

CHEMIA - ZAKRES ROZSZERZONY (Profil biologiczno-chemiczny)

Przykłady wiadomości i umiejętności ucznia po realizacji poszczególnych części podstawy programowej dla klasy pierwszej liceum ogólnokształcącego.

Dział: WSPÓŁCZESNY MODEL BUDOWY ATOMU, PROMIENIOTWÓRCZOŚĆ NATURALNA I SZTUCZNA.

Ocena dopuszczająca.

Uczeń: -definiuje pojęcie: atom.

-przedstawia zarys jądrowego modelu atomu (jądro o ładunku dodatnim, a wokół ujemnie naładowane elektrony)

-definiuje pojęcia: masa atomowa, proton, neutron, elektron, nukleon.

-podaje ładunki i przybliżone masy cząstek elementarnych.

-podaje rozmieszczenie cząstek w atomie i ich liczbę na podstawie symbolu AE..

-definiuje pojęcia: izotopy, pierwiastek, nuklid.

-rozdziela pojęcia masa atomowa, liczba masowa.

-podaje nazwy i skład izotopów wodoru -definiuje pojęcia: siły jądrowe, liczby magiczne.

-wymienia rodzaje promieniowania emitowanego przez pierwiastki promieniotwórcze.

-definiuje pojęcia: okres półtrwania, przemiana α , przemiana β , wychwyt K , szereg promieniotwórczy.

-podaje regułę Fajansa Soddy'ego.

-porównuje trwałość izotopów na podstawie okresów półtrwania.

-wymienia osiągnięcia naukowe Marii Skłodowskiej Curie.

-podaje fakty świadczące o patriotyzmie uczzonej.

-definiuje pojęcia: promieniotwórczość sztuczna, pozyton.

-wymienia w jakich dziedzinach życia znalazły zastosowania izotopy promieniotwórcze..

-podaje warunki bezpiecznej pracy z izotopami promieniotwórczymi.

-wymienia zjawiska świadczące o korpuskularnej i falowej naturze elektronu.

-formułuje zasadę nieoznaczoności i definiuje pojęcia: atomowy obszar orbitalny, orbital atomowy, kwant energii.

-podaje jakie wielkości charakteryzują stan elektronu w atomie.

-wymienia nazwy liczb kwantowych, podaje wartości jakie one przyjmują, o jakich wielkościach opisujących atomowy obszar orbitalny decydują.

-definiuje pojęcia: stan kwantowy, poziom i podpoziom energetyczny, poziom orbitalny.

-wskazuje, które modele przedstawiają obszary orbitalne s,p,d .

-definiuje pojęcia; stan podstawowy, stan wzbudzony, konfiguracja elektronowa, elektrony sparowane i niesparowane, promocja elektronu.

-formułuje zakaz Pauliego i regułę Hunda.

-podaje co oznaczają opisy stanów elektronów za pomocą liczb kwantowych, typu $2s^1$ lub $3p^6$ i zapisy je w formie graficznej (klatkowej).

-interpretuje co oznacza konfiguracja elektronowa podana w formie opisu podpowłokowego typu $1s^2 2s^2 2p^1$ i zapis taki podany w formie graficznej (klatkowej), wskazuje elektrony sparowane i niesparowane.

Ocena dostateczna.

Uczeń: -wymienia odkrycia, które doprowadziły do zbudowania jądrowego modelu atomu.

- zapisuje symbole AE znając symbol E lub liczbę protonów oraz liczbę neutronów.
- porównuje budowę atomów izotopów o podanych symbolach.
- wyróżnia symbole izotopów jednego pierwiastka wśród symboli nuklidów różnych pierwiastków.
- definiuje pojęcie defekt masy.
- spośród podanych nuklidów wskazuje trwalsze.
- wykorzystuje regułę Fajansa Soddy'ego do określania, jaki jest produkt danej przemiany promieniotwórczej.
- podaje przykłady naturalnych izotopów promieniotwórczych.
- wymienia źródła pochodzenia naturalnych pierwiastków promieniotwórczych.
- oblicza, znając substrat i produkt przemiany, jaka zaszła przemiana (α, β, γ).
- podaje sposoby otrzymywania sztucznych izotopów promieniotwórczych.
- wyjaśnia, dlaczego korzystne i niezbędne jest zastosowanie izotopów promieniotwórczych.
- wyjaśnia, dlaczego niezbędne jest zastosowanie specjalnych środków bezpieczeństwa przy pracy z izotopami promieniotwórczymi.
- podaje przyczyny, dla których opisuje się miejsce elektronów w atomie podając jedynie atomowy obszar orbitalny, w którym prawdopodobieństwo wystąpienia elektronu jest duże.
- podaje, jakie wielkości kwantują poszczególne liczby kwantowe.
- na podstawie zależności między liczbami kwantowymi oblicza liczbę stanów kwantowych dla głównej liczby kwantowej $n=1,2,3$
- modeluje obszary orbitalne s i p.
- na przykładzie konfiguracji elektronowych atomów podanych za pomocą liczb kwantowych i w formie graficznej (klatkowej) wyjaśnia, jaka jest kolejność zapełniania obszarów orbitalnych, na czym polega zakaz Pauliego, reguła Hunda, promocja elektronu.

