

Wymagania edukacyjne – klasa 1

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
Pracownia chemiczna. Przepisy BHP i regulamin	- wymienia nazwy szkła i podstawowego sprzętu laboratoryjnego - wymienia zasady bezpiecznej pracy w szkolnej pracowni chemicznej (w tym ogrzewania zawartości probówki w płomieniu palnika) i je stosuje - wymienia, jakie informacje można uzyskać, mając do dyspozycji karty charakterystyk substancji	- określa przeznaczenie szkła i podstawowego sprzętu laboratoryjnego - odszukuje w kartach charakterystyk substancji informacje na temat zagrożeń związanych ze stosowaniem podstawowych odczynników - bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi - przedstawia przebieg doświadczenia za pomocą schematycznego rysunku i formułuje wnioski	- zna i stosuje zasady BHP w laboratorium wraz z regułami udzielania pierwszej pomocy - odszukuje w karcie charakterystyk substancji informacje na temat wpływu podanego odczynnika chemicznego na organizm	- wykorzystuje tekst o tematyce chemicznej (np. karty pracy) i przygotowane przez nauczyciela odczynniki (sprzęt) w celu formułowania problemów badawczych, weryfikacji postawionych hipotez oraz wykonuje pod kierunkiem nauczyciela doświadczenie chemiczne (zgodnie z zasadami BHP) - dokumentuje przebieg doświadczenia z użyciem narzędzi informatycznych oraz prezentuje uzyskane wyniki na forum grupy lub klasy	- planuje krok po kroku przebieg doświadczenia chemicznego z wykorzystaniem literatury przedmiotu, zasobów internetu oraz metodologii badawczej, krytycznie analizuje uzyskane informacje, a następnie samodzielnie przygotowuje listę odczynników (sprzęt laboratoryjny) oraz procedurę wykonania doświadczenia - wyjaśnia, posługując się terminologią chemiczną, wiedzą z różnych źródeł informacji i kartami charakterystyk substancji, jaki jest mechanizm szkodliwego działania substancji
ATOMY, CZĄSTECZKI I STECHIOMETRIA CHEMICZNA					
1. Liczba atomowa i liczba masowa	- wyszczególnia jądro i elektrony jako składniki atomu - definiuje pojęcia: proton, neutron, elektron, atom - objaśnia pojęcie izotopu	- opisuje różnice między protonem a neutronem - na podstawie znajomości liczb z i a wymienia liczbę cząstek elementarnych wchodzących w skład atomu	wskazuje w zbiorze nuklidów te, które są izotopami, izotonami, izobarami, mając do dyspozycji tekst o tematyce chemicznej (w szczególności definicje izotonów, izobarów)	- potrafi określić, przez kogo i kiedy zostały odkryte neutrony, elektrony i protony - potrafi wymienić techniki badawcze, za pomocą których można obrazować powierzchnię	- potrafi opisać, w jaki sposób zostały odkryte protony, elektrony i neutrony - przedstawia kwarkową budowę protonu i neutronu oraz wyjaśnia, na czym polega

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	i nuklidu • definiuje pojęcie nukleonu • objaśnia, czym są liczba atomowa i liczba masowa	danego pierwiastka • wymienia izotopy wodoru i opisuje ich budowę	• opisuje budowę atomów pierwiastków rozpoczynających i kończących dany szereg promieniotwórczy, mając do dyspozycji szeregi promieniotwórcze	próbki ze zdolnością rozdzielczą na poziomie atomowym	ich wzajemna przemiana
2. Masa atomowa i masa cząsteczkowa	• definiuje jednostkę masy atomowej • definiuje pojęcia: masa atomowa i masa cząsteczkowa	• na podstawie danych zawartych w układzie okresowym określa masy atomowe pierwiastków oraz oblicza masy cząsteczkowe • oblicza średnią masę atomową pierwiastka jako średnią ważoną z zawartości procentowej poszczególnych izotopów • oblicza procentowy skład izotopowy pierwiastków, mając do dyspozycji średnią masę atomową pierwiastka	• przelicza masy atomowe i cząsteczkowe na masy w gramach i odwrotnie	• wykonuje obliczenia związane z pojęciami: masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej (o większym stopniu trudności)	• potrafi wymienić pierwiastki składające się z takich samych nuklidów • wyjaśnia, dlaczego właściwości pierwiastków nie zmieniają się okresowo wraz ze wzrostem masy atomowej, ale zmieniają się wraz ze wzrostem liczby atomowej, mając do dyspozycji masy atomowe wszystkich pierwiastków oraz informacje na temat historii powstawania układu okresowego
3. Mol i masa molowa	• definiuje pojęcia: mol i masa molowa • korzystając z układu okresowego, podaje wartości mas molowych pierwiastków • na podstawie wzoru chemicznego oblicza wartości mas molowych związków chemicznych oraz pierwiastków	• wyjaśnia pojęcie: objętość molowa gazów • wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych • wyjaśnia pojęcie: liczba Avogadra oraz wiąże mol z liczbą cząstek zawartych w podanej ilości substancji	• swobodnie operuje pojęciami mola, masy molowej i objętości molowej • stosuje w obliczeniach chemicznych równanie Clapeyrona • wyjaśnia pojęcie wydajności reakcji • wyjaśnia własnymi słowami, jakie wnioski wynikają z analizy treści prawa Avogadra	• porównuje gęstości różnych gazów na podstawie znajomości ich mas molowych • wykonuje obliczenia dotyczące mola, masy molowej i objętości molowej o podwyższonym stopniu trudności • oblicza średnią masę molową powietrza (mając do dyspozycji informacje na temat zawartości procentowej poszczególnych	• znając masę molową gazu oraz średnią masę molową powietrza, proponuje sposób zbierania wydzielającego się gazu • potrafi zaplanować i przeprowadzić doświadczenie mające na celu wyznaczenie liczby Avogadra

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	występujących pod postacią cząsteczek ● podaje treść prawa Avogadra ● korzysta z wartości gęstości i oblicza masy molowe gazów – głównych składników powietrza	● charakteryzuje warunki normalne ● oblicza masy molowe hydratów, wodorosoli, hydroksosoli, mając do dyspozycji wzór sumaryczny lub nazwę systematyczną związku	● oblicza zawartości procentowe wody w szeregu hydratów, mając do dyspozycji nazwy i wzory hydratów (masy molowe)	gazów w powietrzu) i na tej podstawie przewiduje, który z gazów będzie cięższy / lżejszy od powietrza	
4. Wyznaczanie wzoru związku chemicznego	● potrafi wyjaśnić różnicę między wzorem rzeczywistym a empirycznym ● formułuje prawo stałości składu związku chemicznego ● podaje wzory sumaryczne prostych związków chemicznych	● oblicza skład procentowy poszczególnych pierwiastków w związku chemicznym ● na podstawie danych zawartości procentowych poszczególnych pierwiastków potrafi określić wzór empiryczny (elementarny) i rzeczywisty związku chemicznego	● potrafi określić wzór rzeczywisty na podstawie wzoru elementarnego i gęstości par substancji (bezwzględnej i względnej) ● ustala empiryczny i rzeczywisty wzór związku chemicznego, mając do dyspozycji wyniki analizy spaleniwowej (masę CO ₂ i masę H ₂ O)	● potrafi wymienić metody wyznaczania wzorów substancji	● potrafi wyjaśnić, na czym polegają metody wyznaczania wzorów substancji ● ustala empiryczny i rzeczywisty wzór związku chemicznego na podstawie wyników analizy spaleniwowej ● rozwiązuje zadania wieloetapowe poprzedzone informacją wprowadzającą
5. Molowa interpretacja równania reakcji chemicznej	● zapisuje równania najprostszych reakcji chemicznych na podstawie słownego lub graficznego opisu ● definiuje stosunek molowy reagentów ● na podstawie równania reakcji ustala stosunek masowy reagentów	● pisze i bilansuje równania prostych reakcji chemicznych ● wykonuje proste obliczenia dotyczące stosunku masowego reagentów i wzorów związków chemicznych ● interpretuje równania reakcji w ujęciu molowym ● oblicza ilość substancji, która przereaguje z podaną ilością reagentu ● ustala masę produktu	● oblicza, korzystając z podanego stosunku masowego reagentów, masę powstającego produktu w przypadku, gdy jeden z substratów znajduje się w nadmiarze ● stosuje w obliczeniach objętość molową gazów w warunkach normalnych, np. ustala objętość tlenu potrzebną do spalania podanej ilości węglowodoru ● ustala skład mieszaniny otrzymanej w wyniku reakcji	● wyjaśnia, dlaczego objętości reagujących gazów i gazowych produktów reakcji mierzone w tych samych warunkach pozostają w stosunku niewielkich liczb całkowitych ● wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu trudności)	● wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a rzeczywistym ● wykonuje obliczenia stechiometryczne o podwyższonym stopniu trudności (w tym z zastosowaniem równania Clapeyrona)

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
		otrzymanego w reakcji podanych ilości substratów - na podstawie równania reakcji ustala stosunek objętościowy gazowych reagentów - oblicza stosunek masowy reagentów na podstawie stosunku molowego - definiuje pojęcie stosunku stechiometrycznego i niestechiometrycznego	niestechiometrycznych ilości np. dwóch gazów	wykonuje obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych	
6. Rodzaje promieniowania jądrowego	- definiuje pojęcia: nuklid i radionuklid - wymienia czynniki wpływające na trwałość jąder - wymienia rodzaje przemian jądrowych - opisuje budowę cząstek α i β	- wymienia rodzaje promieniowania jądrowego i je definiuje - podaje przykłady nuklidów promieniotwórczych - wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej i sztucznej - pisze równania reakcji prostych przemian jądrowych, np. emisji cząstek α, β i γ	- określa właściwości promieniowania α, β i γ - wyjaśnia przyczynę różnicy między wartością masy atomowej a sumą mas swobodnych nukleonów i elektronów w atomie - objaśnia, na czym polega tzw. wychwyt K	- porównuje właściwości promieniowania Roentgena z promieniowaniem jądrowym - opisuje wpływ składu jądra na jego trwałość	- podaje przykłady naturalnych przemian jądrowych oraz omawia historię ich odkrycia - określa, wykorzystując dane odczytane z naturalnych szeregów promieniotwórczych, jakim przemianom ulegają izotopy poszczególnych pierwiastków (z uwzględnieniem reakcji równoległych i następczych) i układu równania przemian
8. Sztuczne reakcje jądrowe	wyjaśnia, jakie warunki muszą być spełnione, aby przebiegły sztuczne przemiany jądrowe	- wymienia rodzaje przemian β - stosuje zasady prawidłowego zapisu równań reakcji jądrowych do przewidywania produktów reakcji rozpadu promieniotwórczego	znając wartość $t_{1/2}$ danego nuklidu, oblicza zmianę jego masy (liczby atomów) w określonym czasie	- prezentuje związek między wartością liczby atomowej a typem przemiany, jakiej ulega jądro - wymienia pierwiastki o największej masie, które mają	- przedstawia założenia powłokowego modelu budowy jądra atomowego - opisuje założenia Modelu Standardowego - podaje produkty powstające

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
				trwałe izotopy • przedstawia sposoby otrzymywania radionuklidów (promieniotwórczość sztuczna) i zapisuje odpowiednie równania reakcji jądrowych	podczas zderzeń atomów ^{14}N z neutronami w atmosferze Ziemi • wyjaśnia pochodzenie jednej z anomalii układu okresowego (Ar – K) • podaje i definiuje jednostki dawki napromieniowania i równoważnika dawki napromieniowania
STRUKTURA ELEKTRONOWA ATOMU					
9. Prawo okresowości a struktura elektronowa atomu	• przedstawia planetarny model budowy atomu wodoru • wymienia nazwy literowe kolejnych powłok elektronowych • wyjaśnia, dlaczego w układzie okresowym między wodorem a helem nie może znajdować się żaden inny pierwiastek	• formułuje prawo okresowości i ilustruje je stosownymi przykładami • wymienia wielkości fizyczne oraz przedstawia ich zmienność w grupach i okresach układu okresowego	• wskazuje w układzie okresowym pierwiastki o podobnych właściwościach • tłumaczy kierunek zmian energii jonizacji oraz promienia atomowego w grupach i okresach układu okresowego	• wyjaśnia, dlaczego pierwiastki są uszeregowane w układzie okresowym według wzrostu liczby atomowej, a nie masy atomowej	• podaje przykłady anomalii (dotyczącej kolejności pierwiastków) występującej w układzie okresowym • tłumaczy, w jaki sposób Mendelejew przewidział właściwości fizyczne i chemiczne galu
10. Współczesny model atomu	• definiuje pojęcia: powłoka, podpowłoka elektronowa i poziom orbitalny • definiuje główną i poboczną liczbę kwantową, podaje ich literowe oznaczenia oraz wartości, które mogą przyjmować	• opisuje związek między powłoką, podpowłoką elektronową i obszarem orbitalnym • tłumaczy, dlaczego opisując budowę atomu, posługujemy się pojęciem prawdopodobieństwa	• wyjaśnia zasady rozmieszczenia elektronów w atomach wieloelektronowych • przedstawia zależność między odległością elektronu od jądra a wartością głównej liczby kwantowej	• podaje postulaty N. Bohra dotyczące ruchu elektronu wokół jądra (kwantowanie energii, ruch po orbicie o określonym promieniu) • wyjaśnia, do czego służy równanie Schrödingera	• objaśnia, co opisuje kwadrat funkcji falowej • wyjaśnia, czym jest kontur orbitalu

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziaja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
		- znając wartość liczby kwantowej n, podaje wartości pozostałych liczb kwantowych - objaśnia, co opisuje funkcja falowa opisuje kształt przestrzenny orbitali s i p			
11. Konfiguracje elektronowe pierwiastków	- definiuje elektrony walencyjne i podaje ich liczbę dla pierwiastków do $Z = 20$ - zapisuje powłokowe konfiguracje elektronowe pierwiastków o liczbach atomowych do $Z = 20$ - opisuje związek między położeniem pierwiastka w układzie okresowym (do $Z = 20$) a budową jego atomu - podaje nazwy literowe bloków konfiguracyjnych s, p, d i f układu okresowego - objaśnia zasadę przynależności pierwiastka do danego bloku konfiguracyjnego w układzie okresowym	- podaje zasadę rozmieszczania elektronów na podpowłokach - przedstawia kolejność zapełniania podpowłok elektronowych w atomach - zapisuje podpowłokowe konfiguracje elektronowe pierwiastków grup głównych do $Z = 20$ i na ich podstawie podaje położenie oraz wskazuje blok, do którego należy rozpatrywany pierwiastek - podaje maksymalną liczbę elektronów znajdujących się na poszczególnych podpowłokach - przyporządkowuje danej wartości pobocznej liczby kwantowej odpowiedni typ orbitalu i odwrotnie	- tłumaczy, dlaczego maksymalna liczba elektronów na podpowłokach s, p, d, f wynosi odpowiednio 2, 6, 10, 14 - zapisuje pełne oraz skrócone (z symbolem helowca) podpowłokowe konfiguracje elektronowe pierwiastków do $Z = 38$ - uzasadnia obecność dwóch pierwiastków w pierwszym okresie oraz ośmiu w drugim okresie tablicy Mendelejewa	- zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków bloku d, wynikające z kolejności zapełniania podpowłok - na podstawie konfiguracji atomu pierwiastka bloku d wskazuje elektrony walencyjne i odnajduje ten pierwiastek w układzie okresowym - wymienia pierwiastki o nietypowym rozmieszczeniu elektronów (chrom, miedź, srebro)	wyjaśnia, posługując się terminologią chemiczną i wiedzą z różnych źródeł informacji, na czym polega efekt relatywistyczny oraz porównuje konfiguracje elektronowe atomu srebra i złota i na podstawie porównania konfiguracji oraz zgromadzonej wiedzy określa przyczyny różnicy w barwach złota i srebra
12. Graficzny zapis konfiguracji elektronowej	definiuje magnetyczną i spinową liczbę kwantową, podaje ich literowe	wskazuje pierwiastek bloku s lub bloku p w układzie okresowym na podstawie	przyporządkowuje danej wartości pobocznej liczby kwantowej odpowiedni typ	przedstawia graficznie (modele klatkowe) konfiguracje elektronowe pierwiastków do	proponuje numery powłok i symbole podpowłok, a także schematy klatkowe

