Chemia

Roczny plan dydaktyczny dla szkół ponadpodstawowych − zakres rozszerzony

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Temat | Liczba godzin | Treści podstawy programowej | Cele ogólne  ( | Kształcone umiejętności.  Uczeń: | Propozycje metod nauczania  (kolejne punkty oznaczają metody alternatywne) | Propozycje środków dydaktycznych |
| Dział I. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna | | | | | | |
| 1. Lekcja organizacyjna | 1 | brak | – zapoznanie uczniów z przedmiotowym system oceniania, przepisami BHP i regulaminem pracowni chemicznej | – umiejętność bezpiecznego posługiwania się sprzętem laboratoryjnym  – odpowiedzialność za swoje postępy w nauce | – wykład połączony z prezentacją posiadanego sprzętu | – regulamin pracowni chemicznej  – przedmiotowy system oceniania  – podstawowy sprzęt laboratoryjny |
| 2. Lekcja powtórzeniowa | 1 | podstawa programowa dla szkół podstawowych z zakresu chemii nieorganicznej | – przypomnienie podstawowych pojęć i praw poznanych w szkole podstawowej, jak *atom, cząsteczka, związek chemiczny, wiązanie, wiązanie jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane, elektroujemność tlenki, wodorotlenki, sole, prawo zachowania masy, gęstość* itp.  – ustalenie poziomu startowego w danym zespole klasowym | – utrwalenie pojęć i wzorów niezbędnych do dalszej efektywnej nauki  – zwiększenie biegłości rachunkowej | ‒ quiz | – karty z pytaniami przygotowane na kartkach  – tabela z punktacją |
| 3. Masa atomowa | 1 | I.2. | – zapoznanie z pojęciami: *masa atomowa, atomowa jednostka masy*  – odczytywanie mas atomowych pierwiastków w układzie okresowym  – zapoznanie z możliwościami odnajdywania wartości mas atomowych w różnych tablicach | – definiuje atomową jednostkę masy  – definiuje masę atomową  – zna jednostkę masy atomowej i cząsteczkowej  – odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków chemicznych  – oblicza masę atomową pierwiastka z wykorzystaniem wartości atomowej jednostki masy i masy pojedynczego atomu oraz odszukuje ten pierwiastek w układzie okresowym pierwiastków  – oblicza masy pojedynczych atomów i cząsteczek w gramach  – korzysta z tablic fizykochemicznych, na przykład z tablic zawierających alfabetyczny spis pierwiastków, i odczytuje w nich wartości mas atomowych pierwiastków chemicznych  – określa, jak zmienia się masa atomowa pierwiastków chemicznych wraz ze wzrostem ich liczby atomowej, oraz wskazuje pierwiastki, które nie stosują się do tej zasady | 1.  – elementy wykładu  – praca w grupach (wypełnianie kart pracy)  – praca z tekstem podręcznika  – praca z układem okresowym pierwiastków chemicznych  – indywidualna praca ucznia  – metoda aktywizująca:  wzajemna ocena prac pisemnych przez uczniów  2.  – metoda PLAKAT–FOLDER  – metoda naprowadzająca  – praca z układem okresowym pierwiastków chemicznych  – praca w grupach | – karty pracy  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – podręcznik  – zbiór zadań  – papier plakatowy  – flamastry |
| 4. Izotopy | 1 | I.1., I.3. | – kształcenie umiejętności obliczania masy atomowej pierwiastka chemicznego na podstawie jego składu izotopowego  − rozwijanie umiejętności ustalania składu izotopowego pierwiastka w % masowych na podstawie jego masy atomowej | – definiuje pojęcie *izotop*  – wyjaśnia pojęcie *pierwiastki izotopowo czyste*  – podaje przykłady izotopów  – wymienia izotopy wodoru  – dzieli izotopy na naturalne i sztuczne oraz na trwałe i promieniotwórcze  – porównuje właściwości fizyczne i chemiczne izotopu tego samego pierwiastka  – wie, w jaki sposób zapisuje się nazwy izotopów tego samego pierwiastka  – oblicza skład izotopowy pierwiastka w % masowych na podstawie jego masy atomowej  – oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego  – wyjaśnia, dlaczego masa atomowa nie jest liczbą całkowitą  – definiuje masę atomową jako średnią masę atomową wynikającą z procentowej zawartości jego izotopów | – elementy wykładu  – praca z tekstem podręcznika  – praca w grupach | – podręcznik  – zbiór zadań  – karty pracy |
| 5. Reakcje jądrowe | 2 | I.4. | – uświadomienie zależności między składem jądra atomowego a jego trwałością  – kształcenie umiejętności korzystania z różnych źródeł informacji, w tym z internetu | – opisuje zjawisko promieniotwórczości naturalnej  – wyjaśnia, na czym polega promieniotwórczość sztuczna  – omawia skutki działania promieniowania na organizmy żywe  – omawia zastosowanie izotopów promieniotwórczych  – omawia wkład Marii Skłodowskiej-Curie w badania nad promieniotwórczością  – charakteryzuje promieniowanie α, β, γ  – opisuje zdolność przenikania promieniowania przez osłony  – wyjaśnia, na czym polega przemiana α i β  – zapisuje równania przemian α i β  – uzupełnia równania przemian α i β | 1.  – metoda projektu  – wystawa przygotowanych prac  – referaty uczniowskie  – elementy wykładu  – foliogramy  – praca w grupach  2.  – wykład z wykorzystaniem foliogramów  – praca w grupach | – podręcznik  – literatura popularnonaukowa  – internet  – zbiór zadań  – karty pracy |
| 6. Okres półtrwania | 1 | I.4. |  | – definiuje pojęcie okres połowicznego rozpadu  – posługuje się okresem połowicznego rozpadu dla określenia trwałości pierwiastka  – określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie  – określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu promieniotwórczego, który wypromieniował w określonym czasie  – określa na podstawie wykresu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie  – konstruuje wykres zależności upływającego czasu od masy pierwiastka promieniotwórczego pozostającego w próbce |  |  |
| 7. Mol i masa molowa | 1 | I.1., I.2. | – zapoznanie z pojęciami: *mol, milimol, kilomol, masa molowa, stała Avogadra*  – ćwiczenie umiejętności obliczania masy molowej związków organicznych i nieorganicznych oraz jonów  – ćwiczenie umiejętności rozwiązywania zadań rachunkowych związanych z pojęciami: *masa molowa, liczba cząsteczek i atomów, liczba moli* | – definiuje pojęcie mola jako miary liczności materii  – definiuje pojęcia: *masa molowa, liczba Avogadra*  – oblicza masy molowe związków nieorganicznych i organicznych  – zna jednostkę masy molowej  – wyjaśnia zależność pomiędzy wartością liczbową masy atomowej i cząsteczkowej a wartością liczbową masy molowej  – oblicza masy molowe jonów  – oblicza liczbę moli w próbce o danej masie  – oblicza masę danej ilości moli substancji  – oblicza liczbę moli, znając liczbę cząsteczek danej substancji  – oblicza masę danej liczby cząsteczek lub atomów  – oblicza masę pojedynczych cząsteczek i atomów  – oblicza liczbę atomów i cząsteczek w próbce związku chemicznego o znanej masie  – zna wzór na obliczenie liczby moli substancji | 1.  – elementy wykładu  – praca w grupach (wypełnianie kart pracy)  – praca z tekstem podręcznika  – praca z układem okresowym  2.  – metoda naprowadzająca  – indywidualna praca ucznia  – metoda aktywizująca:  wzajemna ocena prac pisemnych przez uczniów | – karty pracy  – podręcznik  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – zbiór zadań |
| 8. Molowa objętość gazów | 2 | I.6., I.8. | – zapoznanie z prawem Avogadra  – zapoznanie z pojęciem *warunki normalne*  – zapoznanie z wartością liczbową objętości molowej gazów w warunkach normalnych | – określa parametry warunków normalnych  – definiuje prawo Avogadra  – zna zależność między objętością, masą i gęstością  – oblicza objętość substancji przy danej masie i jej gęstości  – podaje wartość objętości jednego mola substancji gazowej w warunkach normalnych  – przelicza objętość gazu w warunkach normalnych na liczbę moli  – przelicza liczbę moli substancji na objętość w warunkach normalnych  – oblicza gęstość gazów w warunkach normalnych  – oblicza liczbę drobin w danej objętości substancji gazowej  – oblicza i porównuje liczbę drobin substancji różnych gazów zawartych w danej masie związku chemicznego  – oblicza i porównuje objętości substancji gazowych o danej liczbie molekuł  – rozumie, że liczba drobin substancji gazowej zawarta w danej objętości zależy od temperatury i ciśnienia  – wykonuje doświadczenie w celu porównania objętości 1 mola różnych pierwiastków o stałym stanie skupienia i wyjaśnia, co wpływa na ich różnice | 1.  – elementy wykładu  – praca z tekstem podręcznika  – metoda PLAKAT–FOLDER  – praca w grupach  2.  – metoda naprowadzająca  – praca w grupach  – praca z tekstem podręcznika | – karty pracy  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – podręcznik  – zbiór zadań  – papier plakatowy  – flamastry  – odczynniki i sprzęt laboratoryjny: propanol, woda, siarka, tlenek magnezu, manganian(VII) potasu, cylindry miarowe, szkiełka zegarkowe |