Ocena dobra.

Uczeń: -potrafi uzasadnić twierdzenie, że poglądy na budowę atomu zmieniały się wraz z rozwojem wiedzy.

- zapisuje (wykorzystując układ okresowy) symbol, podaje liczbę i rozmieszczenie cząstek w atomie pierwiastka o podanej nazwie i liczbie neutronów.
- przedstawia różnice między cząstkami elementarnymi.
- oblicza średnią masę atomową na podstawie składu izotopowego.
- wyjaśnia różnicę między nuklidem a izotopem.
- krótko prezentuje modele jądra atomowego.
- oblicza energię defektu masy.
- opisuje naturę i właściwości promieniowania α, β, γ .
- uzupełnia równania przemian promieniotwórczych.
- oblicza zmianę masy izotopu w określonym czasie na podstawie okresu półtrwania.
- oblicza liczby atomowe i masowe kolejnych nuklidów w szeregu promieniotwórczym. -uzupełnia równania sztucznych przemian promieniotwórczych.
- wymienia i wyjaśnia na czym polega zastosowanie izotopów promieniotwórczych w technice i medycynie.
- opisuje zjawiska świadczące o korpuskularnej i falowej naturze elektronu.
- opisuje doświadczenie modelowe wyjaśniające na czym polega kwantowanie energii.
- wyjaśnia termin: spin.

- na podstawie zależności między liczbami kwantowymi oblicza liczbę stanów kwantowych dla podanej głównej liczby kwantowej
- wyjaśnia, dlaczego jest np. jeden obszar orbitalny 2s, a trzy obszary orbitalne 2p.
- wyjaśnia, dlaczego występuje zjawisko promocji elektronu.
- na podstawie podanej konfiguracji elektronowej atomu, określa wartości liczb kwantowych opisujące elektrony w tym atomie.
- wskazuje na błędy w niepoprawnie zapisanej konfiguracji elektronowej i je koryguje.

Ocena bardzo dobra.

Uczeń: -potrafi przedstawić i krytycznie ocenić pierwsze modele i poglądy na budowę atomu. (np. poglądy Daltona, model atomu wg Thomsona).

- wykazuje, że na podstawie liczby protonów lub elektronów w atomie pierwiastka można podać jego nazwę, a liczba neutronów nie jest cechą charakterystyczną danego pierwiastka.
- uzasadnia potrzebę wprowadzenia jednostki masy atomowej.
- uzasadnia pogląd, że cząstki elementarne mają złożoną budowę.
- oblicza skład izotopowy dla pierwiastków występujących w postaci dwóch izotopów, znając masę atomową pierwiastków.
- opisuje wpływ składu jądra atomowego na jego trwałość.
- porównuje energię defektu masy z energią uzyskaną w reakcji chemicznej.
- zapisuje równanie określonych przemian promieniotwórczych.
- stosuje pojęcie okresu półtrwania do sporządzania wykresu rozpadu promieniotwórczego.
- określa na podstawie wykresu ilość materiału promieniotwórczego w próbce po określonym czasie.
- wyjaśnia, jakie osiągnięcia naukowe uczzonej przyczyniły się do rozwoju wiedzy o budowie atomu i promieniotwórczości.
- zapisuje równania sztucznych przemian promieniotwórczych na podstawie opisu ich przebiegu.
- planuje, w jaki sposób przekształcić jeden nuklid w inny. -wymienia i wyjaśnia, podając przykłady, na czym polega zastosowanie izotopów promieniotwórczych w badaniach naukowych.
- wyjaśnia na czym polegają zjawiska świadczące o korpuskularnej i falowej naturze elektronu.
- na podstawie zależności między liczbami kwantowymi oblicza liczbę stanów kwantowych dla dowolnej wartości głównej liczby kwantowej.
- modeluje obszary orbitalne d,f. -wykorzystując schematy obsadzania stanów kwantowych w atomie wieloelektronowym przedstawia za pomocą liczb kwantowych i w formie graficznej (klatkowej) konfiguracje elektronowe atomów o podanej liczbie atomowej
- na podstawie podanych liczb kwantowych opisujących stan elektronów w atomie podaje konfigurację elektronową tych atomów -wskazuje na błędy nieprawidłowo zapisanej konfiguracji elektronowej, podaje prawidłową i wyjaśnia, na czym polegały błędy.