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	oznaczenia oraz wartości, jakie mogą przyjmować ● wyjaśnia, co oznaczają indeksy x, y, z umieszczane przy symbolach orbitali p	znajomości konfiguracji elektronowej atomu tego pierwiastka ● podaje treść zakazu Pauliego i reguły Hunda	orbitalu i odwrotnie ● przedstawia kolejność zapęnlania podpowłok elektronowych w atomach ● podaje treść zakazu Pauliego i reguły Hunda oraz stosuje je przy zapisie klatkowym konfiguracji elektronowych	$Z = 38$ ● wyjaśnia pojęcie spinu elektronowego ● wyjaśnia, dlaczego pierwszy szereg d znajduje się w czwartym okresie	konfiguracji elektronów walencyjnych atomów Be, B, C, P, S w stanach wzbudzonych, mając do dyspozycji numery powłok i symbole podpowłok oraz schematy klatkowe konfiguracji elektronów walencyjnych atomów w stanie podstawowym
13. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	● definiuje elektrony walencyjne i je odnajduje w zapisach konfiguracji elektronowych atomów pierwiastków bloków: s i p ● wskazuje pierwiastek bloku s lub bloku p w układzie okresowym na podstawie znajomości konfiguracji elektronowej atomu tego pierwiastka ● podaje nazwy grup pierwiastków bloków s, p	● określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych s, p, d, mając do dyspozycji konfigurację elektronową atomu pierwiastka ● podaje nazwy grup pierwiastków bloków s, p, d ● szereguje atomy pierwiastków według rosnącej / malejącej wartości promienia atomowego, mając do dyspozycji układ okresowy pierwiastków i konfiguracje elektronowe atomów	● wyjaśnia własnymi słowami, jaki jest związek między budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym ● podaje symbol pierwiastka, mając do dyspozycji informacje na temat położenia pierwiastka w układzie okresowym (numer okresu) oraz zależności między liczbą elektronów sparowanych i niesparowanych w powłokach walencyjnych	● przewiduje ogólny zapis konfiguracji elektronów walencyjnych dla atomów pierwiastków poszczególnych grup w blokach konfiguracyjnych s, p, d, mając do dyspozycji układ okresowy, numery powłok walencyjnych i literowe symbole podpowłok ● mając do dyspozycji informacje na temat promocji elektronowej w atomach (np. konfigurację atomów Cr, Cu) rozstrzyga, czy do promocji elektronowej może dochodzić w innych atomach w obrębie tej samej grupy (np. Mo, Ag) i zapisuje konfigurację elektronową innych atomów z uwzględnieniem promocji	● określa, posługując się układem okresowym pierwiastków, wiedzą na temat okresowości zmian właściwości pierwiastków, a także wiedzą z różnych źródeł informacji (danymi liczbowymi), który z pierwiastków w układzie okresowym ma: – największą / najmniejszą temperaturę topnienia / wrzenia – największą / najmniejszą gęstość ● wyjaśnia, dlaczego wodór mimo wielu podobieństw do fluorowców, znajduje się nad litowcami w układzie okresowym pierwiastków

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
WIĄZANIA CHEMICZNE					
14. Wiązania chemiczne w pierwiastkach	- wyjaśnia różnice między pierwiastkiem a związkiem chemicznym - podaje przykłady pierwiastków chemicznych z własnego otoczenia - opisuje budowę metali, posługując się pojęciem wiązania metalicznego - wyjaśnia, na podstawie cech wiązania metalicznego, kowalność metali i ich dobre przewodnictwo elektryczne - opisuje budowę prostych cząsteczek homoatomowych (H₂, Cl₂, N₂, P₄)	wskazuje w układzie okresowym pierwiastki o trwałych konfiguracjach elektronowych	- wyjaśnia na podstawie konfiguracji elektronowych pierwiastków, dlaczego atomy gazów szlachetnych nie łączą się w cząsteczki - opisuje budowę cząsteczek siarki (S₈), fosforu białego (P₄) i kryształu diamentu	- objaśnia, na jakiej podstawie można porównywać siłę wiązania metalicznego, np. w Na, Mg, Al - wyjaśnia, dlaczego niektóre pierwiastki w temperaturze 25 °C są ciałami stałymi (np. siarka, fosfor, węgiel), a inne gazami (np. wodór, chlor)	- definiuje orbitale: wiążący i antywiązący - tłumaczy równocześnie wiązań w cząsteczce ozonu
15. Wiązania w związkach chemicznych. Elektroujemność	- definiuje wiązania kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane) i jonowe - podaje definicję elektroujemności i odnajduje wartości elektroujemności pierwiastków w tablicach - określa, mając do	- omawia sposoby osiągania przez atomy pierwiastków grup głównych trwałych konfiguracji najbliższych helowców - opisuje zmiany elektroujemności pierwiastków w okresach i grupach układu okresowego - przedstawia, za pomocą wzorów elektronowych,	- odwołuje się do budowy atomów, aby wyjaśnić, dlaczego wartość pierwszej energii jonizacji maleje w grupach i rośnie w okresach - korzysta z wartości elektroujemności i szereguje podane związki według wzrastającej (malejącej) polarności	- korzysta z definicji pierwszej, drugiej i trzeciej energii jonizacji atomów oraz odpowiednich równań i przyporządkowuje wartości energii jonizacji do tych równań - korzysta z dostępnych źródeł informacji (np. tekstu o tematyce chemicznej) lub korzysta z informacji na temat wartości temperatury topnienia / wrzenia	analizuje wykres przedstawiający wartość pierwszej energii jonizacji atomów pierwiastków drugiego i trzeciego okresu w funkcji liczby atomowej pierwiastka i na tej podstawie wskazuje anomalie w wartościach energii jonizacji oraz proponuje wyjaśnienie tych anomalii, odwołując się

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	dyspozycji układ okresowy pierwiastków chemicznych, gdzie w układzie są położone pierwiastki o największej / najmniejszej wartości elektroujemności	sposób powstawania wiązania kowalencyjnego (atomowego) w cząsteczkach homo- oraz heteroatomowych - definiuje energię jonizacji - opisuje zmiany wartości pierwszej energii jonizacji w grupach i okresach, mając do dyspozycji wartości energii jonizacji		substancji i przewiduje, jaki rodzaj wiązania chemicznego występuje między pierwiastkami w związku	do wiedzy na temat budowy atomów oraz struktury elektronowej atomów
16. Wiązanie jonowe	- podaje przykłady związków jonowych i wymienia ich cechy charakterystyczne - wskazuje spośród podanych związków te, w których występuje wiązanie jonowe	- tłumaczy, dlaczego atomy metali mają tendencję do oddawania, a atomy niemetalu do przyłączania elektronów - opisuje budowę elektronową kationów i anionów - wyjaśnia zachowanie substancji jonowych podczas ich rozpuszczania w wodzie, a także dysocjacji termicznej - opisuje mechanizm przewodzenia prądu przez roztwory substancji jonowych	szereguje tlenki pierwiastków pierwszej / drugiej grupy i drugiego / trzeciego okresu wymienione w informacji wprowadzającej według rosnącego / malejącego charakteru wiązania jonowego, mając do dyspozycji układ okresowy	określa, na podstawie porównania wartości temperatury topnienia różnych związków chemicznych, jak zmienia się charakter wiązania jonowego w szeregu tych związków	- analizuje wzór na energię sieci krystalicznej kryształu jonowego i na tej podstawie określa, jak zmienia się energia sieci krystalicznej, gdy: - rośnie promień kationu / anionu - rośnie ładunek kationu / anionu (obu jonów) - weryfikuje postawione hipotezy, porównując wartości energii sieci krystalicznej zebrane w tablicach chemicznych
17. Wiązanie kowalencyjne w związkach chemicznych	- opisuje budowę cząsteczki chlorowodoru i tłumaczy, dlaczego jest ona dipolem - wymienia przykłady związków chemicznych, których cząsteczki są	korzystając z wartości elektroujemności, układu podane związki według wzrastającej (malejącej) polarność	- przedstawia za pomocą wzorów elektronowych sposób tworzenia wielokrotnego wiązania kowalencyjnego (atomowego) - porównuje właściwości związków jonowych i kowalencyjnych	na podstawie sumarycznej liczby elektronów walencyjnych przewiduje, czy dany związek jest, czy nie jest rodnikiem	wyjaśnia sposób powstawania wiążących i antywiązących orbitali molekularnych

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	zbudowane z atomów połączonych wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi				
18. Wiązanie koordynacyjne	● wyjaśnia pojęcia: atom centralny, ligand, liczba koordynacyjna ● tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej, mając do dyspozycji wzory elektronowe kreskowe cząsteczek np. NH_3 i BF_3 oraz adduktu $\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$	● tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego w cząsteczce CO, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej ● rysuje kreskowy wzór elektronowy cząsteczki CO	● tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego w cząsteczkach: SO_2, SO_3 i jonach: H_3O^+, NH_4^+, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej ● rysuje kreskowy wzór elektronowy cząsteczek: SO_2, SO_3 i jonów: H_3O^+, NH_4^+	● podaje wartości liczb koordynacyjnych charakterystycznych dla związków koordynacyjnych ● wymienia typowe ligandy ● przedstawia zasady zapisywania wzorów oraz podstawy nomenklatury związków koordynacyjnych ● tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego oraz rysuje kreskowy wzór elektronowy cząsteczek: HClO_4, HClO_3, HClO_2, H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3, H_3PO_4, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej	● rysuje kreskowy wzór elektronowy złożonych cząsteczek, np. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$, mając informacje na temat budowy cząsteczek, w szczególności liczby wiązań koordynacyjnych lub sposobu połączenia atomów w cząsteczkach ● analizuje tekst o tematyce chemicznej i na tej podstawie rysuje kreskowy wzór elektronowy jonów kompleksowych, np. $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ ● opisuje mechanizm zatrucia czaudem, mając do dyspozycji wzory hemoglobiny, schemat przemian lub tekst o tematyce chemicznej ● wyjaśnia przyczynę trwałości związków koordynacyjnych ● modeluje budowę przestrzenną jonów kompleksowych o liczbach koordynacyjnych: 4 i 6

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziaja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
					● objaśnia przyczynę barwności związków koordynacyjnych metali z niezapełnionymi orbitalami d
19. Kształt cząsteczek związków chemicznych	● tłumaczy różnice między orbitalem atomowym a orbitalem molekularnym	● wyjaśnia, w jaki sposób, znając wzór związku chemicznego, można przewidzieć kształt jego cząsteczki	● opisuje kształt przestrzenny cząsteczek: wody, tlenku węgla(IV), fluorku boru, amoniaku i metanu ● definiuje moment dipolowy ● wymienia warunki, które muszą zostać spełnione, aby cząsteczka była dipolem ● objaśnia, dlaczego kąt między wiązaniami w niektórych cząsteczkach o hybrydyzacji atomu centralnego sp^3, np. w wodzie i amoniaku, jest mniejszy niż $109^{\circ}27'$	● przewiduje budowę cząsteczki, mając do dyspozycji wartość momentu dipolowego cząsteczki i jej wzór sumaryczny	● określa budowę jonów kompleksowych, mając do dyspozycji ich wzory elektronowe
20. Hybrydyzacja orbitali atomowych. Wiązania σ i π	● definiuje pojęcie hybrydyzacji ● opisuje różnice między wiązaniami σ i π	● wymienia typy i przedstawia schematycznie kontury orbitali zhybrydowanych ● określa typ hybrydyzacji w prostych cząsteczkach, np. CH_4, BF_3, C_2H_4 i C_2H_2 ● podaje liczbę wiązań typu σ i π w podanych cząsteczkach, np. CO_2, N_2, O_2, Cl_2 ● wyjaśnia, kiedy w cząsteczce powstaje orbital molekularny σ, a kiedy π ● wyjaśnia, dlaczego cząsteczki	● podaje liczbę orbitali atomu centralnego ulegających hybrydyzacji (na podstawie obliczeń) ● przedstawia schemat tworzenia orbitali molekularnych σ i π z odpowiednich orbitali atomowych ● wyjaśnia znaczenie zapisów: σ_{2p} i π_{2p} ● określa liczbę wiązań danego typu (σ, π) w cząsteczkach, np. CO, $HClO_4$, $HClO_3$, $HClO_2$, H_2SO_4,	● objaśnia pojęcie hybrydyzacji orbitali atomowych i prezentuje kształt przestrzenny orbitali zhybrydowanych ● opisuje hybrydyzację sp^3, sp^2 i sp i podaje przykłady cząsteczek ● na podstawie teorii hybrydyzacji walencyjnych orbitali atomowych węgla tłumaczy budowę cząsteczek etanu, etenu i etynu ● na podstawie reakcji węglowodorów nienasyconych z bromem tłumaczy naturę	● określa typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego w jonie kompleksowym ● definiuje pojęcie orbitali zdelokalizowanych, analizując struktury rezonansowe cząsteczki benzenu ● przyporządkowuje średnie wartości energii dysocjacji wiązań pojedynczych, podwójnych i potrójnych do wiązań o różnej krotności

