

I LO im. T. Kościuszki w Myślenicach

Rok szkolny:	2018 / 2019
Imię i nazwisko nauczyciela:	<i>Cecylia Warchał, Alicja Święch</i>
Zajęcia edukacyjne:	Chemia techniczna- przedmiot uzupełniający
Klasa / wymiar godzin:	druga i trzecia 3 godziny tygodniowo
Podręczniki / ćwiczenia:	podręcznik: <i>To jest chemia 1</i> , Nowa Era,

Część I Plan treści programowych

Klasa II

Nr lekcji	Temat lekcji	Wymagania szczegółowe podstawy programowej
1.	Pracownia chemiczna. Przepisy BHP i regulamin	III. Uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczytuje pomiary chemiczne; projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne
2.	Ewolucja poglądów na temat budowy materii oraz współczesny model budowy atomu	Uczeń: 2.1. określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego na podstawie zapisu A_ZE
3.	Podstawy teorii kwantowej – dualizm korpuskularno-falowy	Uczeń: 2.2. stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach atomowych pierwiastków wieloelektronowych
4.	Orbitale atomowe i stany kwantowe elektronów	
5.	Reguła Hunda i jej zastosowanie do zapisywania konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 10	
6.	Ustalanie konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków chemicznych i jonów	Uczeń: 2.3. zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe)
7.	Ćwiczenia	Uczeń:

	w zapisywaniu konfiguracji elektronowej atomów w postaci zapisu pełnego, skróconego oraz schematów klatkowych	2.3. zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe)
8.	Rozmiary i masy atomów – pojęcia dotyczące masy atomów oraz cząsteczek	Uczeń: 2.1. określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego na podstawie zapisu A_ZE
9.	Obliczenia związane z pojęciami masa atomowa i masa cząsteczkowa	Uczeń: 1.2. odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach) 1.3. oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego; ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej
10.	Co to są izotopy?	Uczeń:
11.	Masa atomowa a skład izotopowy pierwiastka chemicznego	1.3. oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego; ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej
12.	Zastosowania izotopów	
13.	Promieniotwórczość naturalna	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
14.	Promieniotwórczość sztuczna	
15.	Próby uporządkowania pierwiastków chemicznych	Uczeń: 2.5. wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym
16.	Budowa współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s , p i d układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)
17.	Jakie informacje na temat pierwiastka chemicznego można odczytać z układu okresowego?	Uczeń: 2.5. wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym
18.	Jakie informacje na temat pierwiastka chemicznego można uzyskać analizując jego położenie w układzie okresowym pierwiastków chemicznych?	Uczeń: 2.5. wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym 8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetali
19.	Podsumowanie wiadomości z działu „Budowa atomu. Układ	

20. 21.	okresowy pierwiastków chemicznych”	
22.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
23.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
24.	Elektroujemność pierwiastków chemicznych	<p>Uczeń:</p> <p>3.1. przedstawia sposób, w jaki atomy pierwiastków bloku <i>s</i> i <i>p</i> osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów)</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p>
25.	Warunki powstawania wiązania jonowego	<p>Uczeń:</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p> <p>3.3. opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali)</p> <p>3.6. określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach</p>
26.	Równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego	<p>Uczeń:</p> <p>3.3. opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali)</p>
27.	Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane	<p>Uczeń:</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p> <p>3.4. zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych (np. wodoru, chloru, chlorowodoru, tlenku węgla(IV), amoniaku, metanu, etanu i etynu, NH_4^+, H_3O^+, SO_2 i SO_3)</p>
28.	Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane	
29.	Inne rodzaje wiązań chemicznych – wiązanie koordynacyjne i wiązanie metaliczne	<p>Uczeń:</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p> <p>3.4. zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych (np. wodoru, chloru, chlorowodoru, tlenku węgla(IV), amoniaku, metanu, etanu i etynu, NH_4^+, H_3O^+, SO_2 i SO_3)</p>

		<p>3.7. opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych</p> <p>7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego</p>
30.	Wiązania wodorowe i siły van der Waalsa	<p>Uczeń:</p> <p>3.7. opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych</p>
31.	Rodzaj wiązania chemicznego a właściwości substancji	
32.	Stan podstawowy i stan wzbudzony atomu	<p>Uczeń:</p> <p>3.5. rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych</p>
33.	Typy hybrydyzacji a kształt orbitali zhybrydowanych	
34.	Hybrydyzacja sp^3 , sp^2 , sp oraz inne typy hybrydyzacji	
35.	Zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki	
36.	Wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki	
37. 38.	Podsumowanie wiadomości z działu „Wiązania chemiczne”	
39.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
40.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
41.	Równanie reakcji chemicznej i jego interpretacja	
42.	Budowa, nazewnictwo i sposoby otrzymywania tlenków	<p>Uczeń:</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. $CaCO_3$, i wodorotlenków, np. $Cu(OH)_2$)</p>
43.	Klasyfikacja tlenków ze względu na charakter chemiczny	<p>Uczeń:</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiadające równania reakcji</p> <p>8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętne); piszący</p>

		i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku
44.	Położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym a charakter chemiczny jego tlenków	Uczeń: 8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętne); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku
45.	Budowa, nazewnictwo i sposoby otrzymywania kwasów	Uczeń: 8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające 5.11. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole
46.	Właściwości chemiczne kwasów i ich zastosowania	Uczeń: 8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające 8.12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków miedzi, wodorotlenków i soli kwasów o różnej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje w łoski); ilustruje je równaniami reakcji 8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)
47.	Budowa, nazewnictwo i sposoby otrzymywania wodorotlenków	Uczeń: 5.11. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole
48.	Wodorotlenek a zasada	Uczeń: 7.3. analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup 1. i 2.
49.	Właściwości chemiczne wodorotlenków amfoterycznych	Uczeń:
50.	Zastosowania wodorotlenków	5.8. uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasowych, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza) 7.4. opisuje właściwości fizyczne i chemiczne glinu; wyjaśnia, czym polega polimerizacja glinu i tłumaczy znaczenie tego zjawiska