Ocena celująca.

Uczeń: -wskazuje związek między parzystością jądra i liczbą nuklidów występujących w przyrodzie

- prezentuje podział cząstek elementarnych, ilustrując przykładami
- objaśnia, na czym polega anihilacja materii -przedstawia budowę antyatomu wodoru

- wymienia podstawowe rodzaje oddziaływań elementarnych
- przedstawia kwarkową budowę protonu i neutronu oraz wyjaśnia, na czym polega ich wzajemna przemiana -objaśnia, dlaczego szybkość rozpadu promieniotwórczego jest wielkością statystyczną
- podaje produkty powstające podczas zderzeń atomów ^{14}N z neutronami w atmosferze Ziemi
- podaje i definiuje jednostki dawki napromieniowania i równoważnika dawki promieniowania
- objaśnia, kiedy i dlaczego wprowadza się współczynniki jakości promieniowania tzw. QF
- podaje czynniki wpływające na wielkość otrzymywanej rocznej dawki napromieniowania
- wymienia symptomy choroby popromiennej
- podaje konfiguracje stanów wzbudzonych atomu helu
- proponuje konfigurację elektronową nowych pierwiastków

Dział: UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW.

Ocena dopuszczająca.

Uczeń: -określa miejsce pierwiastka w układzie okresowym, odczytuje jego nazwę na podstawie podanego miejsca w układzie okresowym.

- wskazuje okresy i grupy w układzie, podaje nazwy grup.
- wskazuje na liczbę atomową, jako wielkość, która określa kolejność pierwiastków we współczesnym układzie.
- definiuje pojęcia :elektrony walencyjne, rdzeń(zrąb) atomowy, blok energetyczny.
- podaje, jakie wiadomości o pierwiastkach i budowie ich atomów można odczytać znając numery okresu i grupy oraz liczbę atomową i masową dla pierwiastków o Z od 1 do 35.
- określa, na podstawie miejsca pierwiastków w układzie i znanej liczby masowej: a)skład jąder atomowych, b) konfiguracje elektronowe [(3 sposoby): 1) z uwzględnieniem liczby elektronów tylko w powłokach , 2) z uwzględnieniem liczby elektronów w podpowłokach, 3) z wykorzystaniem konfiguracji helowców] c) zrąb atomowy, d) konfigurację elektronów walencyjnych przedstawioną również w formie graficznej, (wykorzystując przynależność pierwiastków do bloków energetycznych, e) liczbę niesparowanych elektronów.
- znając konfigurację elektronową identyfikuje pierwiastek.
- podaje właściwości sodu, potasu, magnezu , wapnia, chloru ,bromu, jodu, siarki, tlenu.
- porównuje reaktywność sodu i potasu, magnezu i wapnia, sodu i magnezu, potasu i wapnia oraz fluorowców i tlenowców.
- pisze równania reakcji sodu, potasu i wapnia z wodą oraz te, które świadczą o różnej reaktywności fluorowców.
- podaje definicję zjawiska alotropii. -podaje przykłady odmian alotropowych pierwiastków.
- wskazuje w układzie okresowym bloki energetyczne.
- podaje charakterystyczne właściwości pierwiastków bloku energetycznego s,p,d.
- przedstawia, jak zmieniają się właściwości pierwiastków i ich związków w obrębie okresu i w grupie.

Ocena dostateczna.

- podaje przykłady prób klasyfikacji pierwiastków, podejmowane przed Mendelejewem.

- podaje masę atomową, jako wielkość określającą kolejność pierwiastków w układzie Mendelejewa. -dla pierwiastków o Z od 1 do 40:
- określa, na podstawie miejsca pierwiastka w układzie i znanej liczby masowej: a) skład jąder atomowych, b) konfiguracje elektronowe(3 sposoby), c) zrąb atomowy, d) konfigurację elektronów walencyjnych, e) liczbę niesparowanych elektronów. - znając konfigurację elektronową atomu, identyfikuje pierwiastek i określa jego miejsce w układzie okresowym.
- porównuje właściwości sodu, potasu, magnezu, wapnia.
- porównuje właściwości chloru, bromu, jodu, tlenu i siarki.
- podaje przykłady, jakimi właściwościami mogą się różnić odmiany alotropowe tych samych pierwiastków.
- podaje konfiguracje elektronowe powłok walencyjnych atomów pierwiastków bloku s, p, d.

