

PLAN WYNIKOWY – CZĘŚĆ 1

Chemia dla szkół ponadpodstawowych – poziom rozszerzony

Temat	Ocena dopuszczająca. Uczeń:	Ocena dostateczna. Uczeń:	Ocena dobra. Uczeń:	Ocena bardzo dobra. Uczeń:	Ocena celująca. Uczeń:
Dział I. ATOMY, CZĄSTECZKI I STECHIOMETRIA CHEMICZNA					
3. Masa atomowa	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje atomową jednostkę masy, masę atomową – zna jednostkę masy atomowej – odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia powód, dla którego wprowadzono atomową jednostkę masy 	<ul style="list-style-type: none"> – określa, jak zmienia się masa atomowa pierwiastków chemicznych wraz ze wzrostem ich liczby atomowej oraz wskazuje pierwiastki, które nie stosują się do tej zasady – oblicza masy pojedynczych atomów w gramach 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza masę atomową pierwiastka z wykorzystaniem wartości atomowej jednostki masy i masy pojedynczego atomu oraz odszukuje ten pierwiastek w układzie okresowym pierwiastków 	
4. Izotopy	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie <i>izotop</i> – wyjaśnia pojęcie <i>pierwiastki izotopowo czyste</i> – podaje przykłady izotopów wodoru – wymienia izotopy wodoru – dzieli izotopy na naturalne i sztuczne oraz na trwałe i promieniotwórcze 	<ul style="list-style-type: none"> – porównuje właściwości fizyczne i chemiczne izotopu tego samego pierwiastka – wie, w jaki sposób zapisuje się nazwy izotopów tego samego pierwiastka 	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje masę atomową jako średnią masę atomową wynikającą z procentowej zawartości jego izotopów 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza skład izotopowy pierwiastka w % masowych na podstawie jego masy atomowej – oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, dlaczego masa atomowa nie jest liczbą całkowitą
5. Reakcje	– opisuje zjawisko	–	– wyjaśnia zasadę	– określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość	– zapisuje równania

<p>jądrowe</p>	<p><i>promieniotwórczość i naturalnej</i> – wyjaśnia, na czym polega <i>promieniotwórczość sztuczna</i> – omawia skutki <i>działania promieniowania na organizmy żywe</i> – omawia <i>zastosowanie izotopów promieniotwórczych</i> <i>h</i> – omawia wkład <i>Marii Skłodowskiej-Curie w badania nad promieniotwórczością</i></p>	<p><i>charakteryzują promieniowanie α, β, γ</i> – opisuje <i>zdolność przenikania promieniowania przez osłony</i></p>	<p><i>zachowania ładunku</i> – wyjaśnia, na czym polegają <i>przemiany α i β</i> – zapisuje <i>równania przemian α i β</i> – uzupełnia <i>równania przemian α i β</i></p>	<p><i>preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie</i></p>	<p><i>reakcji jądrowych</i> – interpretuje <i>naturalne szeregi promieniotwórcze</i></p>
<p>6. Okres półtrwania</p>		<p>– definiuje <i>pojęcie okresu połowicznego rozpadu</i></p>	<p>– posługuje się <i>okresem połowicznego rozpadu dla określenia trwałości pierwiastka</i> – określa <i>na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu promieniotwórczego, który</i></p>	<p>– określa <i>na podstawie wykresu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie</i> – konstruuje <i>wykres zależności upływającego czasu od masy pierwiastka promieniotwórczego pozostającego w próbce</i></p>	