| 9. Równanie Clapeyrona | 1 | I.8. | – zapoznanie z wpływem temperatury i ciśnienia na objętość gazów  – obliczanie objętości gazów w warunkach innych niż normalne  – zapoznanie z równaniem Clapeyrona  – stosowanie równania Clapeyrona do obliczeń chemicznych | – określa parametry warunków standardowych  – definiuje pojęcie gaz doskonały  – zna wzór określający równanie Clapeyrona (równanie gazu doskonałego)  – oblicza objętość gazów w warunkach innych niż normalne  – oblicza ciśnienie i temperaturę określonej liczby moli w warunkach innych niż normalne | – elementy wykładu  – praca w grupach (wypełnianie kart pracy)  – praca z tekstem podręcznika | – karty pracy  – podręcznik  – zbiór zadań  – układ okresowy pierwiastków chemicznych |
| 10. Wyznaczanie wzoru związku chemicznego | 2 | wiadomości ze szkoły podstawowej  I.5. | – przypomnienie z gimnazjum prawa stałości składu  – ćwiczenie umiejętności rozwiązywania zadań z zastosowaniem prawa stałości składu  – ćwiczenie umiejętności ustalania wzorów empirycznych i rzeczywistych przy określonych danych | – wie, w jaki sposób sprawdzić słuszność prawa stałości składu  – wyjaśnia najważniejszą różnicę pomiędzy związkiem chemicznym a mieszaniną  – oblicza skład procentowy związku chemicznego przy podanym wzorze sumarycznym  – projektuje doświadczenie w celu potwierdzenia prawa stałości składu  – rysuje schemat doświadczenia potwierdzającego słuszność prawa stałości składu  – definiuje treść prawa stałości składu  – oblicza stosunek masowy pierwiastków tworzących związek chemiczny  – wyjaśnia pojęcia: *wzór sumaryczny, wzór elementarny (empiryczny) i wzór rzeczywisty związku chemicznego*  – rozwiązuje zadania oparte na prawie stałości składu  – ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie składu ilościowego  – oblicza liczbę drobin substancji w określonej objętości gazu | 1.  – elementy wykładu  – metoda naprowadzająca  – praca w grupach  2.  – metoda eksperymentu  – praca w grupach | – karty pracy  – podręcznik  – zbiór zadań  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – odczynniki i sprzęt laboratoryjny: łyżeczka do spalań, palnik, waga laboratoryjna, magnez |
| 11. Stechiometryczny stosunek reagentów | 2 | I.6., I.7 | – ćwiczenie umiejętności interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym, objętościowym (dla reakcji przebiegających w fazie gazowej)  – kształcenie umiejętności dokonywania obliczeń z zastosowaniem pojęcia mola  – kształcenie umiejętności wykonywania obliczeń na podstawie równań reakcji chemicznej  – kształcenie umiejętności budowania algorytmu wykonywania obliczeń na podstawie molowej, objętościowej i masowej interpretacji równania reakcji chemicznej | – definiuje pojęcia: *molowy, masowy i objętościowy stosunek stechiometryczny*  – 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  – rozumie, że stosunek stechiometryczny jest wielkością charakterystyczną danej reakcji chemicznej  – 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  – oblicza liczbę moli produktu reakcji przy dowolnej liczbie moli jednego z substratów  – 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  – oblicza masę, liczbę moli, liczbę molekuł oraz objętość substratu gazowego, jakich należy użyć, aby otrzymać określoną ilość produktu  – oblicza liczbę moli reagentów na podstawie molowej interpretacji procesu chemicznego  – oblicza łączną objętość gazowych produktów powstających w badanym procesie z określonej ilości substratu | 1.  – praca w grupach (wypełnianie kart pracy)  – elementy wykładu  2. metoda – przystanki tematyczne | – karty pracy  – zbiór zadań  – podręcznik  – układ okresowy pierwiastków chemicznych |
| 12. Niestechiometryczny stosunek regentów | 2 | I.7. | – kształcenie umiejętności obliczania dla mieszanin niestechiometrycznych z wykorzystaniem mola, masy molowej i objętości molowej | – oblicza, czy dana ilość jednego z substratów wystarczy do przebiegu reakcji z daną ilością drugiego substratu  – definiuje pojęcia substrat użyty w nadmiarze, substrat użyty w niedomiarze  – rozumie, co to znaczy zmieszać substraty w stosunku niestechiometrycznym  – oblicza ilość substratu użytego w nadmiarze  – oblicza liczbę moli, masę, liczbę molekuł oraz objętość gazowego produktu reakcji przy niestechiometrycznej ilości użytych substratów  – 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  – projektuje doświadczenie ilustrujące zależność masy produktu od masy użytego substratu | 1.  – metoda TRÓJKĄTA  – eksperyment  – praca w grupach  2.  – elementy wykładu  – eksperyment  – praca w grupach | – papier plakatowy  – flamastry  – podręcznik  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – odczynniki i sprzęt laboratoryjny: azotan(V) srebra, chlorek potasu, woda destylowana, alkohol, waga laboratoryjna, zlewki, palnik, lejek, suszarka |