Ocena dobra.

Uczeń: -podaje przykłady pierwiastków, których istnienie przewidywał Mendelejew.

- dla pierwiastków o Z od 1 do 56:
- określa, na podstawie miejsca pierwiastka w układzie i znanej liczby masowej: a) skład jąder atomowych, b)konfiguracje elektronowe(3sposoby) c) zrąb atomowy, d) konfigurację elektronów walencyjnych, e) liczbę niesparowanych elektronów. -sprawdza w tablicach, w których przypadkach, ze względu na promocję elektronów, należy poprawić zapisane konfiguracje.
- znając konfigurację elektronową atomu, identyfikuje pierwiastek i określa jego miejsce w układzie okresowym.
- określa przynależność do grupy i bloku energetycznego pierwiastka na podstawie znanej konfiguracji elektronów walencyjnych jego atomu.
- podaje, jak reaktywność metali grup głównych zależy od ich miejsca w układzie.
- podaje jak reaktywność niemetali grup głównych zależy od ich miejsca w układzie.
- projektuje doświadczenia ilustrujące różnice aktywności metali i fluorowców.
- porównuje właściwości odmian alotropowych pierwiastków, np. tlenu i ozonu.
- podaje charakterystyczne właściwości pierwiastków bloku f.

Ocena bardzo dobra.

Uczeń: -wyjaśnia na podstawie jakich zależności, występujących w jego układzie, Mendelejew mógł przewidzieć istnienie nieznanych za jego czasu pierwiastków i przewidzieć ich właściwości oraz właściwości ich związków. dla dowolnych pierwiastków: -określa, na podstawie miejsca pierwiastka w układzie i znanej liczby masowej: a) skład jąder atomowych, b) konfiguracje elektronowe (3 sposoby), c)zrąb atomowy, d) konfigurację elektronów walencyjnych, e liczbę niesparowanych elektronów. -sprawdza w tablicach, w których przypadkach, ze względu na promocję elektronów, należy poprawić zapisane konfiguracje.

-znając konfigurację elektronową atomu, identyfikuje pierwiastek i określa jego miejsce w układzie okresowym.

-przewiduje budowę atomów nie odkrytych jeszcze pierwiastków.

-przewiduje właściwości jakie powinny mieć pierwiastki należące do tych samych grup układu okresowego i potwierdza je danymi literaturowymi, czy przewidywane właściwości zostały podane zgodnie ze stanem faktycznym.

- planuje doświadczenie wykazujące, że odmiany alotropowe pierwiastków składają się z takich samych atomów.
- określa położenie dowolnego pierwiastka w układzie na podstawie znajomości konfiguracji elektronowej atomu tego pierwiastka.

Ocena celująca.

Uczeń: - wyjaśnia pochodzenie jednej z anomalii układu okresowego (Ar – K) - proponuje właściwości nowych pierwiastków na podstawie analizy U.O.

Dział: TYPY WIĄZAŃ CHEMICZNYCH.

Ocena dopuszczająca.

Uczeń: -definiuje pojęcia: elektroujemność, elektrony walencyjne.

