopuszczającą obejmują konieczny zakres wiedzy i umiejętności ze szkoły podstawowej oraz pierwszej klasy licealnej pozwalający kontynuowanie nauki i rozumienie nowych zagadnień.

METODY I NARZĘDZIA ORAZ SZCZEGÓŁOWE ZASADY SPRAWDZANIA I OCENIANIA OSIĄGNIĘĆ UCZNIÓW

Ocenianiu podlegać będą:

1. Sprawdziany pisemne trwające 45 minut lub 90 minut , przeprowadzane po zakończeniu każdego działu, zapowiadane są dwa tygodnie wcześniej. Sprawdziany mogą obejmować zakres materiału z jednego lub kilka działów (sprawdziany semestralne i roczne). Sprawdziany są obowiązkowe dla wszystkich uczniów. Sprawdzone sprawdziany uczeń otrzymuje w okresie do dwóch tygodni nauki szkolnej od daty napisania.
2. Uczeń, który w trakcie pisania pracy klasowej korzystał z niedozwolonej pomocy (osoby, urządzenia lub materiałów) otrzymuje z tej pracy ocenę niedostateczną opatrzoną odpowiednim komentarzem.
3. Kartkówki do 30 min. (obejmujące materiał zapowiedziany przez nauczyciela) są zapowiadane. Kartkówki są pisemną odpowiedzią ucznia. Sprawdzone kartkówki uczeń otrzymuje w okresie do tygodnia nauki szkolnej od daty napisania.
4. Uczniowi zadawane są prace dodatkowe (karty pracy) do samodzielnej pracy w domu. Mają na celu utrwalanie wiadomości. Obejmują one zakres materiału z pojedynczych oraz kilku działów. Są obowiązkowe i podlegają ocenie kształtującej. Po ocenieniu przez nauczyciela są zwracane uczniowi.
5. Podczas oceny sprawdzianów pisemnych lub kartkówek przyjmuje się następującą skalę punktową:

Ocena celująca.....	100%
bardzo dobra +	97% - 99%
bardzo dobra.....	93% - 96%
bardzo dobra-	90% - 92%
dobra +	85% - 89%
dobra.....	79% - 84%
dobra-	75% - 78%
dostateczna +	70% - 74%
dostateczna.....	65% - 69%
dostateczna-	60% - 64%
dopuszczająca +	55% - 59%
dopuszczająca.....	50% - 54%
dopuszczająca-	45% - 49%
niedostateczna.....	44% - 0%

6. Ocena semestralna i roczna nie jest średnią ważoną. Ocena śródroczna i roczna jest ustalana na podstawie rozpoznanego poziomu i postępów w opanowaniu przez ucznia wiadomości i umiejętności w stosunku do wymagań określonych w podstawie programowej kształcenia ogólnego oraz wymagań edukacyjnych wynikających z realizowanych w szkole programów nauczania.

SPOSOBY KORYGOWANIA NIEPOWODZEŃ SZKOLNYCH

1. Jeżeli ucznia nie było na lekcji w dniu, w którym odbył się sprawdzian, pisze go na następnej lekcji.
2. Jeżeli z przyczyn losowych uczeń nie mógł napisać tej pracy z całą klasą, to ma obowiązek uczynić to w terminie do dwóch tygodni od dnia powrotu do szkoły. Miejsce i termin pisania pracy ustala nauczyciel na wniosek ucznia. Jeśli uczeń nie zgłosi takiego wniosku, nauczyciel ustala termin. W przypadku, gdy uczeń nie zgłosi się na wyznaczony termin, pisze sprawdzian na najbliższej lekcji bez uprzedzenia.
3. Uczeń jest zobowiązany do napisania wszystkich sprawdzianów przeprowadzonych w określonym okresie w danej klasie oraz kartkówek.
4. Uczeń ma obowiązek poprawić sprawdzian w terminie dwóch tygodni od daty rozdania prac. Miejsce i czas poprawy sprawdzianów ustala nauczyciel, wpisując w dzienniku elektronicznym termin poprawy. Stopień uzyskany podczas sprawdzianu wpisuje się do dziennika lekcyjnego obok pierwszego stopnia uzyskanego z tego sprawdzianu.
5. Ocenę niedostateczną śródroczną uczeń ma obowiązek poprawić. Nauczyciel wyznacza zakres materiału jaki uczeń musi zaliczyć, aby poprawić ocenę.

Propozycje wymagań programowych na poszczególne oceny przygotowane na podstawie treści zawartych w podstawie programowej (załącznik nr 1 do rozporządzenia, Dz.U. z 2018 r., poz. 467), programie nauczania oraz w części 1. podręcznika dla liceum ogólnokształcącego i technikum *To jest chemia. Chemia ogólna i nieorganiczna w zakresie rozszerzonym dla klasy II LO.*

1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń: - wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego, - zna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej - wymienia nauki zaliczane do nauk przyrodniczych - 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 oraz jonów, - zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 20 oraz jonów o podanym ładunku, za pomocą powłok, symboli podpowłok elektronowych s, p (zapis konfiguracji pełny i skrócony), schematu klatkowego, korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego - 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,	Uczeń: - wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnego - bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi - wyjaśnia, dlaczego chemia należy do nauk przyrodniczych - wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej</i> - wyjaśnia pojęcia: <i>stan podstawowy atomu, stan wzbudzony atomu,</i> - podaje treść <i>zasady nieoznaczoności Heisenberga, reguły Hunda oraz zakazu Pauliego,</i> - wymienia zastosowania izotopów pierwiastków promieniotwórczych - przedstawia ewolucję poglądów na temat budowy materii od starożytności do czasów współczesnych - wyjaśnia budowę współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych, uwzględniając podział na bloki s, p, d oraz f - wyjaśnia, co stanowi podstawę budowy współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych (konfiguracja	Uczeń: - wyjaśnia, czym zajmuje się chemia nieorganiczna i organiczna - 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 do $Z = 36$ oraz jonów o podanym ładunku, za pomocą symboli podpowłok elektronowych s, p, d, f (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 - zapisuje konfiguracje elektronowe pierwiastków ulegających promocji, - posługując się układem okresowym, wskazuje pierwiastki, które ulegają wzbudzeniu - definiuje pojęcia: <i>izotony, izobary,</i> - spośród zbioru nuklidów wybiera izotopy, izotony, izobary,	Uczeń: - wykonuje obliczenia z zastosowaniem pojęć <i>ładunek i masa</i> - wyjaśnia, co to są siły jądrowe i jaki mają wpływ na stabilność jądra - wyjaśnia, na czym polega dualizm korpuskularno-falowy - zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 36 oraz jonów wybranych pierwiastków chemicznych, za pomocą liczb kwantowych - zapisuje konfiguracje elektronowe pierwiastków w stanie wzbudzonym, - wyjaśnia, dlaczego zwykle masa atomowa pierwiastka chemicznego nie jest liczbą całkowitą - wykonuje obliczenia związane z okresem półtrwania, - analizuje zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu - zapisuje przykładowe równania reakcji jądrowych stosując regułę przesunięć Soddy'ego-Fajansa, - porównuje układ okresowy pierwiastków chemicznych opracowany przez Mendelejewa (XIX w.) ze współczesną wersją

– oblicza masy cząsteczkowe związków chemicznych, – definiuje pojęcia dotyczące współczesnego modelu budowy atomu: <i>orbital atomowy, liczby kwantowe (n, l, m, m_s), stan energetyczny, stan kwantowy, elektrony sparowane</i>, – opisuje typy orbitali atomowych i rysuje ich kształty, – wyjaśnia, co to są izotopy pierwiastków, <i>promieniotwórczość, okres półtrwania</i>, – spośród zbioru nuklidów wybiera izotopy, – omawia budowę współczesnego modelu atomu, – określa rodzaje i właściwości promieniowania α, β, γ, oraz zapisuje ich równania przemian – definiuje pojęcie <i>pierwiastek chemiczny, elektroujemność, energia jonizacji</i>, – podaje treść <i>prawa okresowości</i> – omawia budowę układu okresowego pierwiastków chemicznych (podział na grupy, okresy i bloki konfiguracyjne) – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do bloku <i>s, p, d oraz f</i> – wie, dlaczego pierwiastki należące do tej samej grupy mają podobne właściwości chemiczne, a pierwiastki leżące w tym samym okresie mają różne właściwości chemiczne, – określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetalu i metali	- elektronowa wyznaczająca podział na bloki <i>s, p, d oraz f</i>) – wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym, – oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym, – a podstawie znajomości początkowego i końcowego nuklidu, tworzącego dany szereg promieniotwórczy, – podaje liczbę przemian α, β, występujących w tym szeregu – wykonuje o niskim stopniu trudności obliczenia związane z okresem półtrwania, promieniotwórczością,	– oblicza procentową zawartość izotopów w pierwiastku chemicznym – wyznacza masę izotopu promieniotwórczego na podstawie okresu półtrwania, – wymienia nazwiska uczonych, którzy w największym stopniu przyczynili się do zmiany poglądów na budowę materii – wyjaśnia sposób klasyfikacji pierwiastków chemicznych w XIX w. – omawia kryterium klasyfikacji pierwiastków chemicznych zastosowane przez Dmitrija I. Mendelejewa – analizuje zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup głównych zależnie od ich położenia w układzie okresowym – wykazuje zależność między położeniem pierwiastka chemicznego w danej grupie i bloku energetycznym a konfiguracją elektronową powłoki walencyjnej, – wykonuje o średnim stopniu trudności obliczenia związane z okresem półtrwania, promieniotwórczością, konfiguracja elektronowa atomów i jonów	– uzasadnia przynależność 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 liczbie atomowej większej od 100 – wykonuje o wyższym stopniu trudności obliczenia związane z okresem półtrwania, promieniotwórczością, konfiguracja elektronowa atomów i jonów – wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej i sztucznej, – podaje przykłady naturalnych przemian jądrowych, – wyjaśnia pojęcie <i>szereg promieniotwórczy</i>,
---	--	--	---

