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  | – definiuje atomową jednostkę masy, masę atomową – zna jednostkę masy atomowej– odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków chemicznych | – wyjaśnia powód, dla którego wprowadzono atomową jednostkę masy | – 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 | – oblicza masę atomową pierwiastka z wykorzystaniem wartości atomowej jednostki masy i masy pojedynczego atomu oraz odszukuje ten pierwiastek w układzie okresowym pierwiastków |  |
| 4. Izotopy | – 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 | – definiuje masę atomową jako średnią masę atomową wynikającą z procentowej zawartości jego izotopów | – 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 |
| 5. Reakcje jądrowe | – 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 zasadę zachowania ładunku– wyjaśnia, na czym polegają przemiany α i β– zapisuje równania przemian α i β– uzupełnia równania przemian α i β  | – określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie | – zapisuje równania reakcji jądrowych– interpretuje naturalne szeregi promieniotwórcze |
| 6. Okres półtrwania |  | – definiuje pojęcie okres połowicznego rozpadu | – posługuje się okresem połowicznego rozpadu dla określenia trwałości pierwiastka– 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 | – 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 organicznych o podanym wzorze – zna jednostkę masy molowej– zna wzór na obliczanie liczby moli substancji | – 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 | – oblicza liczbę atomów w próbce pierwiastka chemicznego o danej masie  | – oblicza liczbę atomów i liczbę cząsteczek w próbce związku chemicznego o znanej masie  |  |
| 8. Molowa objętość gazów. Prawo Avogadra | – określa parametry warunków normalnych– definiuje pojęcie *objętość molowa*– definiuje prawo Avogadra– zna zależność między objętością, masą i gęstością– oblicza objętość substancji przy danej masie i jej gęstości– podaje wartość liczbową 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 – projektuje i wykonuje doświadczenie w celu porównania objętości 1 mola różnych pierwiastków o stałym stanie skupienia i wyjaśnia, co wpływa na ich różnice  | – oblicza i porównuje liczbę drobin substancji gazowych 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 |
| 9. Równanie Clapeyrona | – definiuje pojęcie gaz doskonały | – zna wzór określający równanie Clapeyrona (równanie gazu doskonałego) | – określa parametry warunków standardowych | – oblicza objętość gazów w warunkach innych niż normalne– oblicza gęstość gazów w warunkach innych niż normalne– oblicza ciśnienie i temperaturę określonej liczby moli w warunkach innych niż normalne | – rozwiązuje zadania złożone z wykorzystaniem równania Clapeyrona |
| 10. Wyznaczanie wzoru związku chemicznego | – definiuje treść prawa stałości składu – wyjaśnia pojęcia: *wzór sumaryczny, wzór elementarny* (*empiryczny*) i *wzór rzeczywisty związku chemicznego* | – 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. Stechiometryczny stosunek reagentów | – 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, jakiej należy użyć, aby otrzymać określoną ilość produktu | – projektuje doświadczenie ilustrujące układ otwarty– 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 | – konstruuje wykres zależności liczby moli poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie – 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 |
| 12. Niestechiometryczny stosunek regentów | – 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 stechiometrycznego– definiuje pojęcie *wydajność reakcji* | – 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 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 | – omawia starożytne teorie budowy atomów– zna masę i ładunek elektronu– wie, że elektron ma właściwości dualistyczne | – omawia założenia teorii budowy atomu wg Daltona– omawia model budowy atomu wg Thomsona– 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 | – omawia eksperyment Rutherforda, który doprowadził do odkrycia jądra atomowego– oblicza energię, jaką wyemituje elektron, przeskakując z jednej powłoki na inną– definiuje właściwość materii zwaną dualizmem korpuskularno-falowym |