- określa, jak zmienia się elektroujemność pierwiastków w okresach i grupach.
- korzystając z układu okresowego określa liczbę i konfigurację elektronów walencyjnych.
- definiuje regułę oktetu i dubletu.
- biorąc pod uwagę różnicę elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych wskazuje, między jakimi pierwiastkami występuje wiązanie jonowe.
- podaje, jakie charakterystyczne właściwości mają związki o budowie jonowej.
- spośród podanych wskazuje związki, w których występuje wiązanie jonowe.
- znając symbole jonów podaje wzór związku złożonego z tych jonów.
- określa na czym polega wiązanie kowalencyjne. -wskazuje, biorąc pod uwagę elektroujemność i liczbę elektronów walencyjnych, między jakimi atomami tworzy się wiązanie kowalencyjne.
- definiuje pojęcia: wiązanie pojedyncze i wiązanie wielokrotne.
- spośród podanych wskazuje związki z wiązaniem kowalencyjnym.
- wskazuje, że charakter wiązania zależy od elektroujemności.
- definiuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.
- wskazuje, biorąc pod uwagę elektroujemność i liczbę elektronów walencyjnych, między jakimi atomami powstaje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.
- spośród podanych wyróżnia związki z wiązaniem kowalencyjnym spolaryzowanym
- definiuje pojęcie - wiązanie koordynacyjne.
- wskazuje, biorąc pod uwagę elektroujemność i liczbę elektronów walencyjnych, między jakimi atomami powstaje wiązanie koordynacyjne.
- określa, że cząsteczka jest symetryczna, jeśli wszystkie elektrony atomu centralnego biorą udział w wiązaniu.
- wyjaśnia dlaczego przyjmuje się, że atomy węgla w związkach ulegają wzbudzeniu. -modeluje cząsteczki związków dwóch pierwiastków.
- przedstawia strukturę cząsteczki benzenu, w której występują zdelokalizowane elektrony wiązań π . -podaje model wiązania metalicznego.
- podaje jakie właściwości charakterystyczne dla metalu można wyjaśnić wykorzystując model wiązania metalicznego.
- definiuje pojęcia: wiązanie wodorowe, asocjacja, oddziaływania van der Waalsa.
- podaje przykłady, jak rodzaje występujących wiązań wpływa na właściwości substancji.

Ocena dostateczna.

Uczeń: -podaje, który pierwiastek ma najwyższą elektroujemność, a który najniższą.

-wyjaśnia jak się tworzy i na czym polega wiązanie jonowe.

-określa symbole jonów w prostych związkach chemicznych.

-zapisuje równania procesu powstawania jonów.

-zapisuje konfiguracje elektronowe prostych jonów.

-korzystając z układu okresowego, przewiduje wzory prostych związków o wiązaniu kowalencyjnym.

-definiuje pojęcia wiązanie σ i π .

-podaje wzory elektronowe cząsteczek, w których są wiązania kowalencyjne.

-określa rodzaj i liczbę wiązań (σ , π) typowych cząsteczek nieorganicznych i organicznych.

-przewiduje wzory prostych związków, w których występuje wiązanie atomowe spolaryzowane.

-określa kierunek polaryzacji wiązania.

-podaje wzory elektronowe cząsteczek, w których występuje wiązanie atomowe spolaryzowane

-podaje wzory elektronowe cząsteczek i związków, w których występuje wiązanie koordynacyjne.

-definiuje pojęcie hybrydyzacji, jako sposób wyjaśniania geometrycznej struktury cząsteczek.

-definiuje metodę VSEPR jako sposób określania kształtu cząsteczek.

-wyjaśnia, na podstawie modelu wiązania metalicznego, dlaczego metale dobrze przewodzą prąd elektryczny.

-podaje przykłady związków, w których lub między cząsteczkami, których występuje wiązanie wodorowe.

-podaje charakterystyczne właściwości kryształów jonowych, substancji złożonymi z pojedynczych cząsteczek i kryształów złożonych z atomów powiązanych wiązaniami kowalencyjnymi.

-na podstawie właściwości substancji określa rodzaj występującego w nich wiązania.

Ocena dobra.

Uczeń: -podaje, jakie elementy budowy atomu wpływają na elektroujemność pierwiastka.

-wyjaśnia, podając odpowiednie przykłady, jak się tworzy i na czym polega wiązanie jonowe.

-na podstawie podanych właściwości związku określa, czy jest to związek o budowie jonowej.

-podaje wzory elektronowe związków jonowych.

-wyjaśnia, podając odpowiednie przykłady, jak się tworzy i na czym polega wiązanie kowalencyjne.

-wyjaśnia jak się tworzą wiązania σ i π .

-definiuje pojęcia: moment dipolowy, dipol.

-porównuje wiązanie jonowe z kowalencyjnym i kowalencyjnym spolaryzowanym.

-określa, podając przykłady, jak tworzy się wiązanie koordynacyjne.

-porównuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane z koordynacyjnym.

-wyjaśnia co oznaczają zapisy: sp , sp^2 , sp^3 .

-podaje rozmieszczenie przestrzenne obszarów orbitalnych o hybrydyzacjach sp , sp^2 , sp^3 .

-podaje przykłady cząsteczek, których kształt wyjaśniamy, przyjmując hybrydyzację.

-stosuje metodę VSEPR do określenia kształtu prostych cząsteczek związków chemicznych.

-wyjaśnia, na podstawie modelu wiązania metalicznego zjawisko ciągliwości metali.

