|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Chemia 1 ZP  PLAN WYNIKOWY  dla szkół ponadgimnazjalnych  (fragmenty zapisane kursywą dotyczą celów i treści spoza podstawy programowej) | | | | | |
| Temat | Ocena dopuszczająca.  Uczeń: | Ocena dostateczna.  Uczeń: | Ocena dobra.  Uczeń: | Ocena bardzo dobra.  Uczeń: | Ocena celująca.  Uczeń: |
| Dział 1.  BUDOWA ATOMU ‒ JĄDRO I ELEKTRONY | | | | | |
| 1. Atomistyczna teoria budowy atomu | – hasłowo przedstawia rozwój atomistycznej teorii budowy atomu  – łączy nazwiska uczonych z ich teoriami | – wymienia część postulatów Daltona  – hasłowo opisuje modele Thomsona, Rutherforda oraz Bohra | – wymienia wszystkie postulaty teorii Daltona  – opisuje modele Thomsona, Rutherforda oraz Bohra | – definiuje kwant  – zapisuje równanie Plancka | – graficznie przedstawia modele Thomsona, Rutherforda i Bohra |
| 2. Budowa atomu | – zna podstawowe cząstki elementarne  – potrafi opisać budowę jądra (zdefiniować pojęcie nukleonu)  – potrafi wskazać oraz wyjaśnić ładunek jądra  – potrafi wyjaśnić wypadkowy obojętny ładunek elektryczny atomu  – definiuje liczbę atomową oraz masową  – potrafi zdefiniować pojęcie pierwiastka na podstawie liczby atomowej  – wskazuje na układzie okresowym pierwiastków liczbę atomową pierwiastka  – potrafi nazwać jednostkę masy atomowej | – zna cząstki elementarne  – potrafi wymienić cząstki oraz ich antycząstki  – zna zależności masy i rozmiaru atomu, jądra atomu oraz elektronu  – potrafi zdefiniować masę atomową  – potrafi odszukać na układzie okresowym masę atomową wybranego pierwiastka  – na podstawie zapisu potrafi podać liczbę cząstek elementarnych | – potrafi podać ładunek cząstek elementarnych  – potrafi podać liczbę cząstek elementarnych, nie dysponując bezpośrednio podanym kompletem liczb: atomowej i masowej (np. na podstawie liczby masowej oraz liczby neutronów w jądrze podaje liczbę elektronów)  – wyjaśnia różnicę między masą atomową a liczbą masową  – potrafi podać masę wybranego nuklidu w jednostkach masy [g, kg]  – potrafi podać średnią masę wybranego atomu w jednostkach masy [g, kg] | – potrafi zapisać symbolem podstawowe cząstki elementarne  – zna masy cząstek elementarnych  – potrafi wyjaśnić, dlaczego wartości mas atomów zawarte w układzie okresowym nie są liczbami całkowitymi  – potrafi odnaleźć pierwiastek w układzie okresowym, dysponując jego masą atomu podaną w gramach oraz liczbą neutronów | – definiuje pojęcia: izotop, nuklid |
| 3. Elementy mechaniki kwantowej | – elektrony w atomie lokalizuje w chmurze elektronowej  – stanowi podstawowemu przypisuje najniższą wartość energii, a wzbudzonym stanom ‒ wyższe wartości energii  – definiuje orbital atomowy jako obszar, gdzie prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe  – wymienia typy orbitali atomowych  – wymienia liczby kwantowe  – definiuje pojęcia: powłoka elektronowa, podpowłoka elektronowa, stan kwantowy  – wymienia symbole literowe powłok elektronowych  – zna wzór wyznaczający maksymalną liczbę elektronów na powłoce elektronowej  – zna zakaz Pauliego | – rysuje kształt orbitali typu s i p  – charakteryzuje liczby kwantowe  – oblicza maksymalną liczbę elektronów na powłoce elektronowej  – przypisuje liczby kwantowe stanom kwantowym w pierwszej powłoce | – oblicza maksymalną liczbę elektronów zajmujących określoną podpowłokę  – podaje znaczenie liczb kwantowych  – określa liczbę stanów kwantowych w trzech pierwszych powłokach  – przypisuje liczby kwantowe stanom kwantowym w dwóch pierwszych powłokach | – zna zasadę nieoznaczoności Heisenberga  – zna kształt orbitali typu d  – określa liczbę stanów kwantowych we wskazanych powłokach  – przypisuje liczby kwantowe stanom kwantowym we wskazanych powłokach | – interpretuje orbital jako rozwiązanie równania Schrödingera |
