Wymagania edukacyjne z chemii dla klasy 1 – zakres rozszerzony, przygotowany na podstawie treści zawartych w podstawie programowej, programie nauczania oraz w części 1. podręcznika dla liceum i technikum *NOWA To jest chemia,* źródło: *materiały dla nauczyciela - Wydawnictwo Nowa Era.*

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]**	**Ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]**
Uczeń: – wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego – zna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej – bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi – definiuje pojęcia: *atom*, *elektron*, *proton*, *neutron*, *nukleony*, *elektrony walencyjne* – oblicza liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu $^{A}_{Z}E$ – definiuje pojęcia: *masa atomowa*, *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *jednostka masy atomowej*, *masa cząsteczkowa* – podaje masy atomowe i liczby atomowe pierwiastków chemicznych, korzystając z układu okresowego – oblicza masy cząsteczkowe prostych związków chemicznych, np. MgO, CO_2 – definiuje pojęcia dotyczące współczesnego modelu budowy atomu: *orbital atomowy*, *liczby kwantowe* (n, l, m, m_s, s), *stan energetyczny*, *stan kwantowy*, *elektrony sparowane*	Uczeń: – wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnego – wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: *masa atomowa*, *masa cząsteczkowa*, *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *jednostka masy atomowej* – 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: *promieniotwórczość naturalna* i *promieniotwórczość sztuczna*, *okres półtrwania* – 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	Uczeń: – wyjaśnia, od czego zależy ładunek jądra atomowego i dlaczego atom jest elektrycznie obojętny – wykonuje obliczenia związane z pojęciami: *masa atomow*a, *masa cząsteczkowa*, *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *jednostka masy atomowej* (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 s, p, d, f (zapis konfiguracji pełny, skrócony oraz graficzny – schemat klatkowy), korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego – określa stan kwantowy elektronów w atomie za pomocą czterech liczb kwantowych (n, l, m, m_s), korzystając z praw mechaniki kwantowej – oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym – oblicza procentową zawartość izotopów w pierwiastku chemicznym – określa rodzaje i właściwości promieniowania (α, β^-)	Uczeń: – zapisuje za pomocą liczb kwantowych konfiguracje elektronowe atomów dowolnych pierwiastków chemicznych oraz jonów wybranych pierwiastków – 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 poszczególnych bloków energetycznych	Uczeń: – wyjaśnia, dlaczego masa atomowa pierwiastka chemicznego zwykle nie jest liczbą całkowitą – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 38 oraz jonów o podanym ładunku za pomocą symboli podpowłok elektronowych s, p, d, f (zapis konfiguracji pełny, skrócony oraz graficzny – schemat klatkowy), korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego – analizuje zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup 1., 2. oraz 13.–18. w zależności od położenia w układzie okresowym – uzasadnia, dlaczego lantanowce znajdują się w grupie 3. i okresie 6., a aktynowce w grupie 3. i okresie 7.

– wyjaśnia na przykładzie atomu wodoru, co to są izotopy pierwiastków chemicznych – omawia współczesne teorie dotyczące budowy modelu atomu – definiuje pojęcie *pierwiastek chemiczny* – 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 *s*, *p*, *d* oraz *f* – określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie jego położenia w układzie okresowym – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetali i metali	budowy współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych (konfiguracja elektronowa wyznaczająca podział na bloki *s*, *p*, *d* oraz *f*) – wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym	– wyjaśnia pojęcie *szereg promieniotwórczy* – 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 – wykazuje zależność między położeniem pierwiastka chemicznego w danej grupie i bloku energetycznym a konfiguracją elektronową powłoki walencyjnej		

2. Wiązania chemiczne

Ocena dopuszczająca [1]	**Ocena dostateczna [1 + 2]**	**Ocena dobra [1 + 2 + 3]**	**Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]**	**Ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]**
Uczeń: – definiuje pojęcie *elektroujemność* – wymienia nazwy pierwiastków elektrododatnich i elektroujemnych, korzystając z tabeli elektroujemności – wymienia przykłady cząsteczek pierwiastków (np. O_2, H_2) i związków chemicznych (np. H_2O, HCl) – definiuje pojęcia: *wiązanie chemiczne*, *wartościowość*, *polaryzacja wiązania*, *dipol, moment dipolowy* – wymienia i charakteryzuje rodzaje	Uczeń: – 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,	Uczeń: – 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 *energia jonizacji*	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 typy wiązań (σ i π) w prostych cząsteczkach (np. CO_2, N_2) – określa rodzaje oddziaływań między atomami a cząsteczkami na podstawie wzoru chemicznego lub	Uczeń: – udowadnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki – określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki – określa kształt cząsteczek i jonów metodą VSEPR

wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane) – wskazuje zależność między różnicą elektroujemności w cząsteczce a rodzajem wiązania – wymienia przykłady cząsteczek, w których występuje wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane – definiuje pojęcia: *wiązanie typu σ*, *wiązanie typu π*, *wiązanie metaliczne*, *wiązanie wodorowe*, *wiązanie koordynacyjne*, *donor pary elektronowej*, *akceptor pary elektronowej* – opisuje budowę wewnętrzną metali – definiuje pojęcie *hybrydyzacja orbitali atomowych* – wskazuje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji)	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 pojęcia: *stan podstawowy atomu*, *stan wzbudzony atomu* – wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja orbitali atomowych – podaje warunek wystąpienia hybrydyzacji orbitali atomowych – przedstawia przykład przestrzennego rozmieszczenia wiązań w cząsteczkach (np. CH_4, BF_3) – wyjaśnia, na czym polega i do czego służy metoda VSERP – definiuje pojęcia: *atom centralny*, *ligand*, *liczba koordynacyjna*	– omawia sposób, w jaki atomy pierwiastków chemicznych bloków *s* i *p* 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 – określa wpływ wiązania wodorowego na nietypowe właściwości wody – wyjaśnia pojęcie *siły van der Waalsa* – 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 (*sp*, sp^2, sp^3)	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. CH_4, BF_3)	

3. Systematyka związków nieorganicznych

Ocena dopuszczająca [1]	**Ocena dostateczna [1 + 2]**	**Ocena dobra [1 + 2 + 3]**	**Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]**	**Ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]**
Uczeń: – definiuje pojęcia *zjawisko fizyczne* i *reakcja chemiczna* – wymienia przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych znanych z życia codziennego – definiuje pojęcia: *równanie reakcji chemicznej*, *substraty*, *produkty* – zapisuje równania prostych reakcji	Uczeń: – wymienia różnicę między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną – przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu otrzymanie prostego związku chemicznego (np. FeS), zapisuje równanie przeprowadzonej reakcji	Uczeń: – wskazuje zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne wśród podanych przemian – określa typ reakcji chemicznej na podstawie jej przebiegu – stosuje prawo zachowania masy i prawo stałości składu związku chemicznego	Uczeń: – projektuje doświadczenie chemiczne *Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetali* oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne *Badanie działania*	Uczeń: – projektuje doświadczenie chemiczne *Badanie zachowania tlenku glinu wobec wodorotlenku i kwasu* oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaciach cząsteczkowej i jonowej – projektuje doświadczenie chemiczne

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 *tlenki* – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych tlenków metali i niemetali – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków co najmniej jednym sposobem – ustala doświadczalnie charakter chemiczny danego tlenku – definiuje pojęcia: *tlenki kwasowe*, *tlenki zasadowe*, *tlenki obojętne* – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych wodorków – definiuje pojęcia *wodorotlenki* i *zasady* – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych wodorotlenków – wyjaśnia różnicę między zasadą a wodorotlenkiem – zapisuje równanie reakcji otrzymywania wybranej zasady – definiuje pojęcia: *amfoteryczność*, *tlenki amfoteryczne*, *wodorotlenki amfoteryczne* – zapisuje wzory i nazwy wybranych tlenków i wodorotlenków amfoterycznych – definiuje pojęcia: *kwasy*, *moc kwasu* – wymienia sposoby klasyfikacji kwasów (ze względu na ich skład,	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 – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wodorotlenków – opisuje budowę wodorotlenków – zapisuje równania reakcji otrzymywania zasad – wyjaśnia pojęcia: *amfoteryczność*, *tlenki amfoteryczne*, *wodorotlenki amfoteryczne* – zapisuje równania reakcji chemicznych wybranych tlenków i wodorotlenków z kwasami i zasadami – wymienia przykłady zastosowania wodorków – wymienia przykłady zastosowania wodorotlenków – wymienia przykłady tlenków kwasowych, zasadowych, obojętnych i amfoterycznych – opisuje budowę kwasów – dokonuje podziału podanych kwasów na tlenowe i beztlenowe – wymienia metody otrzymywania kwasów i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych	– 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 – wymienia metody otrzymywania tlenków, wodorków, wodorotlenków i kwasów oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie *Badanie charakteru chemicznego wybranych wodorków* i zapisuje odpowiednie równania reakcji – projektuje doświadczenie *Otrzymywanie wodorotlenku sodu* i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie *Otrzymywanie wodorotlenku wapnia* i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne *Otrzymywanie kwasu chlorowodorowego* i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne *Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego* i zapisuje odpowiednie równania reakcji	*wodorotlenku i kwasu na tlenki* 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 *Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III)* oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – 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 *Działanie kwasu chlorowodorowego na siarczan(IV) sodu* 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,	*Badanie działania kwasu i zasady na wodorotlenek glinu* oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaciach cząsteczkowej i jonowej – projektuje doświadczenie, w którym produktem będzie odpowiedni tlenek, podaje obserwacje, formułuje wniosek, zapisuje równania zachodzących reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne, na podstawie którego określi charakter chemiczny podanego tlenku, podaje obserwacje, formułuje wniosek, zapisuje równania zachodzących reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne, w którym produktem będzie wodorotlenek rozpuszczalny w wodzie; podaje obserwacje, formułuje wniosek, zapisuje równania zachodzących reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne, w którym produktem będzie osad trudno ropuszczalnego w wodzie wodorotlenku; podaje obserwacje, formułuje wniosek, zapisuje równania zachodzących reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne, na podstawie którego określi charakter chemiczny podanego wodorotlenku, podaje obserwacje, formułuje wniosek, zapisuje równania zachodzących reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne, w którym produktem będzie kwas; podaje obserwacje, formułuje wniosek, zapisuje równania zachodzących reakcji chemicznych