-wyjaśnia, jaki wpływ na właściwości związków chemicznych ma występowanie w nich oraz między ich cząsteczkami wiązań wodorowych.

- wyjaśnia właściwości substancji, biorąc pod uwagę występujące w nich wiązania i oddziaływania międzycząsteczkowe.

Ocena bardzo dobra.

Uczeń: -wyjaśnia przyczyny zmienności elektroujemności w okresach i grupach.

-wyjaśnia, między którymi pierwiastkami w złożonym związku występuje wiązanie jonowe. -na podstawie miejsca dowolnych pierwiastków w układzie określa wzór związku chemicznego tych pierwiastków.

-wskazuje rozmieszczenie obszarów molekularnych w cząsteczkach związków.

-podaje warunki jakie muszą spełniać orbitale atomowe, aby utworzyć odpowiedni (σ i π)orbital molekularny.

-wyjaśnia zależność między rodzajem wiązania, symetrią cząsteczki, a tym czy jest ona dipolem czy nie jest

-znając budowę cząsteczki związku określa czy jest ona dipolem.

-wyjaśnia, które wiązanie w cząsteczce można uważać za koordynacyjne.

-podaje jak zbudowane są jony kompleksowe.

-modeluje cząsteczki związków chemicznych przewidując ich kształt za pomocą metody VSEPR oraz wyjaśniając kształt cząsteczek hybrydyzacją.

-przedstawia model cząsteczki ozonu.

-podaje przykłady związków międzymetalicznych.

-podaje zależność między położeniem pierwiastków w U.O., elektroujemnością pierwiastków tworzących wiązania a rodzajem wiązań pomiędzy nimi.

Ocena celująca.

Uczeń: - tłumaczy, na czym polega przybliżenie jednoelektronowe

- definiuje orbitale: wiążący i antywiązący

- wyjaśnia przyczyny trwałości jonu H_2^+

- tłumaczy równocенność wiązań w cząsteczce ozonu

Dział: SYSTEMATYKA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH

Ocena dopuszczająca.

Uczeń: -definiuje pojęcia: tlenek, tlenek metalu, tlenek niemetalu, tlenek zasadowy, tlenek kwasowy, tlenek amfoteryczny, nadrtlenek

- podaje nazwy tlenków o podanych wzorach, w których pierwiastek połączony z tlenem występuje na jednym stopniu utlenienia.

-podaje wzory tlenków o podanych nazwach.

-definiuje pojęcie woderek.

-podaje nazwy wodorków o podanych wzorach i wzory wodorków o podanych nazwach.

-przedstawia, jak zmienia się charakter zasadowo-kwasowy tlenków i wodorków w zależności od miejsca pierwiastka tworzącego związek w układzie okresowym.

-definiuje pojęcia: wodorotlenek, zasada, wodorotlenek amfoteryczny.

- podaje zastosowania wodorotlenku sodu i wodorotlenku wapnia.
- podaje nazwy wodorotlenków o podanych wzorach i wzory wodorotlenków o podanych nazwach.
- spośród podanych popularnych tlenków i wodorotlenków wybiera związki amfoteryczne.
- zapisuje równania reakcji otrzymywania i równania reakcji charakterystyczne dla podanego tlenku kwasowego, zasadowego. -podaje równania reakcji charakterystyczne dla wodorotlenków metali, amoniaku, siarkowodoru, chlorowodoru.
- podaje metody otrzymywania wodorotlenków.
- podaje równania reakcji otrzymywania wodorotlenków.
- podaje, ilustrując równaniami reakcji, właściwości wodorotlenków zasadowych
- podaje nazwy kwasów o podanych wzorach i wzory kwasów o podanych nazwach.
- definiuje pojęcia: kwas, kwas mocny, kwas słaby, kwas nieutleniający, kwas utleniający.
- podaje przykłady kwasów słabych i mocnych, utleniających i nieutleniających.
- definiuje kwas i zasadę zgodnie z teorią protonową i elektronową.
- podaje, ilustrując równaniami reakcji, jakie reakcje są charakterystyczne dla kwasów.
- podaje równania reakcji otrzymywania kwasów.
- definiuje pojęcia: sól, wodorosól, hydroksosól, hydrat (sól uwodniona).
- podaje nazwy popularnych soli znając ich wzory i wzory znając nazwy.
- podaje minimum trzy sposoby otrzymywania soli, podaje przykłady pisząc równania reakcji.
- definiuje pojęcia: hydrat (sól uwodniona), hydroliza anionowa, hydroliza kationowa.
- podaje, jakim charakterystycznym reakcjom ulegają sole.
- przewiduje i potwierdza równaniem reakcji, jaki odczyn powinny mieć roztwory wodne typowych soli.