| 4. Promieniotwórczość | – definiuje pojęcie pierwiastka promieniotwórczego  – opisuje zjawisko promieniotwórczości naturalnej  – wymienia rodzaje promieniowania naturalnego | – charakteryzuje promieniowanie α, β oraz γ  – potrafi uszeregować promieniowanie zgodnie z jego przenikalnością | – dobiera przeszkody blokujące promieniowanie α, β oraz γ  – wyjaśnia, na czym polega przemiana α oraz β  – zapisuje równania przemian α oraz β  – uzupełnia równania przemian α oraz β  – definiuje czas połowicznego rozpadu (okres półtrwania) | – oblicza na podstawie okresu półtrwania masę próbki promieniotwórczej pozostałej po określonym czasie  – oblicza na podstawie okresu półtrwania masę próbki promieniotwórczej, która uległa rozpadowi w określonym czasie | – zna pojęcie szeregu promieniotwórczego  – zapisuje równania reakcji jądrowych  – interpretuje naturalne szeregi promieniotwórcze |
| 5. Układ okresowy pierwiastków | – definiuje prawo okresowości  – wie, jak jest zbudowany układ okresowy  – potrafi podać pochodzenie nazw przykładowych pierwiastków | – nazywa grupy pierwiastków w układzie okresowym  – potrafi wskazać metale, niemetale oraz metale przejściowe na układzie okresowym | – wskazuje tendencje zmian właściwości (charakter metaliczny, aktywność metali, charakter niemetaliczny, aktywność niemetali) pierwiastków w zależności od ich położenia w układzie okresowym | – porównuje aktywność metali  – porównuje aktywność niemetali |  |
| 6. Konfiguracja elektronowa | – definiuje pojęcie konfiguracji elektronowej oraz elektronów walencyjnych  – zna reguły Hunda  ­‒ potrafi rozmieścić elektrony na powłokach dla pierwiastków do Z = 20 | – zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do Z = 20  – stosuje reguły Hunda oraz zakaz Pauliego dla zapisu konfiguracji elektronowej systemem klatkowym  – potrafi wskazać elektrony walencyjne pierwiastków z bloku s oraz p | – zapisuje konfiguracje elektronowe, stosując zapis pełny oraz skrócony  – zapisuje konfiguracje elektronowe jonów o podanym ładunku powstałych z pierwiastków do Z = 20  ­‒ wskazuje różnice między elektronami walencyjnymi a niewalencyjnymi (zna pojęcie rdzenia atomowego)  ­‒ operuje pojęciami pary elektronowe i elektrony niesparowane | ­‒ rozumie, jak powstają jony (operuje pojęciem jonizacji) | ­‒ zna pojęcie energii jonizacji  ­‒ wyjaśnia i stosuje zjawisko promocji elektronu |
| 7. Budowa i właściwości atomu a jego położenie w układzie okresowym | ­‒ wymienia bloki energetyczne układu okresowego  ­‒ zna pojęcia grup głównych i pobocznych  ­‒ definiuje pojęcie promienia atomowego  ­‒ ma świadomość zależności właściwości pierwiastka od jego położenia w układzie okresowym | ­‒ wskazuje w układzie okresowym bloki energetyczne  ­‒ ma świadomość spójności właściwości pierwiastków należących do tego samego bloku energetycznego  ­‒ ma świadomość różnic między właściwościami pierwiastków należących do różnych bloków energetycznych  ­‒ ma świadomość różnic właściwości między pierwiastkami grup głównych i pobocznych  ­‒ wskazuje na układzie okresowym tendencje zmian promienia atomowego pierwiastków | ­‒ omawia właściwości pierwiastków należących do bloku energetycznego s oraz p  ‒ porównuje właściwości pierwiastków należących do bloku energetycznego s oraz p  ­‒ wskazuje różnice w rozmieszczaniu elektronów na powłokach pierwiastków grup głównych oraz pobocznych | ­‒ omawia właściwości pierwiastków należących do bloku energetycznego d  ­‒ porównuje właściwości pierwiastków należących do bloku energetycznego s, p oraz d | ­‒ rozmieszcza elektrony na powłokach pierwiastków grup pobocznych  ­‒ wiąże konfigurację pierwiastków bloku d z ich właściwościami |
| Dział 2.  WIĄZANIA CHEMICZNE. ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE | | | | | |
| 8. Elektroujemność pierwiastków chemicznych | – zna pojęcie elektroujemności  – definiuje pierwiastki elektroujemne oraz elektrododatnie | – wie, jaka jest tendencja zmian elektroujemności w układzie okresowym  – wskazuje na układzie okresowym pierwiastek najbardziej oraz najmniej elektroujemny  – zna regułę oktetu i dubletu | ­‒ potrafi powiązać elektroujemność z charakterem metalicznym bądź niemetalicznym pierwiastków | – posługuje się skalą Paulinga do ilościowego opisu elektroujemności pierwiastków  – potrafi powiązać zmianę elektroujemności ze zmianą wielkości ładunku jądra atomowego oraz zmianą odległości między jądrem atomowym a elektronami walencyjnymi  – potrafi wskazać zależności między elektroujemnością pierwiastków a jonizacją lub powinowactwem elektronowym pierwiastków |  |