| 13. Wydajność reakcji | 1 | I.7. | – kształcenie umiejętności rozwiązywania zadań z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczących mas substratów i produktów | – rozumie, co to znaczy, że reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością  – wymienia przyczyny, dlaczego na ogół otrzymuje się mniej produktów, niż wynika to ze stosunku stechiometrycznego  – oblicza wydajność reakcji dla podanej ilości użytych substratów i otrzymanej ilości danych produktów  – oblicza, ile należy użyć substratu w celu otrzymania konkretnej ilości produktu, jeśli reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością  – oblicza procentową wydajność reakcji na podstawie wykresu ilustrującego zależność ilości otrzymanego produktu przy użyciu danej ilości substratu | – elementy wykładu  – metoda problemowa  – praca w grupach | – karty pracy  – zbiór zadań  – podręcznik  – układ okresowy pierwiastków chemicznych |
| Podsumowanie wiadomości | 1 | do wykorzystania:  – zbiór zadań  – karty pracy  – zadania z arkuszy maturalnych | | | | |
| Sprawdzian umiejętności | 1 |  | | | | |
| Dział II. Budowa atomu | | | | | | |
| 1. Rozwój teorii budowy atomu | 1 | wiadomości ze szkoły podstawowej  oraz II.1. | – kształcenie umiejętności korzystania ze źródeł informacji, w tym z internetu | – wymienia nazwiska uczonych, którzy wnieśli wkład w wyjaśnienie budowy atomu  – zna symbol oraz elementarny ładunek elektronu  – zna masę i ładunek elektronu  – omawia starożytne teorie budowy atomów  – wie, kto odkrył elektron i neutron  – wie, że elektron ma właściwości dualistyczne  – omawia założenia teorii budowy atomu wg Daltona  – omawia planetarny model budowy atomu wg Rutherforda  – omawia budowę atomu przedstawioną przez Bohra  – omawia postulaty teorii atomu wg Bohra  – opisuje chmurę elektronową jako miejsce prawdopodobnego znalezienia elektronu  – wyjaśnia hipotezę Louisa de Broglie’a  – definiuje właściwość materii zwaną dualizmem korpuskularno-falowym  – wyjaśnia zasadę nieoznaczoności Heisenberga | – metoda LINIA CZASU  – referaty uczniowskie | – podręcznik  – literatura wskazana przez nauczyciela  – notatki przygotowane na podstawie materiałów z internetu  – papier plakatowy  – flamastry  – foliogramy |
| 2. Kwantowo-mechaniczny model atomu | 2 | Wiadomości ze szkoły podstawowej  II.1., II.2 | – przypomnienie umiejętności określania liczby cząstek w atomie oraz składu jądra atomowego  – kształcenie umiejętności obliczana liczb kwantowych na podstawie poznanych zależności między nimi | – wie, że jądro jest obiektem naładowanym dodatnio  – wylicza cząstki wchodzące w skład jądra atomu: nukleony, czyli protony (p) i neutrony (n)  – wskazuje miejsce znajdowania się elektronów  – rozumie, że sumaryczny ujemny ładunek elektronów w atomie równy jest wartości ładunku jądra  – definiuje pojęcie *powłoka elektronowa*  – określa na podstawie zapisu  liczbę cząstek w atomie  – definiuje pojęcie *nuklid*  – definiuje pojęcie *stan kwantowy*  – wymienia liczby kwantowe  – definiuje pojęcie *poziom orbitalny*  – definiuje pojęcie *powłoki elektronowe*  – definiuje pojęcie *podpowłoka* elektronowa  – wyjaśnia pojęcie: poziom orbitalny  – definiuje zakaz Pauliego  – charakteryzuje liczby kwantowe  – omawia zależności pomiędzy liczbami kwantowymi  – oblicza wartości liczb kwantowych: orbitalnej i magnetycznej, dla danej wartości głównej liczby kwantowej  – wyjaśnia zasadę nieoznaczoności Heisenberga  – interpretuje orbital jako rozwiązanie równania Schrödingera  – rozpoznaje kształty orbitali *s*, *p* i *d*  – rozumie, że o wielkości atomowych obszarów orbitalnych decyduje wartość głównej liczby kwantowej | – elementy wykładu  – praca w grupach | – podręcznik  – foliogramy  – karty pracy  – układ okresowy |