– omawia jak zmieniają się w układzie okresowym właściwości pierwiastków: aktywność chemiczna metali, metaliczność, zasadowość tlenków metali, wodorotlenków, kwasowość tlenków niemetalu, niemetaliczność, aktywność chemiczna niemetalu, energia jonizacji, powinowactwo elektronowe, elektroujemność, promień atomowy, promień kationów, anionów.			
--	--	--	--

Ocena celująca

[1 + 2 + 3 + 4+ 5]

Uczeń:

- wykonuje o najwyższym stopniu trudności obliczenia związane z okresem półtrwania, promieniotwórczością, konfiguracją elektronową atomów i jonów,
- określa, wykorzystując dane odczytane z naturalnych szeregów promieniotwórczych, jakim przemianom ulegają izotopy poszczególnych pierwiastków (z uwzględnieniem reakcji równoległych i następnych) i układu równania przemian
- wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej i sztucznej,
- podaje przykłady naturalnych przemian jądrowych,
- wyjaśnia przebieg kontrolowanej i niekontrolowanej reakcji łańcuchowej,
- analizuje zasadę działania reaktora jądrowego i bomby atomowej,
- podaje przykłady praktycznego wykorzystania zjawiska promieniotwórczości i ocenia związane z tym zagrożenia.

2. Wiązania chemiczne

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń: – definiuje pojęcie <i>elektroujemność</i> – wymienia nazwy pierwiastków elektrododatnich i elektroujemnych, korzystając z tabeli elektroujemności – wymienia przykłady cząsteczek pierwiastków chemicznych (np. O₂, H₂) i związków chemicznych (np. H₂O, HCl) – definiuje pojęcia: <i>wiązanie chemiczne</i>, <i>wartościowość</i>, <i>polaryzacja wiązania</i>,	Uczeń: – omawia zmienność elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym, – wyjaśnia sposób powstawania wiązań kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych, koordynacyjnych, jonowych i metalicznych – wymienia przykłady i określa właściwości substancji, w których występują	Uczeń: – analizuje zmienność elektroujemności i charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych w układzie okresowym – zapisuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe dowolnych cząsteczek oraz jonów, w których występują wiązania kowalencyjne, jonowe oraz koordynacyjne – wyjaśnia, dlaczego wiązanie	Uczeń: – wyjaśnia zależność między 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 rodzaje oddziaływań między