moc i właściwości utleniające) – zapisuje wzory i nazwy systematyczne kwasów – zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów – definiuje pojęcie *sole* – 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 środowisku przyrodniczym, określa ich właściwości i zastosowania – definiuje pojęcia: wodorki, azotki, węgliki	– wymienia przykłady zastosowania kwasów – opisuje budowę soli – zapisuje wzory i nazwy systematyczne soli – wyjaśnia pojęcia *wodorosole* i *hydroksosole* – zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej soli trzema sposobami – znajduje informacje na temat występowania soli w środowisku przyrodniczym – wymienia zastosowania soli w przemyśle i życiu codziennym – określa przyczyny twardości wody i sposoby jej usuwania – projektuje doświadczenie chemiczne *Sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia* oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych	chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne *Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV)* i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie *Otrzymywanie kwasu fosforowego(V)* i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – 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 – 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 środowisku przyrodniczym 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	prostych, podwójnych i uwodnionych – projektuje doświadczenie chemiczne *Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5)* 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	– wyszukuje, porządkuje, porównuje i prezentuje informacje o właściwościach i zastosowaniach skał wapiennych (wapień, marmur, kreda) – wyszukuje, porządkuje, porównuje i prezentuje informacje o odmianach tlenku krzemu(IV) występujących w środowisku przyrodniczym i ich zastosowaniach – wyszukuje, porządkuje, porównuje i prezentuje informacje o procesie produkcji szkła; jego rodzajach, właściwościach i zastosowaniach – wyszukuje, porządkuje, porównuje i prezentuje informacje o właściwościach i zastosowaniach skał gipsowych – wyszukuje, porządkuje, porównuje i prezentuje informacje na temat składników zawartych w wodzie mineralnej w aspekcie ich działania na organizm ludzki

		chemiczne *Wykrywanie węglanu wapnia* i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne *Termiczny rozkład wapieni* i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne *Gaszenie wapna palonego* i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych		

4. Stechiometria

Ocena dopuszczająca [1]	**Ocena dostateczna [1 + 2]**	**Ocena dobra [1 + 2 + 3]**	**Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]**	**Ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]**
Uczeń: – definiuje pojęcia: *mol* i *masa molowa* – wykonuje bardzo proste obliczenia związane z pojęciami mola i masy molowej – podaje treść prawa Avogadra – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z pojęciem masy molowej (z zachowaniem stechiometrycznych ilości substratów i produktów reakcji chemicznej)	Uczeń: – wyjaśnia pojęcie *objętość molowa gazów* – wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: *mol*, *masa molowa*, *objętość molowa gazów w warunkach normalnych* – 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 molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej	Uczeń: – wyjaśnia pojęcie *stała Avogadra* – wykonuje obliczenia związane z pojęciami: *mol*, *masa molowa*, *objętość molowa gazów*, *stała Avogadra* (o większym stopniu trudności) – wyjaśnia pojęcie *wydajność reakcji chemicznej* – 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	Uczeń: – porównuje gęstości różnych gazów, znając ich masy molowe – wykonuje obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych – wykonuje obliczenia umożliwiające określenie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych – wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów – stosuje równanie Clapeyrona do obliczenia objętości lub liczby moli gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury – wykonuje obliczenia stechiometryczne z zastosowaniem równania Clapeyrona	Uczeń: – wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu trudności) – wykonuje obliczenia stechiometryczne z zastosowaniem równania Clapeyrona (o znacznym stopniu trudności) – wykonuje obliczenia umożliwiające określenie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych (o znacznym stopniu trudności)