| 3. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów | 3 | II.2., II.3, II.4 | – kształcenie umiejętności rozpoznawania kształtu orbitali s, p i d  – kształcenie umiejętności zapełniania elektronami atomowych obszarów orbitalnych w atomie wodoru i w atomach wieloelektronowych  – kształcenie umiejętności zapisywania konfiguracji elektronowej pierwiastków do Z = 36 na powłokach i podpowłokach | – rozpoznaje kształty orbitali *s* i *p*  – rysuje orbitale *s* i *p*  – rozumie, że o wielkości atomowych obszarów orbitalnych decyduje wartość głównej liczby kwantowej  – rysuje orbitale systemem klatkowym  – określa liczbę i rodzaj orbitali należących do czterech pierwszych powłok  – omawia schemat zapełniania elektronami atomowych obszarów orbitalnych w atomie wodoru i w atomach wieloelektronowych  − elektronom danego orbitalu przypisuje konkretne liczby kwantowe  – określa stan podstawowy i stan wzbudzony elektronu  – rysuje schemat ukośnika dla zapisu konfiguracji elektronowej pierwiastków grup głównych  – definiuje regułę Hunda  – definiuje zakaz Pauliego  – wyjaśnia pojęcia *elektrony walencyjne, elektrony rdzeniowe*  – stosuje regułę Hunda dla zapisu konfiguracji elektronowej zapisanej systemem klatkowym  – stosuje zakaz Pauliego przy zapisie konfiguracji elektronowej  – wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków grup głównych  – 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 *elektrony sparowane, elektrony niesparowane* | – elementy wykładu  – metoda naprowadzająca  – praca w grupach | – foliogramy  – układ okresowy pierwiastków  – podręcznik  chemicznych  – karty pracy  – zbiór zadań |
| 4. Układ okresowy pierwiastków a konfiguracja elektronowa atomu | 2 | II.5. | – kształcenie umiejętności wyciągania wniosków dotyczących zależności budowy atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym | – definiuje prawo okresowości  – wskazuje bloki konfiguracyjne *s*, *p* i *d* w układzie okresowym  – wie, jaka jest zależność między położeniem pierwiastka w układzie okresowym a liczbą elektronów walencyjnych atomów pierwiastków grup głównych oraz liczbą powłok  – omawia budowę układu okresowego Mendelejewa  – na podstawie konfiguracji elektronowej atomu wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym  – wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków bloku konfiguracyjnego *d*  – na podstawie konfiguracji elektronów walencyjnych wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym  – omawia zmianę aktywności metali i  niemetali w grupach głównych układu okresowego pierwiastków chemicznych  – uzasadnia trwałość jonów i atomów mających całkowicie lub połowicznie zapełnione elektronami podpowłoki  – wyjaśnia, od czego zależy przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych *s*, *p* i *d* | – metoda naprowadzająca z ćwiczeniami uczniowskimi  – praca w grupach | – podręcznik  – foliogramy  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – zbiór zadań  – karty pracy |
| Podsumowanie wiadomości | 1 | – przykładowe zadania z arkuszy maturalnych  – zbiór zadań | | | | |
| Sprawdzian | 1 |  | | | | |
| III. Wiązania chemiczne | | | | | | |
| 1. Wiązanie jonowe i metaliczne | 1 | wiadomości ze szkoły podstawowej,  III.1., III.2. | – przypomnienie pojęcia bierność chemiczna helowców  – utrwalenie umiejętności przewidywania konfiguracji, jaką uzyska dany atom grupy głównej podczas tworzenia wiązania chemicznego  – porównywanie wielkości promienia kationu i anionu z promieniem atomu, z którego te jony powstały  – kształcenie umiejętności określania ładunku jonu  – przypomnienie istoty wiązania jonowego oraz sposób jego powstawania  – ćwiczenie umiejętności rysowania schematu powstawania wiązania jonowego  – zapoznanie z naturą wiązania metalicznego i wynikającymi z tego konsekwencjami dla metali | – wyjaśnia pojęcie *wiązanie chemiczne*  – wie, że atom, tracąc elektrony walencyjne, zyskuje nadmiar ładunków dodatnich i staje się jonem dodatnim  – wie, że atom, przyłączając elektrony na powłokę walencyjną, zyskuje nadmiar ładunków ujemnych i staje się anionem  – zapisuje symbole jonów dodatnich i ujemnych przy podanych ładunkach  – wie, że wszystkie substancje, w których przeważa wiązanie jonowe, tworzą kryształy jonowe  – definiuje pojęcie *wiązanie jonowe*  – definiuje pojęcie *kryształ jonowy*  – wyjaśnia, co jest istotą wiązania jonowego  – rysuje wzory elektronowe typowych związków jonowych  – rysuje schematy powstawania substancji o wiązaniu jonowym  – definiuje pojęcie *wiązanie metaliczne*  – wyjaśnia pojęcie *gaz elektronowy*  – omawia właściwości metali wynikające z istnienia wiązań metalicznych  – wyjaśnia pojęcie *elektrony zdelokalizowane* | 1.  – elementy wykładu  – praca w grupach  2.  – elementy wykładu  – metoda PLAKATU  – praca w grupach  3. elementy wykładu  – eksperyment (otrzymanie chloru do reakcji wymaga wyciągu)  – praca w grupach | – podręcznik  – foliogram  – zbiór zadań  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – tabela elektroujemności wg Paulinga  – karty pracy  – papier plakatowy  – flamastry  – odczynniki: manganian(VII) potasu, kwas solny, sód, woda |