<i>dipol</i>, – wyjaśnia regułę dubletu elektronowego i oktetu elektronowego, – wymienia i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane) – przewiduje na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych rodzaj wiązania chemicznego, – wymienia przykłady cząsteczek, w których występuje wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane – zapisuje równania elektronowe (tworzenie jonów), – definiuje pojęcia; <i>wzór elektronowy kreskowy (Kekulego) oraz kropkowy (Lewisa)</i> – rysuje wzory elektronowe prostych cząsteczek, typu H_2O, NH_3, HCl, H_2S, CH_4 oraz cząsteczek pierwiastków chemicznych, – na podstawie wzoru kreskowego określa liczbę wiązań w cząsteczce, liczbę par elektronowych, liczbę elektronów zaangażowanych w tworzenie wiązania chemicznego, – 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> – rysuje schematy przedstawiające powstawanie wiązania σ, π – na podstawie wzoru kreskowego określa liczbę wiązań σ (wiązanie pojedyncze) oraz liczbę wiązań π, – opisuje budowę wewnętrzną metali – definiuje pojęcie <i>hybrydyzacja orbitali</i>	wiązania metaliczne, wodorowe, kowalencyjne, jonowe – wyjaśnia właściwości metali na podstawie znajomości natury wiązania metalicznego – wyjaśnia różnicę między orbitalem atomowym a orbitalem cząsteczkowym (molekularnym) – podaje warunek wystąpienia hybrydyzacji orbitali atomowych – określa typ hybrydyzacji w cząsteczkach, jonach oraz przedstawia przykład przestrzennego rozmieszczenia wiązań w cząsteczkach i jonach (np. NH_3, H_2O, CO_2, CO, CH_4, BeH_3, BF_3, H_3O^+, NH_4^+) – definiuje pojęcia: <i>atom centralny</i>, <i>ligand</i>, <i>liczba koordynacyjna</i>, – szereguje cząsteczki wraz ze zwiększającym (zmniejszającym) się ładunkiem dodatnim (ujemnym) lub wzrostem (zmniejszaniem się) udziału wiązania jonowego, – wyjaśnia, kiedy w cząsteczce powstaje orbital molekularny s, a kiedy p	koordynacyjne nazywane jest też wiązaniem donorowo-akceptorowym – omawia sposób w jaki atomy pierwiastków chemicznych bloku s i p osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów), – rysuje wzory elektronowe dowolnych cząsteczek i jonów, – charakteryzuje wiązanie metaliczne i wodorowe oraz podaje przykłady ich powstawania – zapisuje równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego – określa wpływ wiązania wodorowego na nietypowe właściwości wody – wyjaśnia pojęcie <i>siły van der Waalsa</i> – porównuje właściwości substancji jonowych, cząsteczkowych, kowalencyjnych, metalicznych oraz substancji o wiązaniach wodorowych – opisuje typy hybrydyzacji orbitali atomowych (<i>sp</i>, <i>sp²</i>, <i>sp³</i>) – określa typ hybrydyzacji w dowolnych cząsteczkach, jonach oraz przedstawia przykład przestrzennego rozmieszczenia wiązań w cząsteczkach i jonach – definiuje moment dipolowy cząsteczek	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 – określa wpływ wiązania wodorowego na właściwości cząsteczek, – przewiduje typ hybrydyzacji w dowolnych cząsteczkach i jonach, – udowadnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki – określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki, – określa kiedy moment dipolowy jest równy zero, a kiedy jest różny od zera, podaje przykłady takich cząsteczek – potrafi rozwiązywać zadania o większym stopniu trudności,
---	--	---	---

<i>atomowych</i> – podaje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji) – rysuje kształty zhybrydizowanych orbitali sp , sp^2 , sp^3 oraz podaje ich nazwy – określa typ hybrydyzacji w cząsteczkach H_2O , NH_3 , CH_4 , CO_2 , CO			
--	--	--	--

Ocena celująca

[1 + 2 + 3 + 4 + 5]

Uczeń:

- potrafi rozwiązywać zadania o największym stopniu trudności,
- wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja w cząsteczkach węglowodorów nienasyconych,
- oblicza liczbę przestrzenną i na podstawie jej wartości określa typ hybrydyzacji oraz możliwy kształt dowolnych cząsteczek lub jonów, w tym innych typów hybrydyzacji: dsp^3 , d^2sp^3 , d^3sp^3 ,
- potrafi określać typ hybrydyzacji i geometrię cząsteczek wykorzystując metodę VSEPR
- omawia i rysuje w jaki sposób tworzą się cząsteczki w wyniku nakładania się zhybrydizowanych orbitali atomu centralnego z orbitalami atomowymi ligandów
- wyjaśnia, dlaczego niektóre atomy pierwiastków mogą tworzyć kilka związków, np PCl_3 i PCl_5
-

3. Systematyka związków nieorganicznych

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
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 <i>prawa zachowania masy</i> i <i>prawa stałości składu związku chemicznego</i> – interpretuje równania reakcji	Uczeń: – wymienia różnice 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 wzory i nazwy systematyczne różnych tlenków – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej Z od 1 do 30 – opisuje budowę tlenków – dokonuje podziału tlenków na kwasowe,	Uczeń: – wskazuje zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne wśród podanych przemian – 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 z kwasami i zasadami – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne, które mogą tworzyć	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 liczbie atomowej Z od 1 do 30 na podstawie ich zachowania