			wypromieniował wokół ełonym czasie		
7. Mol i masa molowa	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie mola jako miary liczności materii – definiuje pojęcie masy molowej i stałej Avogadra oraz zapisuje ją jako N_A – oblicza masy molowe prostych związków nieorganicznych i organicznycho podanym wzorze – zna jednostkę masy molowej – zna wzór na obliczanie liczby moli substancji 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza masy molowe jonów – oblicza liczbę moli w próbce o danej masie – oblicza masę danej liczby moli substancji – oblicza liczbę moli, znając liczbę cząsteczek lub atomów danej substancji – oblicza masę danej liczby cząsteczek lub atomów 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę atomów w próbce pierwiastka chemicznego o danej masie 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę atomów i liczbę cząsteczek w próbce związku chemicznego o znanej masie 	
8. Molowa objętość gazu. Prawo Avogadra	<ul style="list-style-type: none"> – określa parametry warunków normalnych – definiuje pojęcie <i>objętość molowa</i> – definiuje prawo Avogadra – zna zależność między objętością, masą i gęstością – oblicza objętość substancji przy 	<ul style="list-style-type: none"> – przelicza objętość gazu w warunkach normalnych na liczbę moli – przelicza liczbę moli substancji na objętość w warunkach normalnych 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza gęstość gazów w warunkach normalnych – oblicza liczbę drobin w danej objętości substancji gazowej – projektuje i wykonuje doświadczenie w celu porównania objętości 1 mola różnych 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza i porównuje liczbę drobin substancji gazowych zawartych w danej masie związku chemicznego – oblicza i porównuje objętości substancji gazowych o danej liczbie molekuł 	<ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że liczba drobin substancji gazowej zawarta w danej objętości zależy od temperatury i ciśnienia

	danej masie i jej gęstości – podaje wartość liczbową objętości jednego mola substancji gazowej w warunkach normalnych		pierwiastków o stałym stanie skupienia i wyjaśnia, co wpływa na ich różnice		
9. <i>Równanie Clapeyrona</i>	– definiuje pojęcie <i>gaz doskonały</i>	– <i>znawzór określający równanie Clapeyrona (równanie gazu doskonałego)</i>	– <i>określa parametry warunków standardowych</i>	– <i>oblicza objętość gazów w warunkach innych niż normalne</i> – <i>oblicza gęstość gazów w warunkach innych niż normalne</i> – <i>oblicza ciśnienie i temperaturę określonej liczby moli w warunkach innych niż normalne</i>	– <i>rozwiązuje zadania złożone z wykorzystaniem równania Clapeyrona</i>
10. Wyznacza wzór związku chemicznego	– definiuje treść prawa stałości składu – wyjaśnia pojęcia: <i>wzór sumaryczny, wzór elementarny (empiryczny) i wzór rzeczywisty związku chemicznego</i>	– wyjaśnia najważniejszą różnicę między związkiem chemicznym a mieszaniną – oblicza stosunek masowy pierwiastków tworzących związek chemiczny – oblicza skład procentowy związku chemicznego przy podanym wzorze sumarycznym	– rozwiązuje zadania oparte na prawie stałości składu – ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie składu ilościowego – ustala wzór rzeczywisty związku chemicznego przy podanej masie molowej (lub cząsteczkowej) i składzie procentowym badanego związku chemicznego	– rysuje schemat doświadczenia potwierdzającego prawo stałości składu – oblicza liczbę drobin substancji w określonej objętości gazu	– projektuje doświadczenie potwierdzające prawo stałości składu
11.	– definiuje pojęcia:	– rozumie, że	– oblicza liczbę moli	– projektuje doświadczenie ilustrujące układ otwarty	– konstruuje wykres

