

**Propozycja wymagań programowych z chemii na poszczególne oceny przygotowana na podstawie treści zawartych
w podstawie programowej dla klasy 1e – poziom 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]	Ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego, wyjaśnia ich przeznaczenie i bezpiecznie się nim posługuje – zna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej – definiuje pojęcia: <i>atom, elektron, proton, neutron, nukleony, elektrony walencyjne, promieniotwórczość naturalna i promieniotwórczość sztuczna, okres półtrwania, masa atomowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej, masa cząsteczkowa, pierwiastek chemiczny</i> – definiuje pojęcia dotyczące wspólnego modelu budowy atomu: <i>orbital atomowy, liczby kwantowe (n, l, m, m_s, s), stan energetyczny, stan kwantowy, elektrony sparowane</i> – oblicza liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie lub jonie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu A_ZE – podaje masy atomowe i liczby atomowe pierwiastków chemicznych, korzystając z układu okresowego 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podaje treść zasady nieoznaczoności Heisenberga, reguły Hunda oraz zakazu Pauliego – opisuje typy orbitali atomowych i rysuje ich kształty – oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym – oblicza procentową zawartość izotopów w pierwiastku chemicznym – określa rodzaje i właściwości promieniowania (α, β) – wyjaśnia pojęcie <i>szereg promieniotwórczy</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> – wyjaśnia, co stanowi podstawę budowy współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych (konfiguracja elektronowa wyznaczająca 	<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) – określa stan kwantowy elektronów w atomie za pomocą czterech liczb kwantowych (<i>n, l, m, m_s</i>), korzystając z praw mechaniki kwantowej – podaje przykłady praktycznego wykorzystania zjawiska promieniotwórczości – zapisuje przebieg reakcji jądrowych – 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 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – zapisuje za pomocą liczb kwantowych konfiguracje elektronowe atomów dowolnych pierwiastków chemicznych oraz jonów wybranych pierwiastków (zapis konfiguracji pełny, skrócony oraz graficzny – schemat klatkowy), korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego – wyjaśnia kontrolowany i niekontrolowany przebieg reakcji łańcuchowej – porównuje układ okresowy pierwiastków chemicznych opracowany przez Mendelejewa (XIX w.) ze współczesną wersją – wyjaśnia, dlaczego masa atomowa pierwiastka chemicznego zwykle nie jest liczbą całkowitą – analizuje zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup 1., 2. oraz 13.–18. w zależności od położenia w układzie okresowym – uzasadnia przynależność pierwiastków chemicznych do poszczególnych bloków energetycznych 	<p>Uczeń:</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.

<ul style="list-style-type: none"> – oblicza masy cząsteczkowe prostych związków chemicznych, np. MgO, CO₂ – definiuje wyjaśnia na przykładzie atomu wodoru, co to są izotopy pierwiastków chemicznych – omawia współczesne teorie dotyczące budowy modelu atomu – definiuje 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> – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych <i>Z</i> od 1 do 36 o podanym ładunku za pomocą symboli podpowłok elektronowych <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i>, <i>f</i> (zapis konfiguracji pełny, skrócony) – określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie jego położenia w układzie okresowym – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetali i metali 	<p>podział na bloki <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i> oraz <i>f</i>)</p> <ul style="list-style-type: none"> – zapisuje konfiguracje jonów o podanym ładunku za pomocą symboli podpowłok elektronowych <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i>, <i>f</i> (zapis konfiguracji pełny, skrócony oraz graficzny – schemat klatkowy), korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego – wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym 			
---	--	--	--	--

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]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcia: <i>elektroujemność, wiązanie chemiczne, wartościowość, polaryzacja wiązania, dipol, moment dipolowy, wiązanie typu σ, wiązanie typu π, wiązanie metaliczne, wiązanie wodorowe, wiązanie koordynacyjne, donor pary elektronowej, akceptor pary elektronowej, hybrydyzacja orbitali atomowych</i> wymienia nazwy pierwiastków elektrododatnich i elektroujemnych, korzystając z tabeli elektroujemności; 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 i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane) wskazuje zależność między 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> porównuje wiązanie koordynacyjne z wiązaniem kowalencyjnym proponuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe dla cząsteczek lub jonów, w których występują wiązania koordynacyjne 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: <i>stan podstawowy atomu, stan wzbudzony atomu</i> wyjaśnia pojęcie <i>energia jonizacji</i> określa typy wiązań (σ i π) w prostych cząsteczkach (np. CO₂, N₂) 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 VSERP definiuje pojęcia: <i>atom</i> 	<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 kwasów i soli wyjaśnia, dlaczego wiązanie koordynacyjne nazywane jest też wiązaniem donorowo-akceptorowym 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 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 o liczbach przestrzennych powyżej 4 przewiduje typ hybrydyzacji 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia zależność między długością wiązania a jego energią 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 określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki określa kształt cząsteczek i jonów metodą VSEPR 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> udowadnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki - z

<p>różnicą elektroujemności w cząsteczce a rodzajem wiązania</p> <ul style="list-style-type: none"> – wymienia przykłady cząsteczek, w których występuje wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane – opisuje budowę wewnętrzną metali – wskazuje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji) 	<p><i>centralny, ligand, liczba koordynacyjna</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – opisuje typy hybrydyzacji orbitali atomowych (<i>sp</i>, <i>sp</i>², <i>sp</i>³) 	<p>w cząsteczkach o liczbach przestrzennych powyżej 4</p>		
--	--	---	--	--