chemicznych w aspekcie jakościowym i ilościowym (interpretacja w liczbach cząsteczek, w molach, w masach molowych, w objętościach molowych) – definiuje pojęcia <i>tlenki</i> i <i>nadtlenki</i> – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych tlenków metali i niemetalu – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków co najmniej jednym sposobem – definiuje pojęcia: <i>tlenki obojętne</i>, <i>tlenki o charakterze kwasowym, zasadowym, amfoterycznym</i> – podaje przykłady tlenków kwasowych, zasadowych, obojętnych, amfoterycznych – ustala doświadczalnie charakter chemiczny danego tlenku – wie, jakie zabarwienie przyjmuje papierek uniwersalny, fenolofaleina oraz oranż metylowy w wodnych roztworach tlenków zasadowych, kwasowych, obojętnych – wymienia przykłady tlenków występujących w przyrodzie, określa ich właściwości i zastosowania – definiuje pojęcia <i>wodorotlenki</i> i <i>zasady</i> – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych wodorotlenków – wyjaśnia różnicę między zasadą a wodorotlenkiem – zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej zasady w wyniku reakcji metalu z wodą, tlenku metalu z wodą, soli z zasadą – definiuje pojęcia: <i>amfoteryczność</i>, <i>tlenki amfoteryczne</i>, <i>wodorotlenki amfoteryczne</i> – zapisuje wzory i nazwy wybranych tlenków i wodorotlenków amfoterycznych – wymienia właściwości i zastosowania wodorotlenku sodu, wapnia	zasadowe, obojętne i amfoteryczne – zapisuje równania reakcji chemicznych tlenków kwasowych i zasadowych z wodą – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wodorotlenków – opisuje budowę wodorotlenków – zapisuje równania reakcji otrzymywania dowolnych zasad oraz wodorotlenków trudnorozpuszczalnych – wyjaśnia pojęcia: <i>amfoteryczność</i>, <i>tlenki amfoteryczne</i>, <i>wodorotlenki amfoteryczne</i> – zapisuje równania reakcji chemicznych tlenków i wodorotlenków z kwasami i zasadami – wymienia przykłady tlenków kwasowych, zasadowych, obojętnych i amfoterycznych (Al_2O_3, ZnO, BeO, Cr_2O_3) – opisuje budowę kwasów – wymienia metody otrzymywania kwasów i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – porządkuje kwasy nieorganiczne (tlenowe i beztlenowe) według ich mocy – wymienia przykłady zastosowania kwasów – opisuje budowę soli (kompleksowej) powstającej z wodorotlenku amfoterycznego i zasady, podaje nazwę powstałej soli – wyjaśnia pojęcia <i>wodorosole</i> i <i>hydroksosole</i>, <i>hydraty</i> – wskazuje spośród wybranych soli wodorosole, hydroksosole, hydraty oraz zapisuje ich wzory sumaryczne – zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej soli prostej – odszukuje informacje na temat występowania soli w przyrodzie	tlenki i wodorotlenki amfoteryczne – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie zachowania tlenku oraz wodorotlenku amfoterycznego wobec zasady i kwasu</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych, w postaci cząsteczkowej i jonowej – wymienia metody otrzymywania tlenków, wodorotlenków i kwasów oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – omawia typowe właściwości chemiczne kwasów (zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy) oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – podaje nazwy różnych kwasów nieorganicznych na podstawie ich wzorów chemicznych – zapisuje równania reakcji chemicznych ilustrujące utleniające właściwości wybranych kwasów – podaje nazwy i zapisuje wzory sumaryczne dowolnych wodorosoli i hydroksosoli, hydratów – zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej soli prostej, hydroksosoli, wodorosoli – projektuje doświadczenie <i>wytrącanie soli trudnorozpuszczalnej</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej i jonowej – odszukuje informacje na temat występowania w przyrodzie tlenków i wodorotlenków, podaje ich wzory i nazwy systematyczne oraz zastosowania – opisuje budowę, właściwości oraz zastosowania wodorotlenków, węglików i azotków	wobec wody, kwasu i zasady; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa różnice w budowie cząsteczek tlenków i nadtlenków – projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne, w których wyniku można otrzymać różnymi metodami wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie, trudnorozpuszczalne sole, kwas krzemowy, słabe elektrolity; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej i jonowej – 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>Porównanie aktywności chemicznej metali</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa różnice w budowie cząsteczek soli obojętnych, hydroksosoli i wodorosoli oraz podaje przykłady tych związków chemicznych – zapisuje reakcje otrzymywania wodorosoli i hydroksosoli – określa różnice w budowie cząsteczek soli obojętnych, prostych, podwójnych i uwodnionych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Ogrzewanie siarczynu(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
--	---	---	---