<p>Stechiometryczny stosunek reagentów</p>	<p><i>molowy, masowy i objętościowy stosunek stechiometryczny</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – określa stosunek molowy reagentów na podstawie zapisanego równania reakcji – czyta zapis równania reakcji w interpretacji molowej, masowej i objętościowej – ustala stosunek masowy reagentów na podstawie ich mas molowych – ustala stosunki objętościowe reagentów gazowych 	<p>stosunek stechiometryczny jest wielkością charakterystyczną danej reakcji chemicznej</p> <ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że stosunek stechiometryczny jest stosunkiem ilości reagentów biorących udział w reakcji chemicznej – ustala molowy stosunek stechiometryczny pierwiastków w związku o podanym wzorze – oblicza masy jednego reagenta, przy danej masie drugiego reagenta – oblicza objętość jednego reagenta gazowego przy danej objętości drugiego reagenta 	<p>produktu reakcji przy dowolnej liczbie moli jednego z substratów</p> <ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę moli produktu reakcji przy określonej masie jednego z substratów – oblicza liczbę moli substratu reakcji przy określonej masie jednego z produktów – oblicza objętość produktu gazowego reakcji przy danej liczbie molekuł substratu – oblicza objętość produktu gazowego przy danej masie substratu – oblicza objętość produktu gazowego przy danej objętości gazowego substratu – oblicza objętość produktu gazowego przy danej liczbie moli substratu – oblicza liczbę moli, masę, objętość, liczbę molekuł jednego z substratów przy danej ilości drugiego substratu 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę moli reagentów na podstawie molowej interpretacji procesu chemicznego – rozwiązuje zadania stechiometryczne z wykorzystaniem objętości gazów w warunkach innych niż normalne – oblicza łączną objętość gazowych produktów powstających w badanym procesie z określonej ilości substratu – ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego z wykorzystaniem stosunku ilościowego reagentów – rozwiązuje zadania z wykorzystaniem proporcji mieszanych 	<p>zależności liczby moli poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje wykres przedstawiający zależność moli poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie – analizuje wykres przedstawiający zależność masy poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie – oblicza, czy dana ilość jednego z substratów wystarczy do przebiegu reakcji z daną ilością drugiego substratu
--	--	---	---	--	---

			– oblicza masę, liczbę moli, liczbę molekuł oraz objętość substratu gazowego, jakiej należy użyć, aby otrzymać określoną ilość produktu		
12. Niestechiometryczny stosunek reagentów	– definiuje pojęcia: substrat użyty w nadmiarze oraz substrat użyty w niedomiarze	– rozumie, co to znaczy zmieszać substraty w stosunku niestechiometrycznym	– rozwiązuje proste zadania oparte na równaniach reakcji przy użyciu substratów zmieszanych w stosunku niestechiometrycznym i ustala, który z substratów użyty został w nadmiarze	– oblicza liczbę moli, masę, liczbę molekuł oraz objętość gazowego produktu reakcji przy niestechiometrycznej ilości użytych substratów – projektuje doświadczenie ilustrujące zależność masy produktu od masy użytego substratu	– rozwiązuje złożone zadania z wykorzystaniem stosunku ilościowego reagentów użytych w stosunku niestechiometrycznym – projektuje doświadczenie w celu sprawdzenia, czy w przypadku użycia większej ilości substratu, niż wynika to ze stosunku stechiometrycznego, substrat ten przereaguje w całości
13. Wydajność reakcji chemicznej	– wymienia przyczyny, dla których na ogół otrzymuje się mniej produktów, niż wynika to ze stosunku	– rozumie, co to znaczy, że reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością	– oblicza wydajność reakcji, przy podanej ilości użytych substratów i otrzymanej ilości danych produktów	– oblicza, ile należy użyć substratu w celu otrzymania konkretnej ilości produktu, gdy reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością	– oblicza procentową wydajność reakcji na podstawie wykresu ilustrującego zależność ilości otrzymanego produktu przy użyciu danej