		w zastosowaniu glinu w t[ach] i[ci] pl[uj] i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że tlenek i wodorotlenek glinu wykazują charakter amfoteryczny
51.	Budowa i rodzaje soli	Uczeń: 5.11. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole 7.5. przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali 7.6. projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali, np. miedzi i cynku
52.	Nazewnictwo soli	
53.	Sposoby otrzymywania soli	
54.	Właściwości chemiczne soli	
55.	Zastosowanie soli w przemyśle i życiu codziennym	
56.	Wodorki, węgliki i azotki	Uczeń: 8.5. opisuje typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad
57. 58.	Podsumowanie wiadomości z działu „Systematyka związków nieorganicznych”	
59.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
60.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
61.	Mol i masa molowa	Uczeń: 1.1. stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra) 1.2. odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach)
62.	Prawo Avogadra – objętość molowa gazów	Uczeń: 1.6. wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych
63.	Gazy doskonałe i rzeczywiste	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
64.	Ilościowa interpretacja równań reakcji chemicznych	Uczeń: 1.5. dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym

		i objętościowym (dla gazów)
65.	Obliczenia stechiometryczne	Uczeń: 1.6. wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych
66.	Wzór elementarny (empiryczny) a wzór rzeczywisty związku chemicznego	Uczeń: 1.4. ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej
67. 68.	Podsumowanie wiadomości z działu „Stechiometria”	
69.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
70.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
71.	Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych	Uczeń: 6.1. wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja 6.2. oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w jonie i cząsteczce związku nieorganicznego i organicznego
72.	Reakcja utleniania-redukcji	Uczeń: 6.3. wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks 6.4. przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów
73.	Interpretacja elektronowa reakcji redoks	Uczeń: 6.5. stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej)
74.	Ustalanie współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji redoks metodą bilansu elektronowego	
75.	Szereg aktywności metali	Uczeń: 7.5. przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali 8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów,

		np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)
76.	Rola i zastosowania reakcji redoks	Uczeń: 6.3. wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks
77.	Ogniwo galwaniczne i zasada jego działania	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
78.	Siła elektromotoryczna ogniwa	
79.	Na czym polega proces elektrolizy?	
80.	Elektroliza wodnych roztworów elektrolitów i elektrolitów stopionych	
81. 82.	Podsumowanie wiadomości z działu „Reakcje utleniania- -redukcji. Elektrochemia”	
83.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
84.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
85.	Roztwory, jako mieszaniny jednorodnej substancji	Uczeń: 5.1. wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin 5.4. opisuje sposoby rozdzielania roztworów właściwych (ciał stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki 5.5. planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (ciał stałych w cieczach) na składniki
86.	Co to są zole?	Uczeń: 5.1. wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin
87.	Właściwości zoli	
88.	Rozpuszczalność substancji	Uczeń: 5.2. wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczaniem i zateżaniem roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe
89.	Roztwory nasycone i nienasycone	
90.	Stężenie procentowe roztworu	
91.	Rozwiązywanie zadań dotyczących stężenia procentowego roztworów	
92.	Stężenie molowe roztworu – przeliczanie stężeń	
93.	Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym lub molowym	Uczeń: 5.3. planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym

		i molowym
94.	Podsumowanie wiadomości z działu „Roztwory”	
95.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
96.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
97.	Energia wewnętrzna układu. Entalpia	Uczeń:
98.	Reakcje endotermiczne i egzotermiczne	4.3. stosuje pojęcia: egzotermiczny, endotermiczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian 4.4. interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ do określania efektu energetycznego reakcji
99.	Równania termochemiczne	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
100.	Szybkość reakcji chemicznej. Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej	Uczeń: 4.1. definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie) 4.2. szkicuje wykres zmian stężeń reagentów i szybkości reakcji w funkcji czasu 4.3. stosuje pojęcia: egzotermiczny, endotermiczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian 4.5. przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji; planuje i przeprowadza odpowiedni doświadczenia
101.	Ogólne równanie kinetyczne reakcji chemicznej	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
102.	Katalizatory i ich wpływ na szybkość reakcji chemicznej	4.5. przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji; planuje i przeprowadza odpowiedni doświadczenia
103. 104.	Podsumowanie wiadomości z działu „Kinetyka chemiczna”	

Klasa III

Nr lekcji	Temat lekcji	Wymagania szczegółowe podstawy programowej
1.	Pracownia chemiczna. Przepisy BHP i regulamin	IV. Uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczytuje pomiary chemicznymi; projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne
2.	Reakcje odwracalne i nieodwracalne	Uczeń: 4.6. wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stężenie równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji
3.	Prawo działania mas	