– definiuje pojęcia: <i>kwasy, moc kwasu</i> – dokonuje podziału podanych kwasów na tlenowe i beztlenowe – wymienia sposoby klasyfikacji kwasów (ze względu na ich skład, moc i właściwości utleniające) – zapisuje wzory i nazwy systematyczne kwasów – zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów: tlenek niemetalu + woda, rozpuszczanie w wodzie gazowych wodorków niemetalu, soli z kwasem – wymienia właściwości i zastosowania kwasu siarkowego(VI), kwasu azotowego(V), kwasu fosforowego(V), kwasu węglowego, kwasu chlorowodorowego i siarkowodorowego – definiuje pojęcie <i>sole tlenowe i beztlenowe</i> – wymienia rodzaje soli tlenowych i beztlenowych – zapisuje wzory i nazwy systematyczne prostych soli – przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu otrzymanie wybranej soli w reakcji zobojętniania oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – zapisuje równania reakcji otrzymywania soli: kwas + zasada, kwas + tlenek metalu, kwas + metal, metal + niemetal, sól + zasada, sól + kwas, tlenek metalu + tlenek niemetalu, wytrącanie prostej soli trudnorozpuszczalnej – wymienia przykłady soli występujących w przyrodzie, określa ich właściwości i zastosowania – definiuje pojęcia: <i>wodorki, azotki, węgliki</i> – zapisuje wzory sumaryczne wybranych	– wymienia zastosowania soli w przemyśle i życiu codziennym, – projektuje doświadczenia chemiczne: otrzymywanie trudnorozpuszczalnego wodorotlenku oraz słabego kwasu poprzez reakcję wypierania go z roztworu soli mocnym kwasem oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej i jonowej – projektuje doświadczenia: reakcja tlenku niemetalu z wodą oraz metalu i tlenku metalu z wodą, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej i jonowej – zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej i jonowej wyjaśniający charakter chemiczny wybranych wodorków metali (I i II gr. głównej) i niemetalu (H_2O, H_2S, NH_3, wodorki 17 grupy)		– proponuje metody, którymi można otrzymać wybraną sól i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – wie, że metale takie jak Al, Fe pasywnują wobec stężonych kwasów HNO_3, H_2SO_4
---	---	--	---

wodorków niemetalu i metali (I i II grupy głównej) oraz ich nazwy zwyczajowe lub systematyczne (NH_3 , CH_4 , H_2S , H_2O , wodorki 17 grupy)) – określa charakter chemiczny wybranych wodorków metali (I i II gr głównej) i niemetalu (H_2O , H_2S , NH_3 , wodorki 17 grupy)			
--	--	--	--

Ocena celująca

[1 + 2 + 3 + 4+ 5]

Uczeń:

- projektuje doświadczenia chemiczne pozwalające badać wybrane właściwości chemiczne tlenków, wodorotlenków, kwasów, wyciąga odpowiednie wnioski słowne oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej , jonowej, jonowej skróconej
- ocenia, które z poznanych związków chemicznych mają istotne znaczenie w przemyśle i gospodarce
- określa typ wiązania chemicznego występującego w azotkach, węglkach
- zapisuje równania reakcji chemicznych, w których wodorki, węgliki i azotki występują jako substraty

4. Stechiometria

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń: – definiuje pojęcia <i>mol</i> i <i>masa molowa</i> – wykonuje bardzo proste obliczenia związane z pojęciami mol i masa molowa – podaje treść <i>prawa Avogadra</i> – wyjaśnia pojęcie <i>objętość molowa gazów</i> – interpretuje równania reakcji chemicznych na sposób cząsteczkowy, molowy, ilościowo w masach molowych, ilościowo w objętościach molowych (gazy) oraz ilościowo w liczbach cząsteczek – wykonuje bardzo proste obliczenia stechiometryczne związane z pojęciem objętości molowej w warunkach	Uczeń: – wykonuje o średnim stopniu trudności obliczenia związane z pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych – wyjaśnia, na czym polegają <i>obliczenia stechiometryczne</i> – wykonuje o średnim stopniu trudności obliczenia związane z wydajnością reakcji, z ustalaniem wzoru elementarnego i rzeczywistego związku – wykonuje proste obliczenia związane z prawem Clapeyrona, – wykonuje proste obliczenia w oparciu o	Uczeń: – wyjaśnia pojęcia <i>liczba Avogadra</i> i <i>stała Avogadra</i> – wykonuje obliczenia o większym stopniu trudności związane z pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów, liczba Avogadra, składem procentowym związków chemicznych, z wydajnością reakcji, z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych, obliczenia w oparciu o równania biegnące niestechiometrycznie.	Uczeń: – porównuje gęstości różnych gazów na podstawie znajomości ich mas molowych – wykonuje obliczenia stechiometryczne o znacznym stopniu trudności dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu trudności) – wykonuje obliczenia oznaczonym stopniu trudności związane z wydajnością reakcji chemicznych , wykonuje obliczenia umożliwiające określenie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych

normalnych(z zachowaniem stechiometrycznych ilości substratów i produktów reakcji chemicznej) – wyjaśnia pojęcie <i>wydajność reakcji chemicznej</i> – rozwiązuje zadania związane z obliczeniem wydajności reakcji – oblicza skład procentowy pierwisków w związku chemicznym – wyjaśnia różnicę między wzorem elementarnym (empirycznym) a wzorem rzeczywistym związku chemicznego – rozwiązuje proste zadania związane z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych	równania biegnące niestechiometrycznie.		– stosuje równanie Clapeyrona do obliczenia objętości lub liczby moli gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury, –
---	---	--	---

Ocena celująca

[1 + 2 + 3 + 4+ 5]

Uczeń:

- wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a gazem rzeczywistym,
- wykonuje obliczenia o najwyższym stopniu trudności stechiometryczne z zastosowaniem równania Clapeyrona,
- objętość molowa gazów, liczba Avogadra, składem procentowym związków chemicznych, z wydajnością reakcji, z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych, obliczenia w oparciu o równania biegnące niestechiometrycznie.

5. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń: definiuje pojęcie <i>stopień utlenienia pierwiastka chemicznego, reakcja utleniania-redukcji (redoks), utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja, szereg aktywności metali, szereg elektrochemiczny, potencjał standardowy</i> określa stopnie utlenienia pierwiastków w	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	Uczeń: – przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów – projektuje doświadczenie chemiczne, np. <i>Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i podaje jego interpretację	Uczeń: – określa stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach i jonach złożonych – projektuje doświadczenie chemiczne, np. <i>Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I)</i> – projektuje doświadczenie chemiczne,

cząsteczkach prostych związków chemicznych - wskazuje spośród prostych reakcji, które są reakcjami redox, wskazuje w nich utleniacz i reduktor - zapisuje proste schematy bilansu jonowo-elektronowego - wskazuje w prostych reakcjach redoks utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji - wyjaśnia pojęcia <i>reakcja dysproporcjonowania</i> - wskazuje spośród prostych reakcji, które są reakcjami dysproporcjonowania - na podstawie szeregu aktywności metali porządkuje metale według ich zwiększającej się(zmniejszającej) aktywności chemicznej - wie, że metale stojące w szeregu aktywności przed wodorem reagują z kwasami i wypierają gaz nich wodór, a metale stojące w szeregu za wodorem nie ulegają takim reakcjom - wie, że metal znajdujący się w szeregu aktywności wypiera z wodnego roztworu soli metal umieszczony niżej - wskazuje reduktory i utleniacze spośród zbioru różnych drobin, - analizuje szereg aktywności metali i szereguje metale według ich rosnących (malejących) właściwości utleniających - zapisuje równania reakcji metali z roztworami kwasów i soli w postaci cząsteczkowej w oparciu o szereg elektrochemiczny metali - definiuje pojęcie <i>ogniwo galwaniczne</i> i podaje zasadę jego działania - wymienia rodzaje półogniów i ogniów galwanicznych	- dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w prostych równaniach reakcji redoks - wyjaśnia, na czym polega otrzymywanie metali z rud z zastosowaniem reakcji redoks - wykazuje, że manganian potasu (VII) najsilniejsze właściwości utleniające wykazuje w środowisku kwaśnym, średnie w środowisku obojętnym, a najsłabsze w środowisku zasadowym - podaje zabarwienia jakie przyjmuje roztwór po redukcji jonów manganianowych(VII) w środowisku kwasowym, zasadowym, obojętnym - podaje zabarwienie jakie przyjmuje roztwór po redukcji jonów dichromianowych w środowisku kwasowym - zapisuje równania reakcji chemicznych zachodzących w ogniwie galwanicznym: (metalicznym, redoks) -wyjaśnia pojęcie <i>siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)</i> -wyjaśnia pojęcie <i>normalna elektroda wodorowa</i> -podaje przykłady półogniów i ogniów galwanicznych -omawia proces elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów i stopionych soli -projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej</i> - przewiduje kierunek przebiegu reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniów w prostych zadaniach	elektronową - dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w równaniach reakcji redoks, w tym w reakcjach dysproporcjonowania (o większym stopniu trudności) - określa, które pierwiastki chemiczne w stanie wolnym lub w związkach chemicznych mogą być utleniaczami, a które reduktorami - wymienia zastosowania reakcji redoks w przemyśle i w procesach biochemicznych - zapisuje równania reakcji metali z roztworami kwasów i soli w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej w oparciu o szereg elektrochemiczny metali - w oparciu o wartości potencjałów standardowych elektrod przewiduje kierunek reakcji redoks - podaje, w jakim środowisku zachodzą reakcje, w których następuje redukcja jonów nadmanganianowych do jonów manganu(II), manganianowych(VI), tlenku manganu(IV) oraz podaje barwę jaka pojawia się w roztworze w obecności tych jonów lub związków oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej, jonowej, jonowej skróconej - wie, że jony dichromianowe wykazują właściwości utleniające w środowisku kwasowym oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej, jonowej, jonowej skróconej - wie, że aniony chromianowe w środowisku kwasowym przechodzą w jony dichromianowe zmieniając zabarwienie z żółtej na pomarańczową i że jest to reakcja odwracalna	np. <i>Reakcja miedzi ze stężonym lub rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V)</i> - projektuje doświadczenie chemiczne, np. <i>Reakcja miedzi ze stężonym lub rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI)</i> - analizuje szereg aktywności metali i przewiduje przebieg reakcji chemicznych różnych metali z wodą, kwasami i solami oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej i metodą bilansu elektronowego dobiera współczynniki stechiometryczne - w oparciu o wartości potencjałów standardowych elektrod przewiduje kierunek reakcji redoks i zapisuje odpowiednie równanie reakcji - dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu jonowo-elektronowego w równaniach reakcji chemicznych zapisanych w postaci cząsteczkowej i jonowej - projektuje doświadczenie, które umożliwi zbadanie właściwości utleniających nadmanganianu potasu i dichromianu oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji - projektuje doświadczenie dotyczące trwałości chromianów(VI) oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji - wyjaśnia różnicę między przebiegiem procesów elektrodowych w ogniwach i podczas elektrolizy - zapisuje i rysuje schemat ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego - przewiduje produkty elektrolizy wodnych roztworów kwasów, zasad i soli - rozwiązuje zadania w oparciu o prawa elektrochemiczne
---	---	--	--

