

Wymagania edukacyjne – klasa 1

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
BUDOWA ATOMU		
1. Jądro atomowe. Izotopy	- wymienia cząstki budujące atom (protony, elektrony, neutrony) - wskazuje różnice między atomami tworzącymi izotopy danego pierwiastka - podaje definicje i oznaczenia liczb: atomowej i masowej - definiuje pierwiastek chemiczny, uwzględniając budowę atomu	- podaje definicję izotopu - interpretuje symboliczny zapis ${}^A_Z\text{E}$ i na jego podstawie podaje liczbę protonów, neutronów i elektronów wchodzących w skład atomów - zapisuje w postaci ${}^A_Z\text{E}$ informacje o składzie jądra danego atomu - podaje symbole izotopów wodoru i określa ich trwałość - charakteryzuje cząstki – składniki atomów, podając w przybliżeniu ich masę i ładunek - wykonuje obliczenia związane z masą i rozmiarami atomów - charakteryzuje pojęcie skali mikro
2. Masa atomowa	- nazywa jednostkę, w której wyraża się masę atomów i cząsteczek - odczytuje masę atomową pierwiastków z układu okresowego - oblicza masę cząsteczkową wybranych substancji - uzasadnia znaczenie jednostki masy atomowej - oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego na podstawie składu izotopowego i liczb masowych jego izotopów	- oblicza procent masowy pierwiastka w cząsteczce związku chemicznego - uzasadnia, dlaczego masy atomowe pierwiastków chemicznych mają wartości ułamkowe - wyszukuje i interpretuje informacje na temat składu izotopowego pierwiastków - uzasadnia za pomocą obliczeń, dlaczego masa atomowa argonu jest większa od masy atomowej potasu, pomimo, że argon poprzedza potas w układzie okresowym
3. Radioizotopy w otoczeniu człowieka	- definiuje pojęcia: promieniotwórczość, promieniowanie jądrowe, radioizotopy - opisuje wygląd znaku ostrzegawczego: źródło promieniowania - podaje przykłady użytecznych zastosowań promieniowania jądrowego	- podaje przykłady skutków działania promieniowania jądrowego na człowieka - wykazuje wkład Marii Skłodowskiej-Curie w badania nad promieniotwórczością - wymienia przykłady zastosowań wybranych izotopów promieniotwórczych

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

	opisuje sposoby zapobiegania negatywnym skutkom napromieniowania	- wyszukuje i prezentuje informacje związane z energetyką jądrową - podaje argumenty za i przeciw stosowaniu radioizotopów w życiu codziennym
4. Uproszczony model budowy atomu	- podaje symbole powłok elektronowych i ich pojemność - zapisuje w ujęciu powłokowym konfiguracje elektronowe wybranych atomów z 1. i 2. okresu - formułuje regułę helowca - zapisuje w ujęciu powłokowym konfiguracje elektronowe wybranych atomów (do $Z = 20$) - opisuje sposób powstawania z atomów jonów dodatnich i ujemnych	- podaje znaczenie pojęcia: kwant energii - zapisuje w ujęciu powłokowym konfiguracje elektronowe wybranych jonów prostych (do $Z = 20$) - wyjaśnia, na czym polega absorpcja i emisja promieniowania przez atomy - tłumaczy, w jaki sposób powstaje widmo pobudzonego do świecenia atomu wodoru - podaje zasady uproszczonego zapisu konfiguracji elektronowej - wyszukuje i prezentuje dodatkowe informacje na temat budowy atomu według teorii Bohra
5. Prawo okresowości a układ okresowy pierwiastków	- podaje treść prawa okresowości w ujęciu współczesnym - określa położenie pierwiastka w układzie okresowym na podstawie rozmieszczenia elektronów w powłokach elektronowych atomu - wyjaśnia, co to znaczy okresowość zmian na przykładzie wybranej właściwości pierwiastków - podaje przykłady właściwości pierwiastków chemicznych, które zmieniają się okresowo - wskazuje położenie metali i niemetali w układzie okresowym	- podaje, kto i kiedy sformułował prawo okresowości - uzasadnia prawo okresowości, odwołując się do budowy atomu - zapisuje wzory elektronowe pierwiastków do $Z = 20$ - interpretuje wykresy przedstawiające zmiany promieni atomowych i energii jonizacji w grupach i okresach - przewiduje charakter zmian temperatury topnienia i wrzenia, gęstości, masy atomowej pierwiastków wraz ze wzrostem liczby atomowej - wyszukuje i prezentuje informacje związane z odkryciem prawa okresowości
6. Struktura elektronowa atomu	- podaje zależności między podpowłokami a powłokami elektronowymi - podaje symbole podpowłok elektronowych - określa pojemność podpowłok elektronowych s i p	- interpretuje pojęcie chmura elektronowa jako przestrzeń w atomie zajmowana przez elektrony - opisuje kształt chmur elektronowych w atomie dla podpowłok s i p - podaje zakaz Pauliego

	• zapisuje konfigurację elektronową atomów pierwiastków do $Z = 20$ z zastosowaniem podpowłok elektronowych	• zapisuje konfigurację elektronową jonów prostych pierwiastków do $Z = 20$ z zastosowaniem podpowłok elektronowych • określa pojemność podpowłok elektronowych d i f • zapisuje konfigurację elektronową atomów pierwiastków do $Z = 36$ z zastosowaniem podpowłok elektronowych • podaje zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomów i jonów podanych pierwiastków chemicznych
7. Układ okresowy pierwiastków a budowa atomu	• omawia podział układu okresowego pierwiastków chemicznych na grupy, okresy i bloki konfiguracyjne • wskazuje elektrony walencyjne i elektrony rdzenia atomowego w zapisie konfiguracji elektronowej pierwiastków (do $Z = 20$) • pisze konfigurację elektronową atomu pierwiastka należącego do bloku s lub bloku p, na podstawie jego położenia w układzie okresowym (do $Z = 20$) • określa położenie pierwiastka w układzie okresowym na podstawie rozmieszczenia elektronów w podpowłokach elektronowych atomu (do $Z = 20$)	• zapisuje konfigurację elektronową wybranych pierwiastków chemicznych bloku p 4. okresu • wskazuje elektrony walencyjne i elektrony rdzenia atomowego w zapisie konfiguracji elektronowej wybranych pierwiastków bloku p 4. okresu • określa położenie pierwiastka w układzie okresowym na podstawie rozmieszczenia elektronów w podpowłokach elektronowych atomu bloku p 4. okresu • pisze konfigurację elektronową wybranych pierwiastków chemicznych bloku d 4. okresu • wskazuje elektrony walencyