

Klasa 1 - poziom rozszerzony

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, zakres rozszerzony*

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]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none">wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnegozna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznejbezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczytnikami chemicznymidefiniuje 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_ZEdefiniuje 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 okresowegooblicza masy cząsteczkowe prostych związków chemicznych, np. MgO, CO₂definiuje pojęcia dotyczące 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 chemicznychomawia współczesne teorie dotyczące budowy modelu atomu	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none">wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnegowykonuje 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 Pauliegoopisuje typy orbitali atomowych i rysuje ich kształtyzapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 10definiuje pojęcia: <i>promieniotwórczość naturalna i promieniotwórczość sztuczna, okres półtrwania</i>wymienia zastosowania izotopów pierwiastków promieniotwórczychprzedstawia ewolucję poglądów na temat budowy materii od starożytności do czasów współczesnychwyjaśnia budowę współczesnego 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	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none">wyjaśnia, od czego zależy ładunek jądra atomowego i dlaczego atom jest elektrycznie obojętnywykonuje 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 Pauliegookreśla stan kwantowy elektronów w atomie za pomocą czterech liczb kwantowych, korzystając z praw mechaniki kwantowejoblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowymoblicza procentową zawartość izotopów w pierwiastku chemicznymokreśla rodzaje i właściwości promieniowania (α, β, γ)wyjaśnia pojęcie <i>szereg promieniotwórczy</i>podaje przykłady praktycznego wykorzystania zjawiska promieniotwórczości	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none">wyjaśnia, na czym polega dualizm korpuskularno-falowyzapisuje za pomocą liczb kwantowych konfiguracje elektronowe atomów dowolnych pierwiastków chemicznych oraz jonów wybranych pierwiastkówwyjaśnia, dlaczego masa atomowa pierwiastka chemicznego zwykle nie jest liczbą całkowitąwyznacza masę izotopu promieniotwórczego na podstawie okresu półtrwaniaanalizuje zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasurysuje wykres zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasuzapisuje przebieg reakcji jądrowychwyjaśnia kontrolowany i niekontrolowany przebieg reakcji łańcuchowejporównuje układ okresowy pierwiastków chemicznych opracowany przez Mendelejewa (XIX w.) ze współczesną wersjąuzasadnia przynależność pierwiastków chemicznych do poszczególnych bloków energetycznychuzasadnia, dlaczego lantanowce znajdują się w grupie 3. i okresie 6., a aktynowce w grupie 3. i okresie 7.

<ul style="list-style-type: none"> – 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</i>, <i>p</i>, <i>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 	<p>pierwiastków chemicznych (konfiguracja elektronowa wyznaczająca podział na bloki <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i> oraz <i>f</i>)</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym 	<ul style="list-style-type: none"> – 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 	<ul style="list-style-type: none"> – wymienia nazwy systematyczne superciężkich pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych większych od 100
---	---	---	---

2. Wiązania chemiczne

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie <i>elektroujemność</i> – 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 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – omawia, jak zmienia się 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) 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje, jak zmieniają się elektroujemność i charakter chemiczny 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 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 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)

<ul style="list-style-type: none"> – 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> – wskazuje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji) 	<ul style="list-style-type: none"> – 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) – wyjaśnia, na czym polega i do czego służy metoda VSEPR – definiuje pojęcia: <i>atom centralny</i>, <i>ligand</i>, <i>liczba koordynacyjna</i> 	<ul style="list-style-type: none"> – 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 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>) 	<ul style="list-style-type: none"> – udowadnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki – określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki – określa kształt cząsteczek i jonów metodą VSEPR
---	--	---	--

3. Systematyka związków nieorganicznych

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 systematyczne wybranych tlenków metali i niemetalu 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 – wymienia przykłady zastosowania tlenków – wymienia odmiany tlenku krzemu(IV) występujące w środowisku przyrodniczym 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 pierwiastki chemiczne, które mogą tworzyć tlenki i wodorotlenki amfoteryczne 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa różnice w budowie cząsteczek

<ul style="list-style-type: none"> – 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 wodorotlenków – 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 – 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 	<ul style="list-style-type: none"> – 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 wodorotlenków – 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 – opisuje budowę soli – zapisuje wzory i nazwy systematyczne soli – wyjaśnia pojęcia <i>wodorosole 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 	<ul style="list-style-type: none"> – 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, wodorotlenków, 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 wodorotlenków</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji – 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 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 	<ul style="list-style-type: none"> tlenków i nadtlenków – 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, 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
--	---	--	--

<ul style="list-style-type: none"> – opisuje rodzaje skał wapiennych i ich właściwości – podaje przykłady nawozów naturalnych i sztucznych – definiuje pojęcia: <i>wodorki, azotki, węgliki</i> 	<p><i>Sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> – 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 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 węglanu 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 	<p>chemicznych mają istotne znaczenie w przemyśle i gospodarce</p> <ul style="list-style-type: none"> – określa typ wiązania chemicznego występującego w azotkach – 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]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 <i>masa molowej</i> (z zachowaniem stechiometrycznych ilości substratów i produktów reakcji chemicznej) 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie <i>objętość molowa gazów</i> – wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>mol, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych</i> – interpretuje równania reakcji chemicznych na sposób cząsteczkowy, molowy, ilościowo w masach molowych, ilościowo w objętościach molowych (gazy) oraz 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcia <i>liczba Avogadra</i> i <i>stała Avogadra</i> – wykonuje obliczenia związane z pojęciami: <i>mol, masa molowa, objętość molowa gazów, liczba Avogadra</i> (o większym stopniu trudności) – wyjaśnia pojęcie <i>wydajność reakcji chemicznej</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – porównuje gęstości różnych gazów, znając ich <i>masa molowe</i> – wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące <i>mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek</i> oraz <i>niestechiometrycznych ilości substratów i produktów</i> (o znacznym stopniu trudności) – wykonuje obliczenia związane z <i>wydajnością</i>

	<p>ilościowo w liczbach cząsteczek</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, na czym polegają obliczenia stechiometryczne – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza skład procentowy związków chemicznych – 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 	<p>reakcji chemicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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
--	--	--	--

5. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 – wymienia najważniejsze reduktory stosowane w przemyśle – definiuje pojęcie <i>ogniwo galwaniczne</i> i podaje zasadę jego działania – opisuje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 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 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 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 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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-elektronową – wyjaśnia różnicę między przebiegiem procesów elektrodowych w ogniwach i podczas elektrolizy – przewiduje kierunek przebiegu reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw

<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie <i>półogniwo</i> – omawia procesy korozji chemicznej oraz korozji elektrochemicznej metali – wymienia metody zabezpieczania metali przed korozją 	<p>galwanicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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> 	<ul style="list-style-type: none"> – 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> i zapisuje odpowiednie równania reakcji elektrodowych 	<ul style="list-style-type: none"> – zapisuje i rysuje schemat ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego – przewiduje produkty elektrolizy wodnych roztworów kwasów, zasad i soli
--	--	--	---