| 9. Rodzaje wiązań chemicznych | – definiuje pojęcie wartościowości  – wie, czym charakteryzują się wzory elektronowe Lewisa  – potrafi wymienić rodzaje wiązań | – zna sposoby zapisu wartościowości pierwiastka  – potrafi zapisać wzory elektronowe Lewisa atomów oraz prostych związków chemicznych  – wskazuje pary elektronowe oraz wolne pary elektronowe we wzorach elektronowych Lewisa  – potrafi wskazać rodzaj wiązania, znając różnicę elektroujemności między atomami | – zapisuje wzory elektronowe Lewisa  – określa rodzaj wiązania w cząsteczkach | – definiuje energię wiązania  – definiuje długość wiązania | – potrafi powiązać długość wiązania z jego energią |
| 10. Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe) | – wie, że wspólna para elektronowa tworząca wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane jest w równym stopniu współdzielona przez obydwa atomy  – zna pojęcie cząsteczek homojądrowych  – potrafi podać przykłady cząsteczek z wiązaniem kowalencyjnym niespolaryzowanym  – potrafi zdefiniować wiązanie wielokrotne  – potrafi podać wybrane właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane | – potrafi na wybranym przykładzie cząsteczki homojądrowej przedstawić tworzenie się wiązania kowalencyjnego  – definiuje pojęcia: kryształ cząsteczkowy oraz kryształ kowalencyjny  – wymienia właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane | – potrafi przedstawić tworzenie się wiązania kowalencyjnego w cząsteczkach homojądrowych oraz heterojądrowych  – potrafi przedstawić tworzenie się wielokrotnego wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego | – potrafi na podstawie konfiguracji elektronowych atomów przedstawionych w systemie klatkowym zaprezentować tworzenie się wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego  – potrafi graficznie przedstawić tworzenie się wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego |  |
| 11. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane | – wie, że wspólna para elektronowa tworząca wiązanie kowalencyjne spolaryzowane jest przesunięta w stronę atomu bardziej elektroujemnego  – potrafi podać przykłady cząsteczek z wiązaniem kowalencyjnym niespolaryzowanym  – potrafi podać wybrane właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne spolaryzowane  – definiuje pojęcie momentu dipolowego, dipola oraz cząsteczki polarnej | – potrafi na wybranym przykładzie przedstawić tworzenie się wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego  – wymienia właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne spolaryzowane  – wskazuje kierunek polaryzacji wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego  – oznacza biegun dodatni oraz ujemny w cząsteczce polarnej  – podaje przykłady cząsteczek polarnych | – potrafi wskazać kierunek oraz zwrot momentów dipolowych wiązań spolaryzowanych oraz wypadkowego momentu dipolowego  – potrafi wytłumaczyć dlaczego wypadkowy moment dipolowy niektórych cząsteczek wynosi zero, mimo że zawierają one wiązanie kowalencyjne spolaryzowane | – potrafi na podstawie konfiguracji elektronowych atomów przedstawionych w systemie klatkowym zaprezentować tworzenie się wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego  – potrafi graficznie przedstawić tworzenie się wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego |  |