	stechiometrycznego – definiuje pojęcie <i>wydajność reakcji</i>				ilości substratu
Dział II. BUDOWA ATOMU					
1. Rozwój teorii budowy atomu	– wymienia nazwiska uczonych, którzy wnieśli wkład w wyjaśnienie budowy atomu – wie, kto odkrył elektron, neutron – zna symbol oraz elementarny ładunek elektronu	– <i>omawia starożytną teorię budowy atomów</i> – <i>zna masę i ładunek elektronu</i> – <i>wie, że elektron ma właściwości dualistyczne</i>	– <i>omawia założenia teorii budowy atomu wg Daltona</i> – <i>omawia model budowy atomu wg Thomsona</i> – <i>omawia planetarny model budowy atomu wg Rutherforda</i> – <i>omawia budowę atomu przedstawioną przez Bohra</i>	– <i>omawia postulaty teorii atomu wg Bohra</i> – <i>opisuje chmurę elektronową jako miejsce prawdopodobnego znalezienia elektronu</i> – <i>wyjaśnia hipotezę Louisa de Broglie'a</i>	– <i>omawia eksperyment Rutherforda, który doprowadził do odkrycia jądra atomowego</i> – <i>oblicza energię, jaką wyemituje elektron, przeskakując z jednej powłoki na inną</i> – <i>definiuje właściwość materii zwaną dualizmem korpuskularno-falowym</i>
11. Kwantowo - mechaniczny model atomu	– wie, że jądro atomowe jest obiektem naładowanym dodatnio – wie, że protony i neutrony mają prawie identyczną masę – wie, że nukleony różnią się ładunkiem elektrycznym – wskazuje miejsce	– charakteryzuje protony, neutrony i elektrony – podaje zależność między liczbą protonów i liczbą elektronów w atomie – definiuje pojęcie <i>powłoka elektronowa</i> – określa na podstawie zapisu ${}^A_Z E$ liczbę cząstek w atomie – określa nazwę i	– definiuje pojęcie <i>nuklid</i> – oblicza masę nuklidu na podstawie znajomości liczby neutronów w jądrze danego atomu – omawia zależności pomiędzy liczbami kwantowymi – określa liczbę i rodzaj orbitali należących do czterech pierwszych	– oblicza wartości liczb kwantowych: orbitalnej i magnetycznej, przy danej wartości głównej liczby kwantowej – przypisuje elektronom danego orbitala konkretne liczby kwantowe	– <i>wyjaśnia zasadę nieoznaczoności Heisenberga</i> – <i>interpretuje orbital jako rozwiązanie równania Schrödingera</i>

	<p>znajdowania się elektronów</p> <ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że suma arytmetyczna ładunku ujemnego elektronów w atomie równy jest wartości ładunku jądra – rozumie, że w obojętnym atomie liczba elektronów musi odpowiadać liczbie protonów – wymienia liczby kwantowe – definiuje pojęcie <i>poziom orbitalny</i> – definiuje pojęcie <i>powłoki elektronowe</i> – definiuje pojęcie <i>podpowłoka elektronowa</i> – wyjaśnia pojęcie <i>elektrony sparowane</i> – rozpoznaje kształty orbitali <i>s</i> i <i>p</i> 	<p>symbol pierwiastka oraz jego położenie w układzie okresowym na podstawie znajomości liczby protonów w jądrze atomowym</p> <ul style="list-style-type: none"> – charakteryzuje liczby kwantowe – oblicza maksymalną liczbę elektronów na powłoce elektronowej – oblicza maksymalną liczbę stanów kwantowych na poziomie orbitalnym – rysuje orbitale <i>s</i> i <i>p</i> – rozumie, że o wielkości atomowych obszarów orbitalnych decyduje wartość głównej liczby kwantowej 	powłok		
3. Konfiguracja elektronów	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje regułę Hunda i zakaz Pauliego – wyjaśnia pojęcie 	<ul style="list-style-type: none"> – rysuje orbitale <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i> systemem klatkowym – zapisuje 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia schemat wypełniania elektronami atomowych obszarów 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie <i>promocja elektronu</i> 	<ul style="list-style-type: none"> – rysuje schemat ukośnika dla zapisu konfiguracji elektronowej