| 2. Wiązanie kowalencyjne | 2 | wiadomości ze szkoły podstawowej,  III.1., III.2. | – przypomnienie i utrwalenie umiejętności określania wiązania kowalencyjnego i kowalencyjnego spolaryzowanego na podstawie różnicy elektroujemności  – ćwiczenie umiejętności rysowania schematu tworzenia wiązania kowalencyjnego  – wyjaśnienie sposobu tworzenia wiązania koordynacyjnego  – ćwiczenie umiejętności rysowania schematu powstawania wiązania koordynacyjnego | – wyjaśnia pojęcia *cząsteczki homoatomowe, heteroatomowe*  – wyjaśnia pojęcia: *wiążąca para elektronowa, niewiążąca para elektronowa*  – definiuje pojęcie *wiązanie niespolaryzowane*  – wie, w jaki sposób powstaje wiązanie kowalencyjne  – zapisuje wzory elektronowe cząsteczek homoatomowych  – zapisuje wzory cząsteczek dwupierwiastkowych o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych  – zaznacza we wzorach cząsteczek pary elektronowe wiążące i niewiążące  – charakteryzuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane  – omawia pojęcie *stopień polaryzacji wiązania*  – wyjaśnia pojęcie *biegunowość cząsteczki*  – rysuje schemat tworzenia wiązania kowalencyjnego  – podaje, co jest istotą wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego  – wskazuje różnice i podobieństwo w budowie cząsteczek spolaryzowanych i niespolaryzowanych  – wyjaśnia pojęcia donor i akceptor pary elektronowej  – wyjaśnia pojęcie wiązanie koordynacyjne  – podaje przykłady drobin, w których występuje wiązanie koordynacyjne  – wyjaśnia różnicę w tworzeniu się wiązania koordynacyjnego i kowalencyjnego  – rysuje wzory elektronowe związków o wiązaniach koordynacyjnych  – wyjaśnia pojęcie *jony złożone*  – podaje przykłady jonów złożonych  – określa rodzaje wiązań występujących w podanych jonach złożonych | 1.  – elementy wykładu  – praca w grupach  2.  – elementy wykładu  – praca w grupach  – metoda PLAKATU | – podręcznik  – zbiór zadań  – układ okresowy pierwiastków chemicznych  – karty pracy  – papier plakatowy  – flamastry |
| 3. Budowa cząsteczek | 2 | III.3, III.4 | – zapoznanie uczniów z metodą VSEPR  – kształtowanie umiejętności określania budowy cząsteczek za pomocą metody VSEPR | – zna założenia metody VSEPR ‒ wie, że wiążące pary elektronowe odpychają się od siebie  – wie, że wolne pary elektronowe mają również wpływ na kształt cząsteczki  – potrafi określić kształt cząsteczki na podstawie założeń metody VSEPR: odnaleźć atom centralny i ligandy, potrafi określić na podstawie liczby ligandów geometrię cząsteczki  – potrafi określić wpływ wolnych par elektronowych na kształt cząsteczki  – wyjaśnia pojęcie *orbital molekularny*  – wie, w jaki sposób tworzy się wiązanie typu σ, a w jaki typu π  – rysuje kształty molekularnych obszarów orbitalnych typu σ i typu π  –– wyjaśnia teorię orbitali molekularnych  – rysuje schematy nakładania się orbitali atomowych tworzących wiązania typu σ i typu π  – oblicza w cząsteczce liczbę wiązań typu σ i typu π | – metoda naprowadzająca  – metoda ilustracyjna  – praca w grupach | – podręcznik  – zbiór zadań  – modele  – karty pracy |
| 4. Hybrydyzacja orbitali atomowych | 2 | III.3, III.4 | – kształcenie umiejętności przewidywania budowy przestrzennej cząsteczek na podstawie rodzaju hybrydyzacji atomu centralnego | – definiuje pojęcie *hybrydyzacja*  – wylicza rodzaje hybrydyzacji  – podaje przykłady cząsteczek, w których atom centralny jest w stanie hybrydyzacji sp, sp2, sp3  – podaje kształty cząsteczek o określonej hybrydyzacji  – rysuje kształty przestrzenne cząsteczek o określonej hybrydyzacji  – przedstawia tworzenie się orbitali o hybrydyzacji sp, sp2, sp3 | – elementy wykładu  – metoda ilustracyjna  – praca z tekstem podręcznika | – foliogramy (lub płyta)  – podręcznik  – zbiór zadań |