Ocena dostateczna.

Uczeń: -podaje nazwy tlenków, w których tlen jest połączony z pierwiastkiem na różnych stopniach utlenienia.

- zapisuje równania reakcji charakterystyczne dla podanego tlenku amfoterycznego.
- podaje, ilustrując równaniami reakcji, właściwości wodorotlenków amfoterycznych.
- na podstawie podanych reakcji, jakim ulega wodorotlenek, zalicza go do wodorotlenków zasadowych lub amfoterycznych.
- podaje, ilustrując równaniami reakcji, jakimi sposobami można porównać moc kwasów.
- podaje przykłady substancji, które zgodnie z teorią protonową mogą być tylko kwasami, tylko zasadami, są amfiprotyczne.
- podaje przykłady substancji, które zgodnie z teorią elektronową są kwasami, które zasadami.
- podaje nazwę dowolnej soli, znając jej wzór, podaje wzory dowolnej soli, znając jej nazwę.
- zapisuje w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji, której produktem jest sól o podanej nazwie lub wzorze.
- znając, podane w formie jonowej skróconej równanie reakcji strącania osadu, zapisuje ją w formie cząsteczkowej używając różnych substratów.
- zapisuje w formie cząsteczkowej równania reakcji, charakterystyczne dla soli, podane w formie jonowej i odwrotnie.
- wyjaśnia (równaniem reakcji), jaki odczyn i dlaczego ma roztwór wodny dowolnej soli o podanej nazwie lub wzorze.

-wyjaśnia, dlaczego wszystkie sole są ciałami stałymi.

Ocena dobra.

Uczeń: -porównuje zmianę elektroujemności pierwiastków jednego okresu z udziałem charakteru jonowego w tlenkach i ich właściwościami.

-planuje doświadczenie pozwalające na otrzymanie żądanego tlenku.

-planuje doświadczenia mające na celu otrzymanie, odróżnianie i badanie właściwości chlorowodoru i amoniaku.

-wyjaśnia różnice między pojęciem zasada a wodorotlenek.

-projektuje doświadczenia pozwalające na otrzymanie żądanego wodorotlenku.

-podaje zależności między budową a mocą kwasów tlenowych i beztlenowych.

-projektuje doświadczenia pozwalające na otrzymanie żądanych kwasów.

-zapisuje cykl równań reakcji, w których wyniku, z podanych do wykorzystania substratów można otrzymać sól o znanym wzorze lub nazwie.

-wyjaśnia dlaczego tlenek węgla(IV) i tlenek krzemu(IV) mają w zwykłych warunkach różne stany skupienia.

Ocena bardzo dobra.

Uczeń: -przedstawia budowę i właściwości nadtlenków.

-planuje doświadczenie pozwalające odróżnić tlenek zasadowy od tlenku kwasowego, amfoterycznego i obojętnego. -planuje doświadczenia mające na celu otrzymanie, odróżnianie i badanie właściwości wodorotlenków pierwiastków grupy 15,16,17.

-wyjaśnia zależności między budową a właściwościami wodorotlenków.

-wyjaśnia zależności między budową kwasów a ich mocą.

-wskazuje, podając odpowiednie przykłady na wpływ rozpuszczalnika na kwasowo-zasadowe właściwości substancji.

-podaje przykładowe równania reakcji otrzymywania wodorosoli i hydroksosoli.

-planuje doświadczenia, w których wyniku można otrzymać sól o podanej nazwie lub wzorze.

-planuje doświadczenia, w których wyniku można rozróżnić związki lub jony o podanej nazwie lub wzorze

-konstruuje schematy procesów chemicznych prowadzących do otrzymania soli z różnych podanych substratów.

-na dowolnym przykładzie omawia budowę hydratów.

Ocena celująca.

Uczeń: - proponuje właściwości związków nowych pierwiastków na podstawie analizy U.O.

- pisze równania reakcji określające właściwości związków nowych pierwiastków na podstawie analizy U.O.

Dział: MOŁOWA INTERPRETACJA PRZEMIAN CHEMICZNYCH.

Ocena dopuszczająca.

Uczeń: -definiuje pojęcia: masa atomowa, masa cząsteczkowa, masa atomu, masa cząsteczki, jednostka masy atomowej.