<p>a atomów i jonów</p>	<p><i>elektrony walencyjne</i></p>	<p>konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 20$ na powłokach – stosuje regułę Hunda dla zapisu konfiguracji elektronowej zapisanej systemem klatkowym – stosuje zakaz Pauliego przy zapisie konfiguracji elektronowej – wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków grup głównych – wskazuje helowiec, do którego konfiguracji elektronowej dąży atom innego pierwiastka, tworząc jon – wyjaśnia pojęcie <i>jonizacja atomów</i> – porównuje promień kationu z promieniem jonu, z którego dany kation powstał – porównuje promień</p>	<p>orbitalnych w atomie wodoru i w atomach wieloelektronowych – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe – zapisuje konfiguracje elektronowe jonów o podanym ładunku – wyjaśnia pojęcia: <i>elektrony sparowane i niesparowane</i> – zapisuje równania procesów powstawania prostych jonów dodatnich i ujemnych</p>		<p>pierwiastków grup głównych</p>
-------------------------	------------------------------------	--	---	--	-----------------------------------

		anionu z promieniami atomu, z którego anion powstał			
4. Układ okresowy pierwiastków a konfiguracja elektronowa atomu	– definiuje prawo okresowości – wskazuje bloki konfiguracyjne <i>s, p</i> i <i>d</i> w układzie okresowym – wie, jaka jest zależność między położeniem pierwiastka w układzie okresowym a liczbą elektronów walencyjnych atomów pierwiastków grup głównych oraz liczbą powłok	– <i>omawia budowę układu okresowego Mendelejewa</i> – na podstawie konfiguracji elektronowej atomu wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym	– wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków bloku konfiguracyjnego <i>d</i> – na podstawie konfiguracji elektronów walencyjnych wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym – omawia zmianę aktywności metali i niemetalu w grupach głównych układu okresowego pierwiastków chemicznych	– zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków bloku konfiguracyjnego <i>d</i> na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe – zapisuje konfiguracje elektronowe jonów pierwiastków bloku konfiguracyjnego <i>d</i> na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe – uzasadnia trwałość jonów i atomów mających całkowicie lub połowicznie zajęte powłoki	– wyjaśnia, od czego zależy przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych <i>s, p, d</i>
Dział III. WIĄZANIA CHEMICZNE					
1. Wiązanie jonowe i metaliczne	– wyjaśnia pojęcie <i>wiązanie chemiczne</i> – wie, że atom, tracąc elektrony walencyjne, zyskuje nadmiar ładunków dodatnich i staje się jodem dodatnim – wie, że atom, przyłączając elektrony na	– wyjaśnia bierność chemiczną helowców – wyjaśnia pojęcia: <i>dublet</i> i <i>oktet elektronowy</i> – wylicza właściwości związków chemicznych o wiązaniach jonowych – korzysta z wartości	– omawia, w jaki sposób atomy innych pierwiastków mogą uzyskać konfigurację najbliższego helowca – rysuje wzory elektronowe typowych związków jonowych – omawia zmianę elektroujemności	– analizuje model kryształu jonowego – wymienia grupy związków chemicznych o budowie jonowej – rysuje schematy powstawania substancji o wiązaniu jonowym – wyjaśnia pojęcie <i>elektrony zdelokalizowane</i>	

	<p>powłokę walencyjną, zyskuje nadmiar ładunków ujemnych istaje się anionem</p> <p>– zapisuje symbole jonów dodatnich i ujemnych przy podanych ładunkach</p> <p>– wie, że wszystkie substancje, w których przeważa wiązanie jonowe, tworzą kryształy jonowe</p> <p>– definiuje pojęcie <i>wiązanie jonowe</i></p> <p>– definiuje pojęcie <i>kryształ jonowy</i></p> <p>– definiuje pojęcie <i>wiązanie metaliczne</i></p>	<p>elektroujemności wg Paulinga w celu obliczenia różnicy elektroujemności między łączącymi się atomami</p> <p>– wyjaśnia pojęcie <i>gaz elektronowy</i></p>	<p>pierwiastków w układzie okresowym</p> <p>– omawia właściwości metali wynikające z istnienia wiązań metalicznych</p>		
21. Wiązanie kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane	<p>– wyjaśnia pojęcia <i>cząsteczki homoatomowe</i> i <i>heteroatomowe</i></p> <p>– wyjaśnia pojęcia <i>wiążąca para elektronowa</i> i <i>niewiążąca para elektronowa</i></p> <p>– definiuje pojęcie <i>wiązanie</i></p>	<p>– zapisuje wzory elektronowe cząsteczek homoatomowych</p> <p>– zapisuje wzory cząsteczek dwupierwiastkowych o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych</p> <p>– zaznacza we</p>	<p>– omawia pojęcie <i>stopień polaryzacji wiązania</i></p> <p>– wyjaśnia pojęcie <i>biegunowość cząsteczki</i></p> <p>– <i>podaje przykłady drobin, w których występuje wiązanie koordynacyjne</i></p>	<p>– rysuje schemat tworzenia wiązania kowalencyjnego</p> <p>– wskazuje różnice i – <i>rysuje wzory elektronowe związków o wiązaniach koordynacyjnych</i></p> <p>– <i>wyjaśnia różnicę w tworzeniu się wiązania koordynacyjnego i kowalencyjnego</i></p>	