4.	Reguła przekory Le Chateliera-Brauna	Uczeń: 4.7. stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej
5.	Obliczenia dotyczące stanu równowagi chemicznej z zastosowaniem reguły przekory	
6.	Dysocjacja elektrolityczna – elektrolity i nieelektrolity	Uczeń: 5.6. stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej
7.	Równania reakcji dysocjacji kwasów, zasad i soli	
8.	Kwasy i zasady według Arrheniusa, Brønsteda–Lowry'ego i Lewisa	Uczeń: 4.7. klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego
9.	Stała dysocjacji elektrolitycznej	Uczeń: 4.8. klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego 4.9. interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pK _w 4.10. porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji
10.	Stopień dysocjacji elektrolitycznej	Uczeń: 5.6. stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej
11.	Odczyn roztworów, pojęcie pH	4.9. interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pK _w
12.	Analiza skali pH	Uczeń: 5.9. podaje przykłady wskaźników pH (fenoloftaleina, oranż metylowy, wskaźnik ułw[rs]y) i om[wi]ich z[stosow]i[ę] b[ę]d[ę]o[de]czy[ę] roztworu
13.	Na czym polega reakcja zobojętniania?	Uczeń: 5.10. pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej)
14.	Zapis cząsteczkowy, jonowy i skrócony jonowy reakcji zobojętnienia	
15.	Na czym polega reakcja strącania osadu?	
16.	Zapis cząsteczkowy, jonowy i skrócony jonowy reakcji strącania osadów	
17.	Na czym polega reakcja hydrolizy soli?	
18.	Odczyn wodnych roztworów soli a rodzaje reakcji hydrolizy	Uczeń: 5.8. uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasowych, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza) 5.10. pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej)

19. 20. 21.	Podsumowanie wiadomości z działu „Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów”	
22.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
23.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	

Część II Wymagania edukacyjne na poszczególne oceny klasyfikacyjne

Propozycje wymagań programowych na poszczególne oceny – IV etap edukacyjny – przygotowane na podstawie treści zawartych w podstawie programowej, programie nauczania oraz w części 1. podręcznika dla liceum ogólnokształcącego i technikum *To jest chemia. Chemia ogólna i nieorganiczna, zakres rozszerzony*

Wyróżnione wymagania programowe odpowiadają wymaganiom ogólnym i szczegółowym zawartym w treści nauczania podstawy programowej. Natomiast zaznaczone doświadczenia chemiczne są zalecane przez **Ewę Gryczman i Krystynę Gisges** (autorki podstawy programowej) do przeprowadzenia w zakresie rozszerzonym (Komentarz do podstawy programowej przedmiotu Chemia)

Klasa II

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 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 $\frac{A}{Z}E$ – 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</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnego <ul style="list-style-type: none"> – bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczytnikami 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> – podaje treść <i>zasady nieoznaczoności Heisenberga, reguły Hunda oraz zakazu Pauliego</i> – opisuje typy orbitali atomowych i rysuje ich kształty – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej Z od 1 do 10 – definiuje pojęcia: <i>promieniotwórczość, okres półtrwania</i> – wymienia zastosowania izotopów 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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) <ul style="list-style-type: none"> – 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 i skrócony) lub schematu klatkowego, korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego – określa stan kwantowy elektronów w atomie za pomocą 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 – wyjaśnia, dlaczego zwykle masa atomowa pierwiastka chemicznego nie jest liczbą całkowitą – wyznacza masę izotopu promieniotwórczego na podstawie okresu półtrwania – analizuje zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu – porównuje układ okresowy pierwiastków chemicznych opracowany przez Mendelejewa (XIX w.) ze współczesną wersją

<p><i>sparowane</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, co to są izotopy pierwiastków chemicznych na przykładzie atomu wodoru – omawia budowę współczesnego modelu atomu – definiuje pojęcie <i>pierwiastek chemiczny</i> <ul style="list-style-type: none"> – 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 s, p, d oraz f – określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetali i metali 	<p>pierwiastków promieniotwórczych</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 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 	<p>czterech liczb kwantowych, korzystając z praw mechaniki kwantowej</p> <ul style="list-style-type: none"> – oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym – oblicza procentową zawartość izotopów w pierwiastku chemicznym – 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 	<ul style="list-style-type: none"> – 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
---	--	--	--

Wybrane wiadomości i umiejętności, wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej i sztucznej,
- określa rodzaje i właściwości promieniowania α , β , γ ,
- podaje przykłady naturalnych przemian jądrowych,
- wyjaśnia pojęcie *szereg promieniotwórczy*,
- wyjaśnia przebieg kontrolowanej i niekontrolowanej reakcji łańcuchowej,
- zapisuje przykładowe równania reakcji jądrowych stosując regułę przesunięć Soddy'ego-Fajansa,
- 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]
----------------------------	------------------------------	----------------------------	---------------------------------------

<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 chemicznych (np. O₂, H₂) i związków chemicznych (np. H₂O, HCl) – definiuje pojęcia: <i>wiązanie chemiczne, wartościowość, polaryzacja wiązania, dipol</i> – wymienia i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, spolaryzowane) – podaje zależność między różnicą elektroujemności w cząsteczce a rodzajem wiązania – wymienia przykłady cząsteczek, w których występuje wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane – definiuje pojęcia: <i>orbital molekularny (cząsteczkowy), wiązanie σ, wiązanie π, wiązanie metaliczne, wiązanie wodorowe, wiązanie koordynacyjne, donor pary elektronowej, akceptor pary elektronowej</i> – opisuje budowę wewnętrzną metali – definiuje pojęcie <i>hybrydyzacja orbitali atomowych</i> – podaje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji) 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – omawia zmienność elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym – wyjaśnia regułę <i>dubletu elektronowego</i> i <i>oktetu elektronowego</i> – przewiduje na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych rodzaj wiązania chemicznego – 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) – wyjaśnia pojęcia: <i>stan podstawowy atomu, stan wzbudzony atomu</i> – podaje warunek wystąpienia hybrydyzacji orbitali atomowych – przedstawia przykład przestrzennego rozmieszczenia wiązań w cząsteczkach (np. CH₄, BF₃) <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: <i>atom centralny, ligand, liczba koordynacyjna</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje zmienność elektroujemności i charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych 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 bloku s i p osiągną trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów) – charakteryzuje wiązanie metaliczne i wodorowe oraz podaje przykłady ich powstawania – zapisuje równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego – przedstawia graficznie tworzenie się wiązań typu 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 – opisuje typy hybrydyzacji orbitali atomowych (sp, sp^2, sp^3) 	<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 typ 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) – udowadnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki – określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki
--	--	---	---

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja w cząsteczkach węglowodorów nienasyconych,
- oblicza liczbę przestrzenną i na podstawie jej wartości określa typ hybrydyzacji oraz możliwy kształt cząsteczek lub jonów.