| 12. Wiązanie jonowe | – wie, że podczas tworzenia wiązania jonowego migrują elektrony  – podaje przykład związków zawierających wiązanie jonowe  – potrafi podać wybrane właściwości związków jonowych | – potrafi na wybranym przykładzie przedstawić tworzenie się wiązania jonowego  – tłumaczy kierunek migracji elektronów podczas tworzenia wiązania jonowego  – wymienia właściwości związków zawierających wiązanie jonowe | – potrafi wykazać, że migracja elektronów podczas tworzenia wiązania jonowego jest korzystna energetycznie  – potrafi uszeregować związki wraz ze wzrostem ich charakteru jonowego | – potrafi na podstawie konfiguracji elektronowych atomów przedstawionych w systemie klatkowym zaprezentować tworzenie się wiązania jonowego  – potrafi graficznie przedstawić tworzenie się wiązania jonowego |  |
| 13. Wiązanie koordynacyjne | – wie, że w wiązaniu koordynacyjnym para elektronowa tworząca wiązanie pochodzi od jednego atomu | – definiuje pojęcie donora i akceptora  – podaje przykłady indywiduów posiadających wiązanie koordynacyjne  – rysuje wzory strukturalne indywiduów zawierających wiązanie koordynacyjne | – potrafi na wybranym przykładzie przedstawić tworzenie się wiązania koordynacyjnego | – potrafi na podstawie konfiguracji elektronowych atomów przedstawionych w systemie klatkowym zaprezentować tworzenie się wiązania koordynacyjnego  – potrafi graficznie przedstawić tworzenie się wiązania koordynacyjnego |  |
| 14. Wiązanie metaliczne | – opisuje strukturę metaliczną | – wymienia wybrane właściwości związków metalicznych | – wymienia właściwości związków metalicznych  – wyjaśnia, jak powstaje struktura metaliczna | – wskazuje, że kationy znajdują się w węzłach sieci krystalicznej, a elektrony tworzą gaz elektronowy |  |
| 15. Orbitale molekularne i typy wiązań | – definiuje orbital molekularny  – wymienia typy wiązań | – potrafi określić typy wiązań we wzorach strukturalnych lub elektronowych Lewisa  – wie, jak tworzy się wiązanie typu σ oraz π | – wymienia warunki, jakie spełniają nakładające się orbitale atomowe  – na wybranych przykładach przedstawia tworzenie się wiązań typu σ oraz π  – porównuje moc wiązania typu σ oraz π  – szereguje cząsteczki zgodnie ze wzrostem ich reaktywności wynikającej z typu wiązania występującego w cząsteczkach | – podaje kombinacje orbitali atomowych, które w wyniku nakładania tworzą wiązanie typu σ  – podaje kombinacje orbitali atomowych, które w wyniku nakładania tworzą wiązanie typu π  – przedstawia graficznie tworzenie się wiązania typu σ oraz π |  |
| 16. Oddziaływania międzycząsteczkowe | – wymienia oraz krótko charakteryzuje oddziaływania międzycząsteczkowe | – definiuje pojęcie dipola indukowanego  – zna warunki tworzenia wiązania wodorowego | – wie, jak wpływa obecność oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości substancji  – szereguje oddziaływania międzycząsteczkowe zgodnie z ich siłą  – podaje przykłady cząsteczek, w których występują wiązania wodorowe | – graficznie przedstawia wiązania wodorowe oraz oddziaływania typu dipol-dipol |  |
| 17. Alotropia pierwiastków | – definiuje pojęcie alotropii | – wymienia odmiany alotropowe węgla  – opisuje budowę odmian alotropowych węgla | – porównuje budowę odmian alotropowych węgla  – wymienia właściwości odmian alotropowych węgla | – porównuje właściwości różnych odmian alotropowych węgla | – wymienia odmiany alotropowe tlenu, siarki i fosforu  – porównuje wybrane właściwości odmian alotropowych tlenu, siarki i fosforu |
| Dział 3.  ATOMY, CZĄSTECZKI, MOL I STECHIOMETRA CHEMICZNA | | | | | |
| 18. Masa cząsteczkowa, mol i masa molowa | – definiuje pojęcia: masa cząsteczkowa, mol, liczba Avogadro, masa molowa  – oblicza masy molowe prostych związków chemicznych o podanym wzorze sumarycznym  – zna jednostki, w jakich wyraża się: masę cząsteczkową, liczbę moli, liczbę Avogardo, masę molową  – zna wzór na obliczanie liczby moli substancji | – rozumie różnice między masą atomową, masą cząsteczkową oraz masą molową  – oblicza masy molowe związków chemicznych o podanym wzorze sumarycznym  – oblicza masy molowe jonów  – rozróżnia liczbę moli cząsteczek od liczby moli atomów  – oblicza liczbę moli w próbce o danej masie  – oblicza masę danej liczby moli substancji  – oblicza liczbę moli cząsteczek, znając liczbę cząsteczek danej substancji  – oblicza masę danej liczby cząsteczek lub atomów  – zna wartość liczbową liczby Avogadro | – oblicza liczbę atomów w próbce pierwiastka chemicznego o danej masie  – oblicza liczbę atomów i liczbę cząsteczek w próbce związku chemicznego o znanej masie | – oblicza masy pojedynczych atomów i cząsteczek w gramach |  |