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
		węglowodórów zawierających wiązania podwójne i potrójne wykazując dużą reaktywność	H_2SO_3 , HNO_3 , H_3PO_4 i jonach H_3O^+ , NH_4^+ , mając do dyspozycji kreskowy wzór elektronowy	wiązania wielokrotnego węgiel–węgiel	w cząsteczkach węglowodórów, mając do dyspozycji definicję energii dysocjacji wiązania szacuje wartość długości wiązania węgiel–węgiel w cząsteczce benzenu, mając do dyspozycji długości wiązania węgiel–węgiel w cząsteczkach etanu i etenu
21. Oddziaływania międzycząsteczkowe	podaje, mając do dyspozycji definicję wiązania wodorowego, jakie warunki muszą być spełnione, aby między cząsteczkami związku chemicznego występowało wiązanie wodorowe	- tłumaczy różnice w budowie lodu i wody - zaznacza wiązania wodorowe między cząsteczkami wody, mając do dyspozycji kreskowe wzory elektronowe cząsteczek wody	- wskazuje, mając do dyspozycji wykres przedstawiający temperatury wrzenia wodorków 17., 16., 15., 14. grupy układu okresowego w funkcji masy cząsteczkowej wodorków, między którymi cząsteczkami wodorków występują / nie występują wiązania wodorowe - wyjaśnia, dlaczego temperatura wrzenia wodorków 14. grupy rośnie wraz ze wzrostem masy cząsteczkowej wodorku - konstruuje wykres przedstawiający temperatury wrzenia wodorków 17., 16., 15., 14. grupy układu okresowego w funkcji masy cząsteczkowej wodorków, mając do dyspozycji temperatury wrzenia poszczególnych wodorków	- wyjaśnia, w jaki sposób oddziałują ze sobą cząsteczki, które nie są dipolami - opisuje rolę wiązania wodorowego dla życia na Ziemi - na podstawie porównania wartości temperatury topnienia substancji oraz ich rodzaju klasyfikuje substancje ze względu na rodzaj tworzonych przez nie kryształów do: kryształów kowalencyjnych, kryształów molekularnych, kryształów jonowych i kryształów metalicznych - ocenia, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne (grupowe) cząsteczek związków organicznych oraz podane temperatury wrzenia substancji, czy między cząsteczkami	- przewiduje właściwości wody, w przypadku, gdyby jej cząsteczki nie oddziaływały ze sobą - przewiduje, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne cząsteczek związków organicznych, możliwość wystąpienia wewnątrzcząsteczkowych wiązań wodorowych - przewiduje, mając do dyspozycji wzory strukturalne cząsteczek związków organicznych wartość wypadkowego momentu dipolowego cząsteczki

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziaja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
			● wyjaśnia, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne (grupowe) poszczególnych homologów, dlaczego w danym szeregu homologicznym rośnie temperatura wrzenia homologów	związków organicznych będą występowały wiązania wodorowe	
ROZTWORY I INNE MIESZANINY					
23. Rozdzielanie składników mieszanin	● wyjaśnia pojęcia: mieszanina jednorodna i niejednorodna ● określa metody rozdzielania mieszanin jednorodnych i niejednorodnych ● podaje przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej ● nazywa i rozpoznaje podstawowe czynności laboratoryjne, np. ogrzewanie, odparowywanie rozpuszczalnika	● planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę w sposób mechaniczny (np. mieszaninę siarki i żelaza) ● rozdziela mieszaninę substancji różniących się rozpuszczalnością w wodzie, np. piasku i soli kamiennej ● proponuje sposób sprawdzenia czystości substancji ● opisuje zasadę rozdziału chromatograficznego	● planuje doświadczenie pozwalające na rozdzielanie bardziej skomplikowanych mieszanin, np. piasku i jodu ● wyraża skład mieszaniny w procentach masowych ● uzasadnia konieczność doboru metody obserwacji do wielkości badanego obiektu ● opisuje sposób udowodnienia, że barwniki roślin są mieszaninami substancji	● korzysta z dostępnej literatury i odnajduje informacje dotyczące np. procesu destylacji, opisuje sposób jego prowadzenia i szkicuje schemat zestawu laboratoryjnego ● wymienia właściwości fizyczne substancji, które są podstawą rozdziału mieszanin podczas sączenia, odparowywania rozpuszczalnika i destylacji ● opisuje zasadę chromatografii gazowej	● objaśnia zasadę działania spektrometru masowego oraz przydatność tej metody do identyfikacji substancji ● wymienia różnice między spektroskopią emisyjną a spektroskopią absorpcyjną i ich zastosowania do identyfikacji substancji
24. Rozpuszczalność	● charakteryzuje rozpuszczalność jako właściwość substancji zależną od temperatury ● wyjaśnia pojęcia: roztwór nasycony, nienasycony,	● odczytuje z krzywej rozpuszczalności maksymalną liczbę gramów substancji rozpuszczonej w danej temperaturze ● na podstawie danych	● korzystając z krzywej rozpuszczalności, oblicza stężenie procentowe nasyconego roztworu danej substancji ● korzystając z tabeli rozpuszczalności, oblicza, w jakiej	● wymienia cechy substancji, które decydują o jej rozpuszczalności w wodzie ● planuje doświadczenie pokazujące wpływ temperatury na rozpuszczalność tlenku	● planuje krok po kroku doświadczenie mające na celu otrzymanie jodku ołowiu(II) w reakcji strącania osadu oraz badanie procesu krystalizacji otrzymanego związku

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	przesycony	sporządza temperaturową zależność rozpuszczalności danej substancji	temperaturze nasycony roztwór danej substancji osiągnie określone stężenie procentowe - ustala liczbę gramów substancji, jaka wydzieli się po ochłodzeniu podanej ilości nasyconego roztworu - wyjaśnia, dlaczego niektóre związki chemiczne rozpuszczają się w wodzie, np. alkohol etylowy, a inne nie, np. węglowodory	węgla(IV) oblicza, mając do dyspozycji rozpuszczalność hydratu w wodzie (w danej temperaturze), jakie jest stężenie procentowe roztworu soli bezwodnej	
25. Stężenie procentowe roztworu	opisuje roztwór za pomocą pojęcia stężenia procentowego	- definiuje stężenie procentowe i oblicza jego wartość - ustala ilości substancji potrzebnych do sporządzenia roztworu o zadanym stężeniu procentowym	- sporządza roztwory o podanym stężeniu procentowym, mając do dyspozycji substancje bezwodne i rozpuszczalnik - prowadzi obliczenia związane ze zwiększaniem i zmniejszaniem stężenia procentowego roztworu	- sporządza roztwory o podanym stężeniu procentowym, mając do dyspozycji substancje uwodnione i rozpuszczalnik - prowadząc obliczenia stężeń procentowych roztworów, uwzględnia stopień czystości substancji	wykonuje obliczenia dotyczące stężenia procentowego roztworu o podwyższonym stopniu trudności
26. Stężenie molowe roztworu	opisuje roztwór za pomocą pojęcia stężenia molowego	- definiuje stężenie molowe i oblicza jego wartość także przy użyciu pojęcia gęstości - ustala ilości substancji potrzebnych do sporządzenia podanej objętości roztworu o zadanym stężeniu molowym	- sporządza roztwory o podanym stężeniu molowym, mając do dyspozycji substancje bezwodne i rozpuszczalnik - prowadzi obliczenia dotyczące stężenia molowego bazujące na reakcjach m.in. strącania i zobojętniania - prowadzi obliczenia związane ze zwiększaniem i zmniejszaniem stężenia molowego roztworu	- prowadzi obliczenia dotyczące mola i stężenia molowego roztworu z wykorzystaniem pojęcia uwodnionej soli - prowadząc obliczenia stężeń molowych roztworów, uwzględnia stopień czystości substancji	- wykonuje obliczenia dotyczące stężenia molowego roztworu o podwyższonym stopniu trudności - tłumaczy korzyści wynikające z operowania stężeniem molowym roztworu podczas prowadzenia reakcji w roztworach wodnych