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 <i>prawa zachowania masy</i> i <i>prawa stałości składu związku chemicznego</i> – interpretuje równania reakcji chemicznych w aspekcie jakościowym i ilościowym – definiuje pojęcia <i>tlenki</i> i <i>nadtlenki</i> – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych tlenków metali i niemetalii – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków co najmniej jednym sposobem – ustala doświadczalnie charakter chemiczny danego tlenku – definiuje pojęcia: <i>tlenki kwasowe</i>, <i>tlenki zasadowe</i>, <i>tlenki obojętne</i> – definiuje pojęcia <i>wodorotlenki</i> i <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</i>, <i>tlenki amfoteryczne</i>, <i>wodorotlenki</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 tlenków – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej 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: <i>amfoteryczność</i>, <i>tlenki amfoteryczne</i>, <i>wodorotlenki amfoteryczne</i> – zapisuje równania reakcji chemicznych wybranych tlenków i wodorotlenków z kwasami i zasadami – wymienia przykłady zastosowania wodorotlenków 	<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 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 postaci cząsteczkowej i jonowej – wymienia metody otrzymywania tlenków, wodorotlenków i kwasów oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie <i>Reakcja tlenku fosforu(V) z wodą</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – omawia typowe właściwości chemiczne kwasów (zachowanie 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetalii</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 $\square\square\text{how}\square\square\square\text{wob}\square\text{wody}$, kw $\square\text{u}$ i $\square\square\text{dy}$; 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

<p><i>amfoteryczne</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 chemiczne 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 – definiuje pojęcia: <i>wodorki, azotki, węgliki</i> 	<ul style="list-style-type: none"> – 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 – odszukuje informacje na temat występowania soli w przyrodzie – wymienia zastosowania soli w przemyśle i życiu codziennym 	<p>wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy) oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> – podaje nazwy kwasów nieorganicznych na podstawie ich wzorów chemicznych – zapisuje równania reakcji chemicznych ilustrujące utleniające właściwości wybranych kwasów – 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 wodorków, węglików i azotków 	<ul style="list-style-type: none"> – analizuje właściwości pierwiastków chemicznych pod względem możliwości tworzenia tlenków i wodorotlenków amfoterycznych – projektuje doświadczenie chemiczne Porównanie aktywności chemicznej metali 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 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 <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
---	--	---	---

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- przygotowuje i prezentuje prace projektowe oraz zadania testowe z systematyki związków nieorganicznych, z uwzględnieniem ich właściwości oraz wykorzystaniem wiadomości z zakresu podstawowego chemii.

4. Stechiometria

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia <i>mol i masa molowa</i> – wykonuje bardzo proste obliczenia 	Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie <i>objętość molowa gazów</i> – wykonuje proste obliczenia związane z 	Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcia <i>liczba Avogadra i stała Avogadra</i> 	Uczeń: <ul style="list-style-type: none"> – porównuje gęstości różnych gazów na podstawie znajomości ich mas molowych

<p>związane z pojęciami mol i masa molowa</p> <ul style="list-style-type: none"> – podaje treść <i>prawa Avogadra</i> – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z pojęciem masy molowej (z zachowaniem stechiometrycznych ilości substratów i produktów reakcji chemicznej) 	<p>pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 <i>obliczenia stechiometryczne</i> – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej 	<ul style="list-style-type: none"> – wykonuje obliczenia związane z pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów, liczba Avogadra (o większym stopniu trudności) – wyjaśnia pojęcie <i>wydajność reakcji chemicznej</i> – oblicza skład procentowy związków chemicznych – 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"> – 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)
--	--	---	--

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a gazem rzeczywistym,
- 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 stopień utlenienia pierwiastka chemicznego – wymienia reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych – określa stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach prostych związków chemicznych – definiuje pojęcia: reakcja utleniania-redukcji (redoks), utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja – zapisuje proste schematy bilansu elektronowego – wskazuje w prostych reakcjach redoks utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji – wymienia najważniejsze reduktory stosowane w przemyśle 	<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> i <i>reakcja dysproporcjonowania</i> 	<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 i w procesach biochemicznych 	<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> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V)</i> – zapisuje równania reakcji miedzi z azotanem(V) srebra(I) oraz stężonym roztworem kwasu azotowego(V) i metodą bilansu elektronowego dobiera współczynniki stechiometryczne w obydwu reakcjach chemicznych – analizuje szereg aktywności metali i przewiduje przebieg reakcji chemicznych różnych metali z wodą, kwasami i solami

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia pojęcie *ogniwo galwaniczne* i podaje zasadę jego działania,
- opisuje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella,
- zapisuje równania reakcji chemicznych zachodzących w ogniwie Daniella,
- wyjaśnia pojęcie *półogniwo*,
- wyjaśnia pojęcie *siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)*,
- oblicza siłę elektromotoryczną dowolnego ogniwa, korzystając z szeregu napięciowego metali,
- wyjaśnia pojęcie *normalna elektroda wodorowa*,
- definiuje pojęcia *potencjał standardowy półogniwa* i *szereg elektrochemiczny metali*,
- omawia proces korozji chemicznej oraz korozji elektrochemicznej metali,
- wymienia metody zabezpieczenia metali przed korozją,
- omawia proces elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów i stopionych soli,
- zapisuje równania reakcji elektrodowych dla roztworów wodnych i stopionych soli,
- wyjaśnia różnicę między przebiegiem procesów elektrodowych w ogniwach i podczas elektrolizy.