| 19. Wzór empiryczny i rzeczywisty | – zna prawo stałości składu  – definiuje wzór rzeczywisty oraz wzór empiryczny | − oblicza stosunek masowy pierwiastków tworzących związek chemiczny  – oblicza skład procentowy związku chemicznego przy podanym wzorze sumarycznym  – potrafi podać wzór empiryczny dla określonego wzoru rzeczywistego | – dla podanych mas pierwiastków wchodzących w skład związku chemicznego potrafi wyznaczyć jego wzór empiryczny  – znając masę molową związku oraz wzór empiryczny, potrafi wyznaczyć wzór rzeczywisty związku chemicznego | – znając procentowy udział pierwiastków wchodzących w skład związku chemicznego, potrafi wyznaczyć wzór empiryczny tego związku |  |
| 20. Molowa objętość gazów | – zna zależność między objętością, masą i gęstością  – definiuje pojęcie gazu doskonałego  – zna wzór na objętość molową wyrażoną jako stosunek masy molowej oraz gęstości  – definiuje pojęcie: objętość molowa  – określa parametry warunków normalnych  – definiuje prawo Avogadra  – podaje wartość liczbową objętości, jaką zajmuje jeden mol substancji gazowej w warunkach normalnych  – zna wzór pozwalający na obliczenie liczby moli dowolnej objętości gazów w warunkach normalnych | – oblicza objętość molową znając masę molową oraz gęstość  – przelicza dowolną objętość gazu w warunkach normalnych na liczbę moli  – przelicza liczbę moli substancji na objętość w warunkach normalnych | – oblicza liczbę drobin w danej objętości substancji gazowej  – rozumie, że te same objętości gazów w tych samych warunkach zawierają tę samą liczbę cząsteczek jednak różnią się masą | – 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 |
| 21. Równanie Clapeyrona | – zna równanie gazu doskonałego (równanie Clapeyrona) | – potrafi omówić zależności wynikające z równania gazu doskonałego  – zna wartość oraz jednostkę stałej gazowej  – potrafi przekształcać wzór Clapeyrona ze względu na wybraną wielkość fizyczną  – określa parametry warunków standardowych | – oblicza objętość gazów lub liczbę moli w warunkach innych niż normalne  – oblicza ciśnienie lub temperaturę określonej liczby moli w warunkach innych niż normalne | – stosuje wzór na obliczenie objętości niezmiennej ilości gazu po zmianie warunków ciśnienia oraz temperatury | – oblicza gęstość gazów w warunkach innych niż normalne  – rozwiązuje zadania złożone z wykorzystaniem równania Clapeyrona |
| 22. Stechiometryczny stosunek reagentów | − potrafi zinterpretować równanie chemiczne na skalę makroskopową oraz mikroskopową  – definiuje stosunek stechiometryczny  – określa stosunek molowy reagentów na podstawie zapisanego równania reakcji  – określa stosunki objętościowe reagentów gazowych  – ustala stosunek masowy reagentów, znając ich masy molowe | – rozumie, że stosunek stechiometryczny jest stosunkiem ilości reagentów biorących udział w reakcji chemicznej  – oblicza liczbę moli jednego reagenta, przy danej liczbie moli drugiego reagenta  – oblicza objętość jednego reagenta gazowego przy danej objętości drugiego reagenta gazowego | – oblicza liczbę moli jednego reagenta, przy danej liczbie moli drugiego reagenta  – oblicza objętość jednego reagenta gazowego przy danej objętości drugiego reagenta | – oblicza masę jednego reagenta, przy danej masie drugiego reagenta  – oblicza objętość reagenta gazowego przy danej masie drugiego reagenta  – oblicza liczbę cząsteczek jednego reagenta przy danej masie drugiego reagenta | – potrafi wyznaczać ilości reagentów dla stosunku niestechiometrycznego |