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
27. Mieszanie roztworów. Przeliczanie stężeń	szacuje, jaką wartość przyjmie stężenie procentowe (molowe) roztworu uzyskanego przez zmieszanie dwóch roztworów o podanym stężeniu procentowym (molowym) – uzasadnia swoją odpowiedź	wyjaśnia, mając do dyspozycji schemat przedstawiający metodę krzyża, w jaki sposób należy rozwiązywać zadania rachunkowe dotyczące mieszania roztworów z wykorzystaniem tej metody	przelicza wartości stężenia molowego na procentowe i odwrotnie	przelicza wartości stężenia molowego na procentowe i odwrotnie, odszukując w tablicach chemicznych gęstość roztworu o określonym stężeniu procentowym	rozwiązuje zadania o podwyższonym stopniu trudności wymagające znajomości pojęć: mol, stężenie molowe, stężenie procentowe, gęstość, stosunek masowy i objętościowy
REAKCJE W ROZTWORACH					
28. Dysocjacja elektrolityczna	- definiuje pojęcie dysocjacji elektrolitycznej - zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów, zasad i soli oraz nazywa powstające jony - tłumaczy pojęcie elektrolitu - definiuje kwasy i zasady według teorii Arrheniusa - podaje przykłady kwasów i zasad według teorii Arrheniusa - wymienia przykłady typowych mocnych oraz słabych kwasów i zasad	- wymienia i opisuje czynniki wpływające na moc kwasów - modeluje jon oksoniowy (hydroniowy) i przedstawia sposób jego powstawania - definiuje mocne oraz słabe kwasy i zasady - pisze równania reakcji dysocjacji stopniowej wieloprotonowych kwasów i nazywa powstające jony	tłumaczy budowę wodorosoli i hydroksosoli, układa równania dysocjacji wodorosoli rozpuszczalnych w wodzie, nazywa powstałe jony	- projektuje oraz wykonuje doświadczenia porównujące odczyn wodnych roztworów kwasów, zasad i soli - definiuje pojęcie: analityczne stężenie kwasu	samodzielnie projektuje i przeprowadza doświadczenie ilustrujące zależność przewodnictwa właściwego roztworu od stężenia różnych mocnych i słabych elektrolitów (np. HCl i CH₃COOH)
29. Teoria Brønsteda i Lowry'ego	definiuje kwasy i zasady zgodnie z teorią Brønsteda i Lowry'ego	- w przedstawionych równaniach wskazuje sprzężone pary kwas–zasada - na podstawie wzoru kwasu	- definiuje pojęcie: protoliza - przewiduje w świetle teorii Brønsteda i Lowry'ego odczyn wodnych roztworów soli	wyjaśnia, kiedy cząsteczki mają charakter amfiprotyczny	podaje przykłady rozpuszczalników (innych niż woda), do których można zastosować teorię Brønsteda

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
		podaje wzór sprzężonej z nim zasady i odwrotnie	podaje przykład reakcji kwas–zasada według Lewisa, niebędącej reakcją kwas–zasada według Brønsteda		
30. Skala pH. Wskaźniki pH	- definiuje pojęcie odczynu roztworu i podaje jego rodzaje - definiuje iloczyn jonowy wody oraz pH - wymienia barwy fenoloftaleiny i oranżu metylowego w środowiskach: kwaśnym, obojętnym oraz zasadowym	- definiuje skalę pH - na podstawie znajomości pH oblicza pOH i odwrotnie - znając wartości pH (pOH) roztworu, podaje jego odczyn - oblicza pH (pOH) na podstawie podanego stężenia jonów H^+ lub OH^- - oblicza pH roztworu mocnego kwasu lub mocnej zasady o podanym stężeniu - znając wartość iloczynu jonowego wody, oblicza stężenia jonów wodoru w czystej wodzie i w roztworach o podanym $[OH^-]$	- definiuje pojęcie: roztwór buforowy - projektuje i wykonuje doświadczenie potwierdzające stałość wartości pH buforu, mimo dodania niewielkiej ilości mocnego kwasu, mocnej zasady lub rozpuszczalnika - oblicza pH roztworu słabego kwasu o stopniu dysocjacji mniejszym od 5 % - oblicza pOH i pH roztworu słabej zasady o stopniu dysocjacji mniejszym od 5 %	- potrafi wytłumaczyć zasadę działania wskaźników kwasowo–zasadowych - zapisuje wyrażenie na iloczyn jonowy rozpuszczalników innych niż woda, mając do dyspozycji równanie autodysocjacji rozpuszczalników	- wymienia sposoby sporządzenia roztworu buforowego - przewodzi obliczenia dotyczące roztworów buforowych - projektuje i wykonuje doświadczenie potwierdzające stałość wartości pH buforu, mimo dodania niewielkiej ilości mocnego kwasu, mocnej zasady lub rozpuszczalnika - oblicza pH roztworu słabego kwasu i słabej zasady o stopniu dysocjacji większym od 5 %
31. Stopień dysocjacji	- klasyfikuje elektrolity według mocy - definiuje stopień dysocjacji - podaje stopień dysocjacji jako miarę mocy elektrolitu	- podaje przykłady elektrolitów mocnych i słabych i o średniej mocy - definiuje stopień dysocjacji elektrolitu i na podstawie jego wartości kwalifikuje substancję do słabych lub mocnych elektrolitów - oblicza stopień dysocjacji elektrolitu	przyporządkowuje wartości stopni dysocjacji do równań dysocjacji stopniowej kwasów wieloprotonowych	- planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wyznaczyć stopień dysocjacji roztworu kwasu octowego o podanym stężeniu - określa jakościowo, jak zmienia się stopień dysocjacji słabego elektrolitu o podanym stężeniu analitycznym podczas rozcieńczania wodnego roztworu	oblicza, jak zmienia się stopień dysocjacji słabego elektrolitu o podanym stężeniu analitycznym podczas rozcieńczania roztworu słabego elektrolitu

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
		- znając stopień dysocjacji kwasu, oblicza stężenie jonów wodoru w jego roztworze o podanym stężeniu molowym - podaje wyrażenie opisujące K_a podanego słabego kwasu z uwzględnieniem dysocjacji stopniowej		elektrolitu	
32. Równowagi w roztworach słabych elektrolitów	- wyjaśnia pojęcie równowagi dynamicznej w roztworach słabych elektrolitów - definiuje stałą równowagi reakcji - definiuje stałą dysocjacji i na podstawie jej wartości określa moc elektrolitu - porównuje wartości stałych dysocjacji i na tej podstawie porównuje moc elektrolitów, korzystając z tablic chemicznych	- pisze wyrażenie opisujące K_a podanego słabego kwasu i K_b podanej słabej zasady oraz dokonuje prostych obliczeń - prowadzi proste obliczenia dotyczące stałej równowagi - oblicza stężenie jonów wodoru w roztworze słabego elektrolitu o podanym stężeniu molowym	- planuje doświadczenie pozwalające otrzymać trudno rozpuszczalny kwas, wodorotlenek i sól - przedstawia zależność między stopniem a stałą dysocjacji słabego elektrolitu - oblicza pH roztworu słabego kwasu o stopniu dysocjacji mniejszym od 5 % - oblicza pOH roztworu słabej zasady o stopniu dysocjacji mniejszym od 5 % - oblicza pH roztworu słabego kwasu i słabej zasady o stopniu dysocjacji większym od 5 %	- opisuje czynniki wpływające na moc kwasów - wyjaśnia, dlaczego do porównywania mocy elektrolitów częściej jest stosowana stała dysocjacji niż stopień dysocjacji - mając do dyspozycji wartości stałych dysocjacji kwasów wieloprotonowych ustala zależność między równowagowymi stężeniami jonów obecnych w roztworze słabego kwasu wieloprotonowego	mając do dyspozycji wykres przedstawiający zależność iloczynu jonowego wody w funkcji temperatury oraz tekst o tematyce chemicznej, ustala, czy proces autodysocjacji wody jest procesem egzotermicznym, czy endotermicznym
33. Reakcje jonowe	wśród reakcji przebiegających w roztworach elektrolitów identyfikuje reakcje zobojętniania i strącania	- zapisuje jonowe i jonowe skrócone równania reakcji zobojętniania i strącania osadu - wyjaśnia, mając do dyspozycji	- identyfikuje roztwory kwasów, zasad i soli na podstawie przebiegu ich reakcji strąceniowych - wyjaśnia amfoteryczne	projektuje doświadczenie mające na celu usunięcie danego rodzaju jonów z roztworu z wykorzystaniem tabeli rozpuszczalności (np. usunięcie	wykorzystując informacje na temat rozpuszczalności wodorotlenków i soli w wodzie, projektuje krok po kroku wieloetapowe