6. Roztwory

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>roztwór, mieszanina jednorodna, mieszanina niejednorodna, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana, roztwór właściwy, zawiesina, roztwór nasycony, roztwór nienasycony, roztwór przesycony, rozpuszczanie, rozpuszczalność, krystalizacja</i> – wymienia metody rozdzielania na składniki mieszanin niejednorodnych i jednorodnych – sporządza wodne roztwory substancji – wymienia czynniki przyspieszające rozpuszczanie substancji w wodzie – wymienia przykłady roztworów znanych z życia codziennego – definiuje pojęcia: <i>koloid (zol), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja</i> – wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin – odczytuje informacje z wykresu rozpuszczalności na temat wybranej substancji – definiuje pojęcia <i>stężenie procentowe i stężenie molowe</i> – wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe i stężenie molowe 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcia: <i>koloid (zol), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja, koloid liofobowy, koloid liofilowy, efekt Tyndalla</i> – wymienia przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej – omawia sposoby rozdzielania roztworów właściwych (substancji stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki – wymienia zastosowania koloidów – wyjaśnia mechanizm rozpuszczania substancji w wodzie – wyjaśnia różnice między rozpuszczaniem a roztwarzaniem – wyjaśnia różnicę między rozpuszczalnością a szybkością rozpuszczania substancji – sprawdza doświadczalnie wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji – odczytuje informacje z wykresów rozpuszczalności na temat różnych substancji – wyjaśnia mechanizm procesu krystalizacji – projektuje doświadczenie chemiczne mające na celu wyhodowanie kryształów wybranej substancji – wykonuje obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe i stężenie molowe 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie różnych substancji w wodzie</i> oraz dokonuje podziału roztworów, ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej, na roztwory właściwe, zawiesiny i koloidy – projektuje doświadczenie chemiczne pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (substancji stałych w cieczach) na składniki – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie</i> oraz formułuje wniosek – analizuje wykresy rozpuszczalności różnych substancji – wyjaśnia, w jaki sposób można otrzymać układy koloidalne (kondensacja, dyspersja) – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Koagulacja białka</i> oraz określa właściwości roztworu białka jaja – sporządza roztwór nasycony i nienasycony wybranej substancji w określonej temperaturze, korzystając z wykresu rozpuszczalności tej substancji – wymienia zasady postępowania podczas sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym lub molowym – wykonuje obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe i stężenie molowe, z uwzględnieniem gęstości roztworu 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie</i> i <i>benzynie</i> oraz określa, od czego zależy rozpuszczalność substancji – wymienia przykłady substancji tworzących układy koloidalne przez kondensację lub dyspersję – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Obserwacja wiązki światła przechodzącej przez roztwór właściwy i zol</i> oraz formułuje wniosek – wymienia sposoby otrzymywania roztworów nasyconych z roztworów nienasyconych i odwrotnie, korzystając z wykresów rozpuszczalności substancji – wykonuje odpowiednie obliczenia chemiczne, a następnie sporządza roztwory o określonym stężeniu procentowym i molowym, zachowując poprawną kolejność wykonywanych czynności – oblicza stężenie procentowe lub molowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach – wykonuje obliczenia dotyczące przeliczania stężeń procentowych i molowych roztworów
--	--	--	---

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treści wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- przelicza zawartość substancji w roztworze wyrażoną za pomocą stężenia procentowego na stężenia w ppm i ppb oraz podaje zastosowania tych jednostek
- wyjaśnia pojęcie *stężenie masowe roztworu*,
- wykonuje obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe, stężenie molowe i stężenie masowe, z uwzględnieniem gęstości roztworów oraz ich mieszania, zateżania i rozcieńczania.
- wykonuje obliczenia związane z rozpuszczaniem hydratów.

7. Kinetyka chemiczna

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń:	Uczeń:	Uczeń:	Uczeń:

<ul style="list-style-type: none"> - definiuje pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany, energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces endoenergetyczny, proces egzoenergetyczny</i> - definiuje pojęcia: <i>szybkość reakcji chemicznej, energia aktywacji, kataliza, katalizator</i> - wymienia rodzaje katalizy - wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej 	<ul style="list-style-type: none"> - wyjaśnia pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany, energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces egzoenergetyczny, proces endoenergetyczny, praca, ciepło, energia całkowita układu</i> - wyjaśnia pojęcia: <i>teoria zderzeń aktywnych, kompleks aktywny, równanie kinetyczne reakcji chemicznej</i> - omawia wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej 	<ul style="list-style-type: none"> - przeprowadza reakcje będące przykładami procesów egzoenergetycznych i endoenergetycznych oraz wyjaśnia istotę zachodzących procesów - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie</i> - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym</i> - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie</i> - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym</i> - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)</i> - wyjaśnia pojęcia <i>szybkość reakcji chemicznej i energia aktywacji</i> - zapisuje równania kinetyczne reakcji chemicznych - udowadnia wpływ temperatury, stężenia substratu, rozdrobnienia substancji i katalizatora na szybkość wybranych reakcji chemicznych, przeprowadzając odpowiednie doświadczenia chemiczne - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozdrobnienie substratów a szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczna synteza jodku magnezu</i> i formułuje wniosek - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek - podaje treść <i>reguły van't Hoffa</i> - wykonuje proste obliczenia chemiczne z zastosowaniem reguły van't Hoffa - określa zmianę energii reakcji chemicznej przez kompleks aktywny - porównuje rodzaje katalizy i podaje 	<ul style="list-style-type: none"> - udowadnia, że reakcje egzoenergetyczne należą do procesów samorzutnych, a reakcje endoenergetyczne do procesów wymuszonych - wyjaśnia pojęcie <i>entalpia układu</i> - kwalifikuje podane przykłady reakcji chemicznych do reakcji egzoenergetycznych ($\Delta H < 0$) lub endoenergetycznych ($\Delta H > 0$) na podstawie różnicy entalpii substratów i produktów - wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęć: <i>szybkość reakcji chemicznej, równanie kinetyczne, reguła van't Hoffa</i> - udowadnia zależność między rodzajem reakcji chemicznej a zasobem energii wewnętrznej substratów i produktów - wyjaśnia różnice między katalizą homogeniczną, katalizą heterogeniczną i autokatalizą oraz podaje zastosowania tych procesów
--	---	---	---

		ich zastosowania – wyjaśnia, co to są <i>inhibitory</i> oraz podaje ich przykłady – wyjaśnia różnicę między katalizatorem a inhibitorem – rysuje wykres zmian stężenia substratów i produktów oraz szybkości reakcji chemicznej w funkcji czasu	
--	--	---	--