-opisuje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella oraz Volty, - zapisuje proste schematy ogniw galwanicznych oraz reakcje zachodzące w danym ogniwie oraz na elektrodach, - oblicza SEM ogniwa -definiuje pojęcie <i>półogniwo</i> -omawia procesy korozji chemicznej oraz korozji elektrochemicznej metali -wymienia metody zabezpieczania metali przed korozją		- podaje barwy jonów: Cu^{2+}, Mn^{2+}, MnO_4^-, MnO_4^{2-}, Cr^{3+}, CrO_4^{2-}, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - zapisuje równania reakcji rozkładu KMnO_4, reakcję HCl z MnO_2 i z KMnO_4; - oblicza siłę elektromotoryczną dowolnego ogniwa, korzystając z szeregu napięciowego metali - zapisuje równania reakcji elektrodowych dla roztworów wodnych i stopionych soli - wyjaśnia różnic między ogniwem odwracalnym i nieodwracalnym oraz podaje przykłady takich ogniw - 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> i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych - zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów: kwasów nieorganicznych tlenowych i beztlenowych, zasad, soli tlenowych i beztlenowych,	- wykonuje obliczenia z wykorzystaniem równania Nernsta; - wyjaśnia pojęcie <i>normalna elektroda wodorowa</i>, -zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych elektrolizy z aktywnymi elektrodami- rafinacja miedzi, rozcieńczonego kwasu organicznego (np., octowego, mrówkowego) - zapisuje równania reakcji elektrodowych dla stopionych soli, wodorotlenków, tlenków -opisuje budowę, zasadę działania i zastosowania źródeł prądu stałego
---	--	---	---

Ocena celująca

[1 + 2 + 3 + 4+ 5]

Uczeń:

- rozwiązuje zadania w oparciu o prawa elektrochemiczne oraz obliczenia z wykorzystaniem równania Nernsta o wyższym stopniu trudności,
- zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas procesu korozji
- rozwiązuje zadania o znacznym stopniu trudności z wykorzystaniem zagadnień dotyczących bilansowania reakcji redoks, przewidywanie kierunku reakcji redoks, zapisywaniem schematów ogniw gazowych, stężeńowych oraz reakcji elektrodowych w nich zachodzących