	<p><i>niespolaryzowane</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – wie, w jaki sposób powstaje wiązanie kowalencyjne – wyjaśnia pojęcie <i>wiązanie koordynacyjne</i> 	<p>wzorach cząsteczek pary elektronowe wiążące i niewiążące</p> <ul style="list-style-type: none"> – charakteryzuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane – podaje, co jest istotą wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego – wyjaśnia pojęcie <i>donor i akceptor pary elektronowej</i> 			
3. Budowa cząsteczek	<ul style="list-style-type: none"> – wie, że do przewidywania kształtu cząsteczek używa się metody VSEPR – wyjaśnia pojęcie <i>orbital molekularny</i> 	<ul style="list-style-type: none"> – zna założenia teorii VSEPR (wie, co to jest atom centralny i ligandy) – wie, w jaki sposób tworzy się wiązanie typu σ, a w jaki typu π 	<ul style="list-style-type: none"> – zna kształty cząsteczek określone za pomocą metody VSEPR – wyjaśnia teorię orbitali molekularnych – rysuje kształty molekularnych obszarów orbitalnych typu σ i typu π 	<ul style="list-style-type: none"> – potrafi określić kształt wskazanej cząsteczki za pomocą metody VSEPR – oblicza w cząsteczce liczbę wiązań typu σ i typu π 	<ul style="list-style-type: none"> – prowadzi spójne wyjaśnienie kształtu cząsteczki za pomocą metody VSEPR ze wskazaniem wszystkich założeń tej metody – rysuje schematy nakładania się orbitali atomowych tworzących wiązania typu σ i typu π
4. Hybrydyzacja orbitali atomowych	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie <i>hybrydyzacja</i> – wylicza rodzaje hybrydyzacji 	<ul style="list-style-type: none"> – podaje przykłady cząsteczek, w których atom centralny jest w stanie hybrydyzacji sp, sp^2, sp^3 	<ul style="list-style-type: none"> – rysuje kształty przestrzenne cząsteczek określonej hybrydyzacji 	<ul style="list-style-type: none"> – przedstawia tworzenie się orbitali molekularnych o hybrydyzacji sp, sp^2, sp^3 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia tworzenie się orbitalu wiążącego i antywiążącego