| 5. Oddziaływania międzycząsteczkowe | 1 | III.5, III.6, | – wyjaśnienie oddziaływań międzycząsteczkowych i ich wpływu na stan skupienia substancji | – wyjaśnia pojęcia: wiązanie wodorowe, oddziaływania van der Waalsa, odziaływania dyspersyjne  – definiuje moment dipolowy  – potrafi uszeregować rodzaje odziaływań cząsteczkowych ze względu na ich siłę  – rozumie i opisuje mechanizm powstawania wiązań wodorowych  – wie, jak oddziaływania międzycząsteczkowe wpływają na właściwości substancji | – elementy wykładu  – metoda ilustracyjna  – praca z tekstem podręcznika | – foliogramy  – podręcznik  – zbiór zadań |
| 6. Związki kowalencyjne o strukturze molekularnej | 1 | III.6, III.7, III.8 | – kształcenie umiejętności opisywania i przewidywania wpływu rodzaju wiązania na właściwości fizykochemiczne substancji | – definiuje pojęcie *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 | – elementy wykładu  – praca w grupach  – eksperyment | – podręcznik  – karty pracy  – odczynniki: glukoza, etanol, stearyna, olej roślinny, benzyna, woda |
| 7. Kryształy kowalencyjne | 1 | III.6, III.7, III.8, III.9 | – wyjaśnienie pojęcie kryształy kowalencyjne  – kształcenie umiejętności samodzielnego zdobywania wiedzy z dostępnych źródeł | – opisuje budowę tlenku krzemu  – wymienia właściwości tlenku krzemu wynikające z jego budowy  – wymienia odmiany kwarcu i podaje ich zastosowania  – wyjaśnia pojęcie alotropii na przykładzie węgla  – wskazuje odmiany alotropowe węgla  – opisuje budowę struktury wewnętrznej odmian alotropowych  – opisuje zastosowania odmian alotropowych wynikające z ich właściwości  – wskazuje na związek budowy wewnętrznej odmian alotropowych z ich właściwościami | – elementy wykładu  – referaty uczniowskie | – internet  – literatura popularnonaukowa |
| Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności | 1 | – przykładowe zadania z arkuszy maturalnych  – zbiór zadań | | | | |
| Sprawdzian | 1 |  | | | | |
| **IV. Kinetyka i statyka chemiczna** | | | | | | |
| 1. Efekty energetyczne reakcji chemicznych | 1 | IV.5, IV.10, IV.11 | – zapoznanie z energetycznym bilansem reakcji | – definiuje pojęcia: *układ, układ izolowany, układ otwarty, układ zamknięty reakcja egzoenergetyczna, endoenergetyczna, egzotermiczna oraz endotermiczna*  – definiuje pojęcie *entalpia reakcji*  – definiuje pojęcie *profil reakcji*  – zna jednostkę entalpii  – wyjaśnia pojęcie *kompleks aktywny*  – wyjaśnia zapis ΔΗ < 0 i ΔH > 0  – podaje przykłady reakcji egzo- i endoenergetycznych  – na podstawie zapisów: ΔΗ < 0 i ΔH > 0 określa efekt energetyczny  reakcji  – stosuje pojęcia: *procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne* oraz *energia aktywacji*  do opisu efektów energetycznych przemian chemicznych  – rysuje profile energetyczne reakcji | – elementy wykładu  – metoda ilustracyjna  – praca w grupach  – praca z tekstem podręcznika | – podręcznik  – foliogramy  – karty pracy |
| 2. Prawo Hessa | 2 | IV.12 | ‒ zapoznanie z treścią prawa Hessa  ‒ ćwiczenie umiejętności rachunkowych wykonywanych na podstawie prawa Hessa | – zna treść prawa Hessa  – zna pojęcie *zmiana entalpii*  – wie, czym są warunki standardowe reakcji  – wie, czym jest stan początkowy i stan końcowy reakcji  – potrafi wykorzystać dane tabelaryczne zawierające wartości zmian entalpii spalania i entalpii tworzenia do obliczenia zmiany entlpii wskazanych reakcji | – elementy wykładu  – ćwiczenia rachunkowe  – karty pracy | – podręcznik  – zbiór zadań  – karty pracy |
| 3. Warunek zachodzenia reakcji chemicznych | 1 | IV.2. | – zapoznanie z czynnikami, jakie muszą zaistnieć, aby zaszła reakcja chemiczna | – definiuje energię aktywacji  – omawia proces zainicjowania przebiegu reakcji chemicznej  – omawia wpływ temperatury na wzrost energii substratów  – na podstawie wartości energii aktywacji określa, która z danych reakcji zachodzi szybciej  – omawia wykres maxwellowskiego rozkładu energii cząsteczek gazu  – interpretuje wykres rozkładu energii cząsteczek dla różnych temperatur | – elementy wykładu  – metoda ilustracyjna | – podręcznik  – foliogramy |
| 4. Szybkość reakcji chemicznych | 1 | IV.1, IV.2 | – zapoznanie z pojęciem szybkość reakcji oraz z czynnikami, które mogą zmienić szybkość reakcji | – wyjaśnia pojęcie *szybkość reakcji*  – wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji  – podaje przykłady reakcji szybkich i powolnych  – dzieli reakcje na jednoetapowe i wieloetapowe  – 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 temperatury, stężenia oraz rozdrobnienia substancji reagującej na szybkość reakcji | – elementy wykładu  – eksperyment  – praca w grupach | – podręcznik  – foliogramy  – karty pracy  – odczynniki i sprzęt laboratoryjny: szczypce żelazne, zlewki, chloran(V) potasu, siarczanu(IV) sodu, kwas siarkowy(VI), folia aluminiowa, sproszkowany glin |