| 23. Niestechiometryczny stosunek reagentów | – definiuje pojęcia: substrat w niedomiarze oraz substrat w nadmiarze  – rozumie, co to znaczy zmieszać substraty w stosunku niestechiometrycznym  – definiuje pojęcie wydajność reakcji  – ma świadomość, że wydajność reakcji chemicznych jest przeważnie mniejsza niż 100% | – dla stosunku molowego reagentów 1:1 oblicza i wskazuje, który substrat został użyty w nadmiarze, a który ‒ w niedomiarze  – zna wzory pozwalające na obliczenie wydajności reakcji  – wymienia powody, dla których wydajność reakcji jest przeważnie mniejsza niż 100% | – oblicza ilość produktu, jaki powstanie po niestechiometrycznym zmieszaniu reagentów o stosunku molowym 1:1  – oblicza wydajność dla procesów jednoetapowych | – oblicza liczbę moli, masę, liczbę molekuł oraz objętość gazowego produktu reakcji przy niestechiometrycznej ilości użytych substratów  – oblicza wydajność dla procesów wieloetapowych  – oblicza ilość produktu, jaka powstała, gdy wydajność reakcji była mniejsza niż 100% | – rozwiązuje złożone zadania z wykorzystaniem stosunku ilościowego reagentów użytych w stosunku niestechiometrycznym  – oblicza, ile należy użyć substratu w celu otrzymania podanej ilości produktu, gdy reakcja przebiega z wydajnością mniejszą niż 100% wydajnością |
| Dział 4.  KINETYKA CZEMICZNA | | | | | |
| 24. Efekt energetyczny reakcji | – definiuje profil energetyczny reakcji  – definiuje pojęcia: energia aktywacji, układ, otoczenie | – zaznacza energię aktywacji na profilu energetycznym reakcji  – wymienia rodzaje układów | – wyjaśnia pojęcie kompleks aktywny  – zaznacza energię substratów, produktów oraz kompleksu aktywnego na profilu energetycznym  – podaje przykłady układu otwartego, zamkniętego oraz izolowanego | – rysuje profil energetyczny reakcji | – wymienia rodzaje energii składające się na energię drobiny |
| 25. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne | – definiuje proces endoenergetyczny oraz egzoenergetyczny  – definiuje proces endotermiczny oraz egzotermiczny  – definiuje pojęcie entalpii układu  – zna jednostkę entalpii | – określa kierunek przepływu energii między układem a otoczeniem w reakcjach endoenergetycznych, egzoenergetycznych  – wyjaśnia zapis ΔE<0 i ΔE >0 oraz ΔΗ<0 i ΔH >0 | – podaje przykłady reakcji egzoenergetycznych i endoenergetycznych  – na podstawie zapisu ΔE<0 i ΔE >0 lub ΔΗ<0 i ΔH>0 określa efekt energetyczny reakcji | – stosuje pojęcia: procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne oraz energia aktywacji do opisu energetycznych efektów przemian chemicznych | – projektuje doświadczenia obrazujące proces egzoenergetyczny oraz endoenergetyczny |
| 26. Szybkość reakcji chemicznej | – definiuje szybkość reakcji chemicznej  – wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji | – definiuje szybkość reakcji jako zmianę stężenia reagenta w jednostce czasu  – zna jednostkę szybkości reakcji  – definiuje pojęcie katalizatora | – rozwiązuje zadania związane z szybkością reakcji  – wyjaśnia, w jaki sposób stężenie substratów, podwyższenie temperatury oraz rozdrobnienie substratów oraz obecność katalizatora wpływają na szybkość reakcji  – wyjaśnia, w jaki sposób ciśnienie wpływa na szybkość reakcji zachodzących w fazie gazowej | – definiuje regułę van't Hoffa  – rysuje wykres zmiany stężenia substratu w trakcie trwania reakcji  – wyjaśnia, dlaczego wzrost temperatury, wzrost stężenia i ciśnienia substratów gazowych oraz rozdrobnienie substratów i obecność katalizatora zwiększają szybkość reakcji | – rysuje profil energetyczny reakcji z udziałem katalizatora oraz porównuje go do profilu energetycznego reakcji zachodzącej bez udziału katalizatora |
| 27. Doświadczalne badanie zmian szybkości reakcji | – potrafi opisać prezentowane doświadczenie  – potrafi zapisać obserwacje po zaprezentowanym doświadczeniu | – potrafi wyciągnąć wnioski z zaprezentowanego doświadczenia | – potrafi zaproponować doświadczenie pokazujące wpływ określonych czynników na szybkość reakcji | – projektuje doświadczenie potwierdzające wpływ temperatury, stężenia substratów, rozdrobnienia substratów oraz obecności katalizatorów na szybkość reakcji | – wykonuje pod nadzorem zaprojektowane przez siebie doświadczenie badające wpływ temperatury, stężenia substratów, rozdrobnienia substratów oraz obecności katalizatorów na szybkość reakcji |