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia pojęcie *równanie termochemiczne*,
- określa warunki standardowe,
- definiuje pojęcia *standardowa entalpia tworzenia* i *standardowa entalpia spalania*,
- podaje treść *reguły Lavoisiera-Laplace'a* i *prawa Hessa*,
- stosuje prawo Hessa w obliczeniach termochemicznych,
- dokonuje obliczeń termochemicznych z wykorzystaniem równania termochemicznego,
- zapisuje ogólne równania kinetyczne reakcji chemicznych i na ich podstawie określa rząd tych reakcji chemicznych,
- definiuje pojęcie *okres półtrwania*,
- wyjaśnia pojęcie *temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej*,
- omawia proces biokatalizy i wyjaśnia pojęcie *biokatalizatory*,
- wyjaśnia pojęcie *aktywatory*.

Klasa III

- pojęcie *biokatalizatory*,
- wyjaśnia pojęcie *aktywatory*.

1. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń: – wyjaśnia pojęcia <i>elektrolity</i> i <i>nielektrolity</i> – omawia założenia <i>teorii dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) Arrheniusa</i> w odniesieniu do kwasów, zasad i soli – definiuje pojęcia: <i>reakcja odwracalna</i> , <i>reakcja nieodwracalna</i> , <i>stan równowagi chemicznej</i> , <i>stała dysocjacji elektrolitycznej</i> , <i>hydroliza soli</i> – podaje treść <i>prawa działania mas</i> – podaje treść <i>reguły przekory Le</i>	Uczeń: – wyjaśnia kryterium podziału substancji na elektrolity i nielektrolity – wyjaśnia rolę cząsteczek wody jako dipoli w procesie dysocjacji elektrolitycznej – podaje założenia teorii Brønsteda-Lowry'ego w odniesieniu do kwasów i zasad – podaje założenia <i>teorii Lewisa</i> w odniesieniu do kwasów i zasad – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli, bez uwzględniania	Uczeń: – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych</i> oraz dokonuje podziału substancji na elektrolity i nielektrolity – wyjaśnia założenia teorii Brønsteda-Lowry'ego w odniesieniu do kwasów i zasad oraz wymienia przykłady kwasów i zasad według znanych teorii	Uczeń: – omawia na dowolnych przykładach kwasów i zasad różnice w interpretacji dysocjacji elektrolitycznej według teorii Arrheniusa, Brønsteda-Lowry'ego i Lewisa – stosuje prawo działania mas w różnych reakcjach odwracalnych – przewiduje warunki przebiegu konkretnych reakcji chemicznych w celu zwiększenia ich wydajności – wyjaśnia mechanizm procesu

<p><i>Chateliera-Brauna</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – zapisuje proste równania dysocjacji jonowej elektrolitów i podaje nazwy powstających jonów – definiuje pojęcie <i>stopień dysocjacji elektrolitycznej</i> – wymienia przykłady elektrolitów mocnych i słabych – wyjaśnia, na czym polega reakcja zobojętniania i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej – wskazuje w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie związki chemiczne trudno rozpuszczalne – zapisuje proste równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej – wyjaśnia pojęcie <i>odczyn roztworu</i> – wymienia podstawowe wskaźniki kwasowo-zasadowe (pH) i omawia ich zastosowania – wyjaśnia, co to jest skala pH i w jaki sposób można z niej korzystać 	<p>dysocjacji wielostopniowej</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia kryterium podziału elektrolitów na mocne i słabe – porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji – wymienia przykłady reakcji odwracalnych i nieodwracalnych – zapisuje wzór matematyczny przedstawiający treść prawa działania mas – wyjaśnia regułę przekory – wymienia czynniki wpływające na stan równowagi chemicznej – zapisuje wzory matematyczne na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej i stałej dysocjacji elektrolitycznej – wymienia czynniki wpływające na wartość stałej dysocjacji elektrolitycznej i stopnia dysocjacji elektrolitycznej – zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej i jonowej – analizuje tabelę rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów – zapisuje równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej i jonowej – wyznacza pH roztworów z użyciem wskaźników kwasowo-zasadowych oraz określa ich odczyn 	<ul style="list-style-type: none"> – stosuje prawo działania mas na konkretnym przykładzie reakcji odwracalnej, np. dysocjacji słabych elektrolitów – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli, uwzględniając dysocjację stopniową niektórych kwasów i zasad – wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęcia stopień dysocjacji – stosuje regułę przekory w konkretnych reakcjach chemicznych – porównuje przewodnictwo elektryczne roztworów różnych kwasów o takich samych stężeniach i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu zbadanie przewodnictwa roztworów kwasu octowego o różnych stężeniach oraz interpretuje wyniki doświadczenia chemicznego – projektuje doświadczenie chemiczne – Reakcje zobojętniania zasad kwasami – zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego – bada odczyn wodnych roztworów soli i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych – przewiduje na podstawie wzorów soli, które z nich ulegają reakcji hydrolizy oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – zapisuje równania reakcji hydrolizy soli – w postaci cząsteczkowej i jonowej 	<p>dysocjacji jonowej, z uwzględnieniem roli wody w tym procesie</p> <ul style="list-style-type: none"> – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli, z uwzględnieniem dysocjacji wielostopniowej – wyjaśnia przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów oraz zasadowego odczynu roztworów wodorotlenków; pisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – zapisuje równania dysocjacji jonowej, używając wzorów ogólnych kwasów, zasad i soli – analizuje zależność stopnia dysocjacji od rodzaju elektrolitu i stężenia roztworu – wykonuje obliczenia chemiczne korzystając z definicji stopnia dysocjacji – omawia istotę reakcji zobojętniania i strącania osadów oraz podaje zastosowania tych reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne – Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków – projektuje doświadczenie chemiczne – Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli – zapisuje równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego – wyjaśnia zależność między pH a iloczynem jonowym wody – posługuje się pojęciem pH w odniesieniu do odczynu roztworu i stężenia jonów H⁺ i OH⁻ – wyjaśnia, na czym polega reakcja hydrolizy soli – przewiduje odczyn wodnych roztworów soli, zapisuje równania reakcji hydrolizy – w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – projektuje doświadczenie chemiczne – Badanie odczynu wodnych roztworów soli; zapisuje równania reakcji hydrolizy w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – przewiduje odczyn roztworu po reakcji chemicznej substancji zmieszanych
---	---	--	---