| 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 znajdowania się elektronów– rozumie, że sumaryczny ujemny ładunek elektronów w atomie równy jest wartości ładunku jądra– rozumie, że w obojętnym atomie liczba elektronów musi odpowiadać liczbie protonów– wymienia liczby kwantowe– definiuje pojęcie *poziom orbitalny*– definiuje pojęcie *powłoki elektronowe*– definiuje pojęcie *podpowłoka elektronowa*– wyjaśnia pojęcie *elektrony sparowane*– rozpoznaje kształty orbitali *s* i *p* | – charakteryzuje protony, neutrony i elektrony– podaje zależność między liczbą protonów i liczbą elektronów w atomie– definiuje pojęcie *powłoka elektronowa*– określa na podstawie zapisu  liczbę cząstek w atomie – określa nazwę i symbol pierwiastka oraz jego położenie w układzie okresowym na podstawie znajomości liczby protonów w jądrze atomowym – charakteryzuje liczby kwantowe– oblicza maksymalną liczbę elektronów na powłoce elektronowej– oblicza maksymalną liczbę stanów kwantowych na poziome orbitalnym– rysuje orbitale *s* i *p*– rozumie, że o wielkości atomowych obszarów orbitalnych decyduje wartość głównej liczby kwantowej | – definiuje pojęcie *nuklid*– 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 powłok | – oblicza wartości liczb kwantowych: orbitalnej i magnetycznej, przy danej wartości głównej liczby kwantowej– przypisuje elektronom danego orbitala konkretne liczby kwantowe | – wyjaśnia zasadę nieoznaczoności Heisenberga– interpretuje orbital jako rozwiązanie równania Schrödingera |
| 3. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów | – definiuje regułę Hunda i zakaz Pauliego– wyjaśnia pojęcie *elektrony walencyjne* | – rysuje orbitale *s*, *p*, *d* systemem klatkowym– zapisuje 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 *jonizacja atomów*– porównuje promienie kationu z promieniem jonu, z którego dany kation powstał– porównuje promień anionu z promieniami atomu, z którego anion powstał | – omawia schemat zapełniania elektronami atomowych obszarów 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: *elektrony sparowane* i *niesparowane*– zapisuje równania procesów powstawania prostych jonów dodatnich i ujemnych | – wyjaśnia pojęcie *promocja elektronu* | – rysuje schemat ukośnika dla zapisu konfiguracji elektronowej pierwiastków grup głównych |
| 4. Układ okresowy pierwiastków a konfiguracja elektronowa atomu | – 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 odstawie konfiguracji elektronów walencyjnych wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym – omawia zmianę aktywności metali i niemetali w grupach głównych układu okresowego pierwiastków chemicznych | – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków bloku konfiguracyjnego *d* na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe– zapisuje konfiguracje elektronowe jonów pierwiastków bloku konfiguracyjnego *d* na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe– uzasadnia trwałość jonów i atomów mających całkowicie lub połowicznie zapełnione elektronami podpowłoki | – wyjaśnia, od czego zależy przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych *s*, *p*, *d* |
| Dział III. WIĄZANIA CHEMICZNE |
| 1. Wiązanie jonowe i metaliczne | – 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*– definiuje pojęcie *wiązanie metaliczne* | – wyjaśnia bierność chemiczną helowców– wyjaśnia pojęcia: *dublet* i *oktet elektronowy*– wylicza właściwości związków chemicznych o wiązaniach jonowych– korzysta z wartości elektroujemności wg Paulinga w celu obliczenia różnicy elektroujemności między łączącymi się atomami – wyjaśnia pojęcie *gaz elektronowy*  | – omawia, w jaki sposób atomy innych pierwiastków mogą uzyskać konfigurację najbliższego helowca– rysuje wzory elektronowe typowych związków jonowych– omawia zmianę elektroujemności pierwiastków w układzie okresowym– omawia właściwości metali wynikające z istnienia wiązań metalicznych | – analizuje model kryształu jonowego– wymienia grupy związków chemicznych o budowie jonowej– rysuje schematy powstawania substancji o wiązaniu jonowym– wyjaśnia pojęcie *elektrony zdelokalizowane* |  |
| 21. Wiązanie kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane | – wyjaśnia pojęcia *cząsteczki homoatomowe* i *heteroatomowe* – wyjaśnia pojęcia *wiążąca para elektronowa* i *niewiążąca para elektronowa*– definiuje pojęcie *wiązanie niespolaryzowane*– wie, w jaki sposób powstaje wiązanie kowalencyjne– wyjaśnia pojęcie wiązanie koordynacyjne | – 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– podaje, co jest istotą wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego– wyjaśnia pojęcia donor i akceptor pary elektronowej | – omawia pojęcie *stopień polaryzacji wiązania*– wyjaśnia pojęcie *biegunowość cząsteczki*– podaje przykłady drobin, w których występuje wiązanie koordynacyjne | – rysuje schemat tworzenia wiązania kowalencyjnego– wskazuje różnice i – rysuje wzory elektronowe związków o wiązaniach koordynacyjnych– wyjaśnia różnicę w tworzeniu się wiązania koordynacyjnego i kowalencyjnego |  |
| 3. Budowa cząsteczek | – wie, że do przewidywania kształtu cząsteczek używa się metody VSEPR– wyjaśnia pojęcie *orbital molekularny* | – 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 | – zna kształty cząsteczek określane za pomocą metody VSEPR– wyjaśnia teorię orbitali molekularnych– rysuje kształty molekularnych obszarów orbitalnych typu σ i typu π | – potrafi określić kształt wskazanej cząsteczki za pomocą metody VSEPR– oblicza w cząsteczce liczbę wiązań typu σ i typu π | – 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 | – definiuje pojęcie *hybrydyzacja*– wylicza rodzaje hybrydyzacji | – podaje przykłady cząsteczek, w których atom centralny jest w stanie hybrydyzacji sp, sp2, sp3 | – rysuje kształty przestrzenne cząsteczek o określonej hybrydyzacji | – przedstawia tworzenie się orbitali molekularnych o hybrydyzacji sp, sp2, sp3 | – 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 oddziaływać 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 energetyczny reakcji | – podaje treść prawa zachowania masy – definiuje pojęcia: *układ fizyczny,**reakcja* *egzoenergetyczna, endoenergetyczna, egzotermiczna oraz endotermiczna*– definiuje pojęcie *entalpia reakcji*– definiuje pojęcie *profil reakcji*– zna jednostkę entalpii | – rozróżnia wśród układów układ zamknięty, otwarty i izolowany– wyjaśnia pojęcie *kompleks aktywny*– wyjaśnia zapis ΔΗ<0 i ΔH >0 – podaje przykłady reakcji egzo- i endoenergetycznych | – rysuje oraz omawia schematy układów otwartego, zamkniętego i izolowanego– na podstawie zapisu ΔΗ<0 i ΔH>0 określa efekt energetycznyreakcji | – stosuje pojęcia *procesy egzoenergetyczne* i *endoenergetyczne* oraz *energia* *aktywacji*do opisu energetycznych efektów przemian chemicznych | – rysuje profile energetyczne reakcji |
| 2. Prawo Hessa | – podaje treść prawa Hessa | – rozumie, że wartość zmiany entalpii reakcji nie zależy od drogi reakcji | – wie, czym są warunki standardowe reakcji– wie, czym jest stan początkowy i stan końcowy reakcji– potrafi narysować schemat cyklu termochemicznego reakcji | – 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 | – 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 |
| 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 *katalizator*– definiuje pojęcie *enzym* | – dzieli katalizatory na homogeniczne i heterogeniczne | – wyjaśnia, jak działa katalizator– omawia działanie katalizatora homogenicznego i katalizatora heterogenicznego | – 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– projektuje doświadczenie badające wpływ katalizatora na szybkość reakcji |
| 7. Równowaga chemiczna | – dzieli reakcje na praktycznie nieodwracalne oraz odwracalne– podaje przykłady reakcji nieodwracalnych | – wyjaśnia pojęcie *reakcja odwracalna*– stosuje strzałkę pojedynczą w równaniach chemicznych dla reakcji praktycznie nieodwracalnych oraz strzałki podwójne dla reakcji odwracalnych | – opisuje i wyjaśnia stan równowagi dynamicznej | – rysuje wykres zależności stężenia substratu do czasu przebiegu reakcji dla reakcji nieodwracalnych i reakcji odwracalnych– 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 wskazanych reakcji |  – oblicza stężenia równowagowe na podstawie wartości stałej równowagi reakcji | – oblicza stężenia początkowe stężenia substratów reakcji | interpretuje wyniki swoich obliczeń |