5. Oddziaływanie międzycząsteczkowe	– wymienia znane rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych	– podaje przykłady cząsteczek, między którymi tworzy się wiązanie wodorowe – definiuje moment dipolowy	– wyjaśnia pojęcia: wiązanie wodorowe, oddziaływania van der Waalsa, siły dyspersyjne	– potrafi uszeregować rodzaje oddziaływań zgodnie ze zmieniającą się siłą tych oddziaływań – wie, jak oddziaływania międzycząsteczkowe wpływają na właściwości substancji	
6. Związki kowalencyjne o strukturze molekularnej	– definiuje pojęcia kryształ jonowy oraz kryształ kowalencyjny	– omawia właściwości związków, w których przeważa wiązanie kowalencyjne	– omawia właściwości substancji wynikające z obecności wiązania wodorowego	– projektuje doświadczenie badające wpływ budowy związku na jego rozpuszczalność w rozpuszczalniku polarnym i niepolarnym	
7. Kryształy kowalencyjne	– opisuje budowę tlenku krzemu – wymienia właściwości tlenku krzemu wynikające z jego budowy – wyjaśnia pojęcie alotropii na przykładzie węgla – opisuje zastosowania odmian alotropowych wynikające z ich właściwości	– omawia właściwości związków, w których przeważa wiązanie kowalencyjne na przykładzie tlenku krzemu – wskazuje odmiany alotropowe węgla	– podaje przykłady minerałów zawierających tlenek krzemu i wymienia ich zastosowania – opisuje budowę struktury wewnętrznej odmian alotropowych	– wskazuje na związek budowy wewnętrznej odmian alotropowych z ich właściwościami	– podaje przykłady zastosowań odmian alotropowych węgla i wskazuje na ich związek z budową
Dział IV. KINETYKA I STATYKA CHEMICZNA					
1. Efekt	– podaje treść	– rozróżnia wśród	– rysuje oraz	– stosuje pojęcia <i>procesy egzoenergetyczne</i> i	– rysuje profile

energetyczny reakcji	<p>prawa zachowania masy</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: <i>układ fizyczny</i>, <i>reakcja</i> <i>egzoenergetyczna</i>, <i>endoenergetyczna</i>, <i>egzotermiczna</i> oraz <i>endotermiczna</i> – definiuje pojęcie <i>entalpia reakcji</i> – definiuje pojęcie <i>profil reakcji</i> – zna jednostkę entalpii 	<p>układów układ zamknięty, otwarty i izolowany</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie <i>kompleks aktywny</i> – wyjaśnia zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ – podaje przykłady reakcji egzo- i endoenergetycznych 	<p>omawia schematy układów otwartego, zamkniętego i izolowanego</p> <ul style="list-style-type: none"> – na podstawie zapisu $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ określa efekt energetyczny reakcji 	<p><i>endoenergetyczne oraz energia aktywacji</i></p> <p>do opisu energetycznych efektów przemian chemicznych</p>	energetyczne reakcji
2. Prawo Hessa	<ul style="list-style-type: none"> – podaje treść prawa Hessa 	<ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że wartość zmiany entalpii reakcji nie zależy od drogi reakcji 	<ul style="list-style-type: none"> – wie, czym są warunki standardowe reakcji – wie, czym jest stan początkowy i stan końcowy reakcji – potrafi narysować schemat cyklu termochemicznego reakcji 	<ul style="list-style-type: none"> – wykorzystuje wartości standardowych entalpii spalania do obliczenia standardowej wartości entalpii podanej reakcji – oblicza wartość standardowej entalpii reakcji na podstawie wartości standardowych reakcji tworzenia 	
3. Warunek zachodzenia reakcji chemicznych	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje energię aktywacji 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia proces zainicjowania przebiegu reakcji chemicznej 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia wpływ temperatury na wzrost energii substratów – na podstawie wartości energii aktywacji określa, która z danych reakcji zachodzi 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia wykres maxwellovskiego rozkładu energii cząsteczek gazu 	<ul style="list-style-type: none"> – interpretuje wykres rozkładu energii cząsteczek dla różnych temperatur