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- podaje treść prawa rozcieńczeń Ostwalda i przedstawia jego zapis w sposób matematyczny,
- oblicza stałą i stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda,
- stosuje prawo rozcieńczeń Ostwalda do rozwiązywania zadań o znacznym stopniu trudności,
- wyjaśnia pojęcie *iloczyn rozpuszczalności substancji*,
- podaje zależność między wartością iloczynu rozpuszczalności a rozpuszczalnością soli w danej temperaturze,
- wyjaśnia, na czym polega efekt wspólnego jonu,
- przewiduje, która z trudno rozpuszczalnych soli o znanych iloczynach rozpuszczalności w danej temperaturze strąci się łatwiej, a która trudniej.

Część III Dostosowanie wymagań edukacyjnych z matematyki do indywidualnych psychofizycznych i edukacyjnych potrzeb ucznia z dysfunkcjami

DYSLEKSJA

- nie „wrywać” ucznia do natychmiastowej odpowiedzi (przygotować wcześniej zapowiedź, że będzie pytany)
- w trakcie rozwiązywania zadań tekstowych sprawdzać, czy uczeń dokładnie przeczytał treść zadania, czy prawidłowo ją zrozumiał a w razie potrzeby udzielić dodatkowych wskazówek
- zwiększyć ilość czasu na rozwiązanie zadań sprawdzianu pisemnego
- materiał sprawiający trudności, dłużej utrwalać, dzielić na mniejsze partie
- oceniać tok rozumowania, nawet gdyby ostateczny wynik zadania był błędny (pomyłki rachunkowe)
- oceniać dobrze, jeżeli wynik zadania jest prawidłowy, choćby sposób dojścia do niego był niezbyt jasny
- uwzględniać trudności związane z zapisywaniem reakcji chemicznej z myleniem znaków działań +, -, lub ładunków jonów
- formułować pytania tak, aby wymagały krótkiej odpowiedzi ewentualnie stosować pytania pomocnicze
- zapisywać na tablicy nowe pojęcia i wzory chemiczne
- dbać o utrzymywanie koncentracji na lekcji i w czasie demonstracji ćwiczeń praktycznych

DYSGRAFIA

- zapisywać na tablicy nowe pojęcia i graficznie ilustrować omawiane zagadnienia (np. przebieg doświadczeń chemicznych)
- wydłużyć czas potrzebny na odpowiedź
- (brzydkie, nieczytelne pismo)-wymaganie merytorycznego do oceny pracy pisemnej takie samo jak dla innych uczniów, natomiast sprawdzenie pracy pisemnej może być niekonwencjonalne np. jeżeli nauczyciel nie może przeczytać pracy ucznia, to może go poprosić aby uczynił to sam, lub przepytać ustnie z tego zakresu materiału
- przygotować prace pisemne w oparciu o polecenia zapisane a nie dyktowane
- łagodniej oceniać wykonane przez ucznia wykresy, rysunki, wzory chemiczne

DYSORTOGRAFIA

-w ocenie nie uwzględniać np. błędów ort., pisowni małą, wielką literą, braku znaków interpunkcyjnych, pisowni łącznej lub nie, zmienionej kolejności liter w wyrazach

DYSKALKULIA

-oceniać przede wszystkim tok rozumowania w zadaniach nie techniczną stroną liczenia. Dostosowanie wymagań będzie więc dotyczyć tylko formy sprawdzenia wiedzy poprzez koncentrację, na prześledzeniu toku rozumowania w danym zadaniu. Jeśli jest on poprawny to wystawiamy ocenę pozytywną (nie bierzemy wówczas pod uwagę przedstawienie kolejności w np. liczbie, we wzorach chemicznych)

UCZEŃ Z NIEPOWODZENIAMI SZKOLNYMI

- stworzyć w klasie atmosferę sprzyjającą odpowiedzi ustnej w celu uniknięcia upokorzenia ucznia i zapewnić mu poczucie bezpieczeństwa
- pozostawić uczniowi czas do namysłu lub umożliwić przygotowanie planu wypowiedzi
- stworzyć możliwość odpowiedzi pisemnej zamiast ustnej
- stosować pytania pomocnicze podczas odpowiedzi ustnej
- doceniać i pozytywnie wzmacniać nawet niewielkie sukcesy
- punktować poszczególne czynności w zadaniach pisemnych, tak by nawet przy ostatecznym błędnym wyniku otrzymał punkty za poprawnie wykonaną część zadania