| 5. Zależność szybkości reakcji od stężeń reagujących substancji | 2 | IV.3, IV.4 |  | – wyjaśnia pojęcia: *równanie kinetyczne reakcji chemicznej, stała szybkości reakcji chemicznej*  – określa rząd reakcji  – rozwiązuje zadania związane z szybkością reakcji | – elementy wykładu  – ćwiczenia rachunkowe  – karty pracy | – podręcznik  – zbiór zadań  – karty pracy |
| 6. Katalizatory i reakcje katalityczne | 1 | IV.6 | – zapoznanie z wpływem katalizatora na zmianę szybkości reakcji | – definiuje pojęcie *katalizator*  – definiuje pojęcie *enzym*  – dzieli katalizatory na homogeniczne i heterogeniczne  – wyjaśnia, jak działa katalizator  – wyjaśnia pojęcia: *katalizator homogeniczny, katalizator heterogeniczny*  – podaje przykłady reakcji chemicznej, w której użyto katalizatora heterogenicznego, oraz takiej, w której użyto katalizatora heterogenicznego  – na podstawie zapisanego etapami równania chemicznego wskazuje wzór katalizatora, wzór produktu przejściowego oraz ustala równanie reakcji bez katalizatora | – elementy wykładu  – eksperyment  – praca z tekstem podręcznika | – odczynniki i sprzęt laboratoryjny: probówki, łuczywko, nadtlenek wodoru, tlenek manganu(IV), mały kawałek wątroby, mały kawałek ziemniaka, mały kawałek selera  – podręcznik  – foliogramy |
| 7. Równowaga chemiczna | 1 | IV.7 | – zapoznanie z pojęciem odwracalność reakcji  – kształcenie umiejętności określania reakcji praktycznie nieodwracalnych oraz zapisywania równań reakcji praktycznie nieodwracalnych i odwracalnych  – zapoznanie z pojęciem stan równowagi chemicznej | – dzieli reakcje na praktycznie nieodwracalne oraz na odwracalne  – podaje przykłady reakcji nieodwracalnych  – stosuje strzałkę pojedynczą w równaniach chemicznych dla reakcji praktycznie nieodwracalnych oraz strzałki podwójne dla reakcji odwracalnych  – odróżnia reakcje odwracalne i nieodwracalne na podstawie podanej charakterystyki układu  – interpretuje wykres zmian szybkości reakcji odwracalnej w kierunku tworzenia produktów i substratów  – opisuje i wyjaśnia stan równowagi dynamicznej  – rysuje wykres zależności stężenia substratu do czasu przebiegu reakcji dla reakcji odwracalnych i reakcji nieodwracalnych | – elementy wykładu  – metoda ilustracyjna | – podręcznik  – zbiór zadań  – foliogramy |
| 8. Stała równowagi chemicznej | 2 | IV.7,IV.8 | – kształcenie umiejętności zapisywania wyrażenia na stężeniową stałą równowagi reakcji odwracalnej na podstawie jej równania stechiometrycznego | – definiuje stan równowagi dynamicznej  – zapisuje wyrażenia na stałą równowagi dynamicznej  – interpretuje wyrażenia stałych równowagi | – kształcenie umiejętności zapisywania wyrażenia na stężeniową stałą równowagi reakcji odwracalnej na podstawie jej równania stechiometrycznego | – definiuje stan równowagi dynamicznej  – zapisuje wyrażenia na stałą równowagi dynamicznej  – interpretuje wyrażenia stałych równowagi |
| 9. Wpływ zmiany warunków na równowagi chemiczne | 2 | IV.9 | – kształcenie umiejętności określania zmian położenia stanu równowagi reakcji chemicznej po:  1. wprowadzeniu lub usunięciu dowolnego reagenta,  2. zmianie ciśnienia (objętości) dla reakcji przebiegającej w fazie gazowej,  3. ogrzaniu lub ochłodzeniu układu dla reakcji egzotermicznej i endotermicznej | – 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 | – elementy wykładu  – metoda ilustracyjna  – praca w grupach | – podręcznik  – foliogramy  – karty pracy |
| 10. Obliczenia z wykorzystaniem stałych równowagi | 2 | IV.8 | ‒ kształcenie umiejętności dokonywania obliczeń na podstawie stałych równowag chemicznych | – oblicza stałą równowagi chemicznej  – oblicza stężenia równowagowe reagentów na podstawie znanej wartości stałej równowagi chemicznej reakcji  – oblicza stężenia początkowe substratów reakcji | – ćwiczenia rachunkowe | – podręcznik  – zbiór zadań  – karty pracy |
| Powtórzenie i utrwalenie wiadomości i umiejętności | 1 | – zbiór zadań  – przykładowe arkusze maturalne | | | | |
| Sprawdzian | 1 |  | | | | |