			szybciej		
4. Szybkość reakcji chemicznych	– wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji – podaje przykłady reakcji szybkich i powolnych	– definiuje szybkość reakcji jako zmianę stężenia reagenta w jednostce czasu	– wyjaśnia, w jaki sposób stężenie substratów, podwyższenie temperatury substratów oraz rozdrobnienie wpływają na szybkość reakcji	– wyjaśnia, w jaki sposób ciśnienie wpływa na szybkość reakcji zachodzących w fazie gazowej	– projektuje doświadczenia badające wpływ stężenia, temperatury oraz rozdrobnienia substancji reagującej na szybkość reakcji
5. Zależność szybkości reakcji od stężeń reagujących substancji		– wie, czym jest równanie kinetyczne reakcji chemicznej i stała szybkości reakcji chemicznej	– zapisuje równanie kinetyczne reakcji – określa rząd reakcji	– rozwiązuje zadania związane z szybkością reakcji	
6. Katalizatory i reakcje katalityczne	– definiuje pojęcie <i>katalizator</i> – definiuje pojęcie <i>enzym</i>	– dzieli katalizatory na homogeniczne i heterogeniczne	– wyjaśnia, jak działa katalizator – omawia działania katalizatora homogenicznego i katalizatora heterogenicznego	– podaje przykłady reakcji chemicznej, w której użyto katalizatora heterogenicznego, oraz takiej, w której użyto katalizatora heterogenicznego	– na podstawie zapisanego etapu równania chemicznego wskazuje wzór katalizatora, wzór produktu przejściowego oraz ustala równanie reakcji bez katalizatora – projektuje doświadczenie badające wpływ katalizatora na szybkość reakcji
7. Równowag	– dzieli reakcje na praktycznie	– wyjaśnia pojęcie <i>reakcja odwracalna</i>	– opisuje i wyjaśnia stan równowagi	– rysuje wykres zależności stężenia substratu do czasu przebiegu reakcji dla reakcji nieodwracalnych i reakcji odwracalnych	

a chemiczna	nieodwracalne oraz odwracalne – podaje przykłady reakcji nieodwracalnych	– stosuje strzałkę pojedynczą w równaniach chemicznych dla reakcji praktycznie nieodwracalnych oraz strzałki podwójne dla reakcji odwracalnych	dynamicznej	– omawia wykres zależności szybkości reakcji od czasu dla reakcji odwracalnych	
8. Stała równowagi	– zapisuje wyrażenia na stężeniową stałą	– zapisuje wyrażenia na stałą równowagi dla układów heterogenicznych	– interpretuje odwracalność procesów chemicznych i fizycznych	– wyjaśnia, na czym polega stan równowagi chemicznej	– interpretuje wartości stałych równowagi
9. Wpływ zmiany warunków na równowagi chemiczne	– definiuje regułę przekory	– wymienia czynniki wpływające na położenie stanu równowagi	– wyjaśnia, w jaki sposób temperatura, stężenia reagentów oraz ciśnienie wpływają na położenie stanu równowagi chemicznej – wyjaśnia, czy obecność katalizatora wpływa na położenie stanu równowagi chemicznej	– rozwiązuje zadania związane ze stanem równowagi chemicznej	
10. Obliczenia z wykorzystaniem stałych równowagi	– zapisuje wyrażenia na stężeniową stałą wskazanych reakcji	– oblicza stałe równowag chemicznych wskazanym reakcji	– oblicza stężenia równowagowe na podstawie wartości stałej równowagi reakcji	– oblicza stężenia początkowe stężenia substratów reakcji	interpretuje wyniki swoich obliczeń

OGÓLNE WYMAGANIA EDUKACYJNE I ZASADY OCENIANIA

Nauczyciel chemii w ZSB stosują średnią w technikum. Ocenie podlegają:

- prace klasowe w różnej formie (np. test, sprawdzian wiedzy, kartkówka)
- pisemne prace domowe
- realizacja kart pracy.

Wagi ocen

Forma pracy ucznia	waga
Praca i aktywność na lekcji	1
Każda forma pracy domowej	1
Kartkówka	2
Karta pracy	2
Projekt	2
Sprawdzian	3

Plusy i minusy

Za aktywność na lekcji nauczyciel może stawiać : plus "+" lub minus "-" Za uzyskane trzy plusy nauczyciel stawia ocenę bardzo dobrą (5) z aktywności o wadze 1. Za uzyskane trzy minusy nauczyciel stawia ocenę niedostateczną (1) z aktywności o wadze 1.

