

Wymagania edukacyjne z chemii, klasa I C, zakres rozszerzony.

Wymagania na ocenę dopuszczającą Uczeń potrafi:	Wymagania na ocenę dostateczną Uczeń sprostał wymaganiom na niższy stopień oraz potrafi:	Wymagania na ocenę dobrą Uczeń sprostał wymaganiom na niższe stopnie oraz potrafi:	Wymagania na oceny bardzo dobrą Uczeń sprostał wymaganiom na niższe stopnie oraz potrafi:	Wymagania na oceny celującą Uczeń sprostał wymaganiom na niższe stopnie oraz potrafi:
Dział 1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych.				
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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, – 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 współczesnego modelu budowy atomu: <i>orbital atomowy, liczby kwantowe (n, l, m, m_s), stan energetyczny, stan kwantowy, elektrony sparowane</i>, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 układu okresowego pierwiastków chemicznych, uwzględniając podział na bloki <i>s, p, d</i> oraz <i>f</i>, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 chemiczny, – określa rodzaje i właściwości promieniowania (α, β, γ), – wyjaśnia pojęcie <i>szereg promieniotwórczy</i>, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 pierwiastków chemicznych do 	<p>Uczeń samodzielnie rozwiązuje zadania praktyczne oraz teoretyczne o bardzo wysokim poziomie trudności.</p>

<ul style="list-style-type: none"> – 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 okresowy, - wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetalu i metali. 	<ul style="list-style-type: none"> – 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. 	<ul style="list-style-type: none"> – 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. 	<p>poszczególnych bloków energetycznych,</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 2. Wiązania chemiczne.

<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, wartościowość, polaryzacja wiązania, dipol, moment dipolowy</i>, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – omawia, jak zmienia się elektroujemność pierwiastków chemicznych w układzie okresowy, – wyjaśnia regułę dubletu elektronowego i regułę oktetu elektronowego, – przewiduje rodzaj wiązania chemicznego na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych, – wyjaśnia sposób powstawania wiązań kowalencyjnych, kowalencyjnych 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje, jak zmieniają się 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, 	<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 	<p>Uczeń samodzielnie rozwiązuje zadania praktyczne oraz teoretyczne o bardzo wysokim poziomie trudności.</p>
--	--	---	---	---

<ul style="list-style-type: none"> – wymienia i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane), – wskazuje zależność między różnicą elektrojemności 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>, - wskazuje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji). 	<ul style="list-style-type: none"> 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), – 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"> – 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>sily 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"> 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. 	
--	---	--	---	--

Dział 3. Systematyka związków nieorganicznych.

<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>, 	<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, 	<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, 	<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</i> 	<p>Uczeń samodzielnie rozwiązuje zadania praktyczne oraz teoretyczne o bardzo wysokim poziomie trudności.</p>
---	---	---	--	---

<p><i>reakcja syntezy, reakcja analizy, reakcja wymiany,</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 niemetałów, – 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, 	<ul style="list-style-type: none"> 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, – 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, 	<ul style="list-style-type: none"> – 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, – 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 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 	<ul style="list-style-type: none"> <i>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 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, 	
--	---	---	---	--

<ul style="list-style-type: none"> – 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, – opisuje rodzaje skał wapiennych i ich właściwości, – podaje przykłady nawozów naturalnych i sztucznych, - definiuje pojęcia: <i>wodorki, azotki, węgliki.</i> 	<ul style="list-style-type: none"> – 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 <i>Sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia</i> oraz zapisuje 	<ul style="list-style-type: none"> 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, 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 	<ul style="list-style-type: none"> – 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 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.
--	---	--	---

	odpowiednie równania reakcji chemicznych.	<p>wodorotlenków, podaje ich wzory i nazwy systematyczne oraz zastosowania,</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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. 		
--	---	--	--	--

Dział 4. Stechiometria.

<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 masy molowej (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</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) oraz ilościowo w liczbach cząsteczek, – wyjaśnia, na czym polegają obliczenia stechiometryczne, - wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą 	<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</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, – wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a gazem rzeczywistym, – podaje równanie Clapeyrona, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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, – wykonuje obliczenia umożliwiające określenie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych (o znacznym stopniu trudności), 	<p>Uczeń samodzielnie rozwiązuje zadania praktyczne oraz teoretyczne o bardzo wysokim poziomie trudności.</p>
--	--	--	---	---

	<p>molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej.</p>	<ul style="list-style-type: none">– wyjaśnia różnicę między wzorem elementarnym (empirycznym) a wzorem rzeczywistym związku chemicznego,- rozwiązuje proste zadania związane z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych.	<ul style="list-style-type: none">– stosuje równanie Clapeyrona do obliczenia objętości lub liczby moli gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury- wykonuje obliczenia stechiometryczne z zastosowaniem równania Clapeyrona.	
--	---	---	--	--