- oblicza masę cząsteczkową substancji o znanym wzorze.
- definiuje pojęcia: mol, masa molowa, liczba Avogadra.
- podaje masę molową pierwiastka i oblicza masę molową związku chemicznego.
- oblicza liczbę moli atomów i cząsteczek w określonej masie substancji.
- formuluje prawo zachowania masy.
- zapisuje równanie reakcji znając wzory substratów i produktów.
- oblicza masę jednego z reagentów, znając masy pozostałych reagentów.
- formuluje prawo stałości składu związku chemicznego.
- oblicza stosunek masowy reagentów reakcji na podstawie jej równania.
- definiuje pojęcia: objętość molowa, warunki normalne, warunki standardowe, objętość molowa gazów.
- formuluje prawo Avogadra.
- oblicza masę określonej objętości gazu, objętość określonej masy substancji gazowej.
- formuluje prawo stosunków objętościowych.
- oszacowuje czy gęstość gazu jest większa, czy mniejsza od gęstości powietrza.
- oblicza liczbę moli gazu w danej jego objętości.
- oblicza masę i objętość określonej liczby moli substancji.
- oblicza liczbę atomów i cząsteczek w określonej masie substancji.
- podaje interpretację molową, masową, objętościową reagentów na podstawie równań reakcji.
- oblicza masę składnika w określonej masie związku o znanym wzorze.
- oblicza masę, liczbę moli, objętość reagenta na podstawie określonej ilości drugiego reagenta.
- podaje równanie Clapeyrona, równanie stanu gazu doskonałego.

Ocena dostateczna.

Uczeń: -wyjaśnia różnicę między pojęciami masa atomu, masa atomowa, masa cząsteczki, masa cząsteczkowa, masa molowa.

- oblicza masę atomową i masę cząsteczkową znając masę atomu i cząsteczki oraz wiedząc, jakiej liczbie gramów równa jest atomowa jednostka masy.
- opisuje doświadczenie świadczące o słuszności prawa zachowania masy.
- zapisuje równanie reakcji znając nazwy substratów i produktów reakcji.
- opisuje doświadczenie świadczące o słuszności prawa stałości składu związku chemicznego.
- podaje różnice między mieszaniną a związkiem chemicznym.
- zapisuje równanie reakcji o podanej interpretacji molowej.
- oblicza ilość produktu na podstawie równania reakcji i wydajności reakcji.
- oblicza objętość gazu w dowolnych warunkach z wykorzystaniem równania Clapeyrona.
- oblicza masę molową związku gazowego, znając jego gęstość w warunkach normalnych.
- zapisuje równanie reakcji na podstawie podanego stosunku objętościowego gazów.
- oblicza masę, liczbę moli, objętość gazowego reagenta, jeśli użyto niestechiometrycznych ilości reagentów.
- oblicza ilość reagenta, w przypadku zanieczyszczonych reagentów.

Ocena dobra.

Uczeń: -oblicza masę jednego z reagentów, znając stosunek mas reagentów.

- oblicza ilość substratu na podstawie równania reakcji i wydajności reakcji.
- oblicza wzór związku chemicznego, znając stosunek mas składników oraz masy molowe składników.
- wyjaśnia, na czym polega różnica między mieszaniną a związkiem chemicznym.
- stosuje do obliczania ilości reagenta wydajność reakcji wieloetapowej.
- oblicza objętość reagenta gazowego, w dowolnych warunkach na podstawie równania reakcji i ilości innego reagenta.
- oblicza gęstość mieszaniny gazów w dowolnych warunkach.

Ocena bardzo dobra.

- Uczeń: -projektuje doświadczenie świadczące o słuszności prawa zachowania masy.
- wykazuje, że teoretycznie rzecz biorąc, prawo zachowania masy jest prawem empirycznym, bardziej ogólne jest prawo zachowania masy i energii
 - uzasadnia słuszność prawa zachowania masy na podstawie założeń teorii atomistycznej
 - oblicza ilość produktu/substratu na podstawie równania reakcji w reakcji z mieszaniną.
 - planuje i wykonuje rozwiązanie zadania złożonego, wieloetapowego.
 - projektuje doświadczenia świadczące o słuszności prawa stałości składu związku chemicznego.
 - uzasadnia słuszność prawa stałości składu na podstawie założeń teorii atomistycznej.
 - oblicza gęstość gazowego związku o znanym wzorze w warunkach normalnych.
 - projektuje doświadczenia świadczące o słuszności prawa Avogadra.

Ocena celująca.

Uczeń: - rozwiązuje zadania nietypowe, interdyscyplinarne, wieloaspektowe.