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	osadów ● zapisuje cząsteczkowe równania reakcji zobojętniania i strącania osadu	zapis jonowy skrócony równań reakcji, na czym polegają reakcje zobojętniania i strącania osadów ● na podstawie jonowych równań reakcji zobojętniania i strącania osadów dokonuje prostych obliczeń stechiometrycznych ● korzysta z tablicy rozpuszczalności i podaje przykłady substancji, których zmieszanie spowoduje strącenie podanego osadu	właściwości wodorotlenków: glinu i cynku, pisząc odpowiednie równania reakcji	jonów ołowiu(II))	doświadczenie mające na celu selektywne usuwanie co najmniej trzech rodzajów jonów z roztworu powstałego w wyniku rozpuszczenia kilku soli w wodzie
34. Hydroliza soli	● tłumaczy istotę reakcji hydrolizy, wyjaśniając kwasowy lub zasadowy odczyn roztworów wodnych niektórych soli	● zapisuje równania reakcji hydrolizy soli słabych kwasów i mocnych zasad oraz słabych zasad i mocnych kwasów – podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony	● zapisuje równania reakcji hydrolizy soli słabych kwasów i słabych zasad i podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony ● określa odczyn wodnego roztworu soli słabych kwasów i słabych zasad, porównując wartości K_a i K_b	● oblicza pH soli słabych kwasów i mocnych zasad oraz słabych zasad i mocnych kwasów ● wyjaśnia, układając równanie reakcji w zapisie cząsteczkowym, jonowym i jonowym skróconym, dlaczego po zmieszaniu wodnego roztworu siarczku sodu i wodnego roztworu azotanu(V) glinu nie strąci się osad siarczku glinu	● oblicza pH soli słabych kwasów i słabych zasad ● spośród podanych odczynników wybiera ten, który umożliwi zmniejszenie wydajności reakcji hydrolizy w roztworze wodnym
35. Miareczkowanie kwas–zasada	● podaje, jakie odczynniki i sprzęt należy wykorzystać, aby przeprowadzić miareczkowanie ● wymienia rodzaje	● zapisuje równania reakcji przebiegających podczas miareczkowania – podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony	● analizuje przebieg krzywej miareczkowania, odczytuje wartość pH, w którym następuje reakcja kwasu i zasady w molowym stosunku	● określa odczyn wodnego roztworu w punkcie równoważnikowym miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą i słabej zasady	● oblicza wartości pH na krzywej miareczkowania, znając rodzaj miareczkowania, stężenie analityczne titranta, stężenie i objętość roztworu analitu

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	miareczkowania, biorąc pod uwagę moc kwasu i zasady określa, jakie odczynniki pełnią funkcję analitu i titranta w danym rodzaju miareczkowania		stechiometrycznym (punkt równoważnikowy) - określa rodzaj miareczkowania na podstawie analizy krzywej miareczkowania – uzasadnia odpowiedź - określa odczyn wodnego roztworu w punkcie równoważnikowym miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą i mocnej zasady mocnym kwasem – uzasadnia odpowiedź	mocnym kwasem – uzasadnia odpowiedź, układając równania reakcji hydrolizy w zapisie cząsteczkowym, jonowym i jonowym skróconym - mając do dyspozycji zakres zmian barwy wskaźnika oraz informacje na temat skoku krzywej miareczkowania, wybiera odpowiedni wskaźnik / odpowiednie wskaźniki do danego rodzaju miareczkowania - rysuje krzywą miareczkowania, mając do dyspozycji wartość pH roztworu oraz objętość dodanego titranta	oraz równanie reakcji przebiegającej podczas miareczkowania
36. Równowagi w roztworach substancji trudno rozpuszczalnych	- wyjaśnia własnymi słowami, na czym polegają reakcje strącania osadów - wyjaśnia pojęcie równowagi dynamicznej w układzie zawierającym substancję trudno rozpuszczalną	- na podstawie nazwy soli (wzoru sumarycznego) zapisuje wyrażenie przedstawiające jej iloczyn rozpuszczalności - mając do dyspozycji wartość iloczynu rozpuszczalności trudno rozpuszczalnych związków typu AX, AX₂ oraz wzory sumaryczne szeregu związków typu AX, AX₂ układa związki według rosnącej / malejącej rozpuszczalności	- oblicza rozpuszczalność molową podanej soli, znając wartość jej iloczynu rozpuszczalności - oblicza iloczyn rozpuszczalności trudno rozpuszczalnego związku, znając wartość rozpuszczalności molowej - oblicza, czy po zmieszaniu dwóch roztworów strąci się osad substancji trudno rozpuszczalnej	- projektuje doświadczenie udowadniające znikomą rozpuszczalność substancji trudno rozpuszczalnych - proponuje sposób zmniejszenia rozpuszczalności trudno rozpuszczalnej soli - proceedzi obliczenia rozpuszczalności trudno rozpuszczalnej soli po dodaniu soli dobrze rozpuszczalnej	proceedzi obliczenia o podwyższonym stopniu trudności dotyczące rozpuszczalności i iloczynu rozpuszczalności

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
SZYBKOŚĆ REAKCJI CHEMICZNYCH, EFEKTY ENERGETYCZNE I STAN RÓWNOWAGI					
37. Szybkość reakcji chemicznych	● wyjaśnia, czym zajmuje się dział kinetyki chemicznej ● podaje definicję pojęć: szybkość średnia, szybkość chwilowa, szybkość początkowa reakcji ● interpretuje szybkość reakcji jako zmianę stężenia reagenta w czasie	● oblicza szybkość reakcji na podstawie zmian stężenia reagentów i czasu trwania reakcji ● omawia wpływ różnych czynników na szybkość reakcji	● analizuje wykres zależności stężenia reagentów od czasu ● projektuje i analizuje doświadczenie „Badanie szybkości reakcji cynku z kwasem solnym”, zapisuje równania reakcji ● projektuje i analizuje doświadczenie „Badanie wpływu stężenia i temperatury na szybkość reakcji cynku z kwasem solnym”, zapisuje równania reakcji	● przewiduje wpływ czynników na szybkość analizowanego procesu chemicznego ● rozwiązuje zadania problemowe, oparte na analizie i interpretowaniu wykresów i danych empirycznych	
38. Wpływ stężenia substratów na szybkość reakcji chemicznych	● definiuje pojęcia: równanie kinetyczne, stała szybkości reakcji, rząd reakcji, cząsteczkowość reakcji ● zapisuje równanie kinetyczne dla reakcji jednoetapowych ● interpretuje wykresy szybkości reakcji, odczytuje stężenia substratów i produktów	● wykonuje obliczenia zmian szybkości reakcji wynikające ze zmiany stężenia reagenta w czasie ● wykonuje obliczenia szybkości reakcji przebiegających w fazie gazowej wywołane zmianą ciśnienia ● wykonuje obliczenia wykazujące wpływ zmiany objętości układu oraz ciśnienia na szybkość reakcji przebiegającej w układzie ● interpretuje wykresy szybkości reakcji, oblicza zmiany stężeń substratów	● przewiduje wpływ stężenia (ciśnienia) substratów na szybkość reakcji chemicznej ● projektuje i przeprowadza doświadczenia obrazujące wpływ stężenia (ciśnienia) substratów na szybkość reakcji chemicznej ● wyprowadza jednostkę stałej szybkości reakcji dla reakcji dowolnego rzędu ● wykorzystując równanie kinetyczne, oblicza szybkość chwilową reakcji ● oblicza zmiany szybkości reakcji w zadaniach o zwiększonym stopniu trudności	● wyprowadza wyrażenie równania kinetycznego na podstawie danych o wpływie zmiany stężenia substratów na wartość szybkości reakcji ● na podstawie wykresu szybkości reakcji w funkcji czasu wnioskuje o rzędowości reakcji ● interpretuje wykresy szybkości reakcji w funkcji stężenia substratów i produktów w czasie ● interpretuje wykresy zależności średnich szybkości reakcji od czasu ● interpretuje wykresy szybkości reakcji w funkcji stężenia dla	● rozwiązuje zadania nietypowe, o złożonym toku rozumowania