UCZEŃ ZDOLNY

- kształtować twórcze myślenie
 - rozwijać pozytywną samoocenę
 - stworzyć warunki do pogłębiania i poszerzania zdobytych wiadomości i umiejętności z zakresu chemii
 - rozbudzać zainteresowanie naukami przyrodniczymi, chemicznymi, ekologicznymi, ochrony środowiska
 - rozwijać umiejętności samodzielnego zdobywania wiedzy
 - przygotowywać do udziału w konkursach
- Formy pracy z uczniem zdolnym
- stwarzać możliwości wyboru zadań, prac domowych o większej skali trudności, zadań konkursowych, maturalnych
 - różnicować stopnie trudności prac klasowych
 - stwarzać warunki aby mógł prowadzić fragmenty lekcji, demonstrować ćwiczenia praktyczne
 - zachęcać do korzystania z czasopism popularno-naukowych np. "Wiedza i życie", „Świat nauki”, „Aura”, „Młody technik”
 - angażować aby uczestniczył w zajęciach pozalekcyjnych (kółko chemiczne)

Część IV Sposoby sprawdzania osiągnięć edukacyjnych

- 1) Podstawą oceniania są programy nauczania skonstruowane na bazie określonej przez MEN podstawy programowej z chemii. Biorąc pod uwagę poziom osiągnięć edukacyjnych oraz możliwości intelektualnych uczniów w danej klasie nauczyciel chemii może rozszerzyć materiał nauczania o treści dodatkowe.

Formy pracy ucznia, które podlegają ocenie: Formy pracy ucznia, które podlegają ocenie:

- a) praca klasowa pisemna (sprawdzian)
- zapowiedziana z tygodniowym wyprzedzeniem w zakresie ustalonym z uczniami
 - uczeń ma prawo poprawić każdy sprawdzian niezależnie od oceny w terminie do 2 tygodni po oddaniu i omówieniu sprawdzianu. Poprawa danej pracy klasowej może być pisana tylko raz . Jeżeli uczeń nie poprawi oceny niedostatecznej w czasie 2 tygodni to istnieje dodatkowa możliwość poprawy oceny niedostatecznej z danego działu na koniec semestru lub na koniec roku . Istnieje tylko jedna taka próba najpóźniej na 2 tygodnie przed planowanym klasyfikacyjnym posiedzeniem RP w terminie wyznaczonym przez nauczyciela.
 - Uczeń nieobecny na sprawdzianie ma obowiązek napisania tego sprawdzianu w czasie 1 tygodnia od powrotu do szkoły . Jeżeli w tym terminie uczeń nie napisze sprawdzianu istnieje możliwość napisania tego sprawdzianu pod koniec semestru lub roku w podanym przez nauczyciela terminie.

2)

- a) Kartkówka niezapowiedziana
- obejmująca materiał 5 ostatnich lekcji bądź sprawdzająca pracę domową i trwająca nie dłużej niż 15 minut.
- b) Kartkówka zapowiedziana
- obejmująca materiał z 10 ostatnich lekcji i trwająca nie dłużej niż 20 minut
- c) Odpowiedź ustna
- d) Aktywność ucznia i zaangażowanie na lekcjach
- e) Wyniki uzyskane w konkursach przedmiotowych
- f) Postawa wobec przedmiotu i wysiłek wkładany w naukę
- g) Praca w grupach
- h) Referaty, prezentacje
- i) Zadania domowe

3) Zasady przeprowadzania sprawdzianów:

- a) Uczeń ma prawo znać termin i zakres kartkówki zapowiedzianej i pracy klasowej.
- b) Uczeń powinien znać termin lekcji powtórzeniowej i zakres materiału.
- c) Nauczyciel zobowiązany jest do oddawania prac:
- kartkówek – do 7 dni,

- prac klasowych – w terminie nie dłuższym niż 14 dni.
- d) W przypadku przekroczenia terminu sprawdzenia pracy pisemnej nauczyciel może wstawić oceny do dziennika tylko za zgodą uczniów (zasada ta nie dotyczy przypadku nieobecności w szkole nauczyciela).
 - e) W czasie nieobecności nauczyciela w dniu sprawdzianu, sprawdzian odbywa się na najbliższej lekcji z danym nauczycielem lub następny termin ustala się na najbliższej lekcji z klasą.
 - f) Uczeń otrzymuje do wglądu sprawdzone i ocenione prace pisemne, które omawiane są na lekcji ze wskazaniem co uczeń robi dobrze i jakie wiadomości oraz umiejętności muszą zostać poprawione.
 - g) Rodzic (opiekun prawny) ma prawo wglądu do sprawdzonej pracy pisemnej.
 - h) Nauczyciel danego przedmiotu nie może zrobić następnej pracy klasowej bez uprzedniego oddania i omówienia poprzedniej.
 - i) Na prośbę uczniów lub wychowawcy, nauczyciel może przełożyć planowaną pracę pisemną.
- 4) Uczeń korzystający na pracy pisemnej z niedozwolonej pomocy otrzymuje ocenę niedostateczną.
 - 5) Oceny są jawne dla ucznia i jego rodziców (opiekunów prawnych).
 - 6) Nauczyciel uzasadnia ustnie ustalone oceny bieżące, klasyfikacyjne śródroczne i roczne. Uzasadnienie powinno zawierać:
 - 1) co uczeń robi dobrze,
 - 2) co i jak wymaga poprawy,
 - 3) jak powinien się uczyć.
 - 7) Sprawdzone i ocenione prace pisemne ucznia są udostępniane i uzasadniane ustnie uczniowi podczas lekcji, na której omawiane są wyniki tej pracy pisemnej. Prace te są udostępniane i uzasadniane rodzicom na ich prośbę.

Warunki i tryb uzyskiwania wyższej niż przewidywanej rocznej oceny klasyfikacyjnej zgodnie ze Statutem Szkoły

Myślenice, dnia 3.09.2018r.