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
		i produktów w czasie		reakcji o różnej rzędowości	
39. Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznych	- definiuje pojęcia: energia aktywacji, kompleks aktywny - podaje treść reguły van't Hoffa - definiuje równanie Arrheniusa - rysuje wykresy zmiany energii reagentów podczas przebiegu reakcji	- oblicza zmianę szybkości reakcji wywołaną zmianą temperatury reakcji - stosuje równanie Arrheniusa - na podstawie danych empirycznych rysuje wykresy zależności szybkości reakcji rozkładu od temperatury	- przewiduje wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej - projektuje i analizuje doświadczenie „Reakcja tlenku miedzi(II) z kwasem etanowym”, zapisuje równania reakcji - wnioskuje o wartości energii aktywacji na podstawie zależności $\log k$ od $\frac{1}{T}$ - oblicza zmianę temperatury reakcji na podstawie zmian szybkości reakcji	- interpretuje zależności między energią aktywacji, temperaturą reakcji i stałą szybkości reakcji - projektuje i przeprowadza doświadczenia obrazujące wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej - analizuje wykresy zmian energii reagentów podczas przebiegu reakcji, wyciąga wnioski - przedstawia i tłumaczy zależność między wartością energii aktywacji a szybkością reakcji	wyjaśnia pojęcie: temperaturowy współczynnik szybkości reakcji
40. Katalizatory	- definiuje pojęcia: katalizator, inhibitor, kataliza homogeniczna, kataliza heterogeniczna, kataliza mikroheterogeniczna, kompleks aktywny, etap reakcji, produkt pośredni, akt elementarny - wskazuje rodzaje katalizatorów, podaje przykłady	rysuje wykresy zależności zmian energii reakcji w czasie zachodzącej z udziałem i bez udziału katalizatora podaje przykłady katalizy homogenicznej i heterogenicznej	- przewiduje wpływ katalizatora na szybkość reakcji chemicznej - projektuje i przeprowadza doświadczenia obrazujące wpływ katalizatora lub inhibitora na szybkość reakcji chemicznej - wyjaśnia różnicę między katalizą heterogeniczną, katalizą homogeniczną i autokatalizą oraz podaje zastosowania tych procesów - projektuje i analizuje doświadczenia wykazujące działanie katalizatora homogenicznego	zapisuje równanie kinetyczne dla reakcji złożonych na podstawie mechanizmu reakcji	wyjaśnia pojęcia: aktywatory, biokataliza, biokatalizatory

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
41. Efekty energetyczne przemian chemicznych	- definiuje pojęcia: układ, otoczenie układu - tłumaczy pojęcia: reakcje endoenergetyczne i egzoenergetyczne, reakcje egzotermiczne i endotermiczne - podaje przykłady reakcji egzo- i endotermicznych - wymienia parametry opisujące stan układu - rysuje wykresy zmian energii dla reakcji endoenergetycznych i egzoenergetycznych - zaznacza na wykresach ilustrujących zmiany energii w procesach endoenergetycznych i egzoenergetycznych, energię substratów, energię produktów, energię aktywacji	- tłumaczy pojęcia: funkcja stanu i parametry stanu, energia wewnętrzna, energia wiązań - tłumaczy zmiany energii reagentów podczas przebiegu reakcji chemicznej - analizuje wartości energii wiązań ujętych w tablicach chemicznych - wskazuje, jakie elementy wpływają na wartość energii wewnętrznej - oblicza ciepło reakcji na podstawie danych termochemicznych - szacuje na podstawie wartości energii wiązań, czy reakcja jest endoenergetyczna czy egzoenergetyczna	- różnicuje znaczenie procesów: egzoenergetyczny i egzotermiczny oraz endoenergetyczny i endotermiczny - interpretuje efekty cieplne zachodzące podczas zmian fazy układu	analizuje efekty energetyczne procesów stosowanych w przemyśle	wykonuje obliczenia termochemiczne z wykorzystaniem równania termochemicznego
42. Entalpia	- definiuje i stosuje pojęcia: entalpia reakcji, standardowa entalpia reakcji - wyjaśnia pojęcia: entalpia tworzenia, entalpia spalania	interpretuje zapisy $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$	określa efekt energetyczny reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii	oblicza ciepło reakcji na podstawie wartości entalpii spalania lub entalpii tworzenia reagentów	- analizuje stan uporządkowania układów - wyjaśnia pojęcie entropii

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
43. Równowaga chemiczna	- definiuje pojęcia: procesy odwracalne i nieodwracalne, stan równowagi chemicznej - opisuje prawo działania mas - pisze wyrażenie na stałą równowagi reakcji przebiegającej w układzie homofazowym i heterofazowym	- wykonuje obliczenia stężeń początkowych reagentów na podstawie wartości stałej równowagi reakcji i wartości stężeń reagentów w stanie równowagi - wykonuje obliczenia stężeń równowagowych reagentów na podstawie wartości stałej równowagi reakcji i wartości początkowych stężeń reagentów	- wykonuje obliczenia stężeń początkowych reagentów na podstawie wartości stałej równowagi reakcji i wartości stężeń reagentów w stanie równowagi o zwiększonym stopniu trudności - wykonuje obliczenia stężeń równowagowych reagentów na podstawie wartości stałej równowagi reakcji i wartości początkowych stężeń reagentów o zwiększonym stopniu trudności	- wnioskuje na podstawie obliczeń o kierunku przebiegu reakcji odwracalnej - wykonuje obliczenia mające na celu wskazanie kierunku przebiegu reakcji - analizuje dane ujęte w wykresach lub tabelach dotyczące procesów odwracalnych i porządkuje je według wskazanych kryteriów	interpretuje pojęcie: stan standardowy
44. Reguła przekory	- wyjaśnia treść reguły przekory - wymienia czynniki, które wpływają na stan równowagi reakcji - wyjaśnia wpływ zmian stężenia reagentów, ciśnienia i temperatury na układ będący w stanie równowagi dynamicznej - wyjaśnia, dlaczego katalizator nie wpływa na wydajność przemiany	- wykonuje obliczenia wydajności reakcji - rysuje wykresy zależności stężenia reagentów w czasie dla procesów w stanie równowagi oraz procesów, dla których stan równowagi został zakłócony	- wyjaśnia rolę katalizatorów w zmianie szybkości osiągania przez układ stanu równowagi dynamicznej - uzasadnia brak wpływu katalizatora na wydajność procesów chemicznych - interpretuje jakościowo wpływ zmian temperatury, zmian stężenia reagentów, zmian ciśnienia na układ w stanie równowagi dynamicznej (stosowanie reguły przekory)	wykonuje obliczenia wydajności reakcji na podstawie równowagowego stopnia przemiany	rozwiązuje zadania nietypowe, o złożonym toku rozumowania

AUTORZY: Iwona Paleska, Przemysław Ziąja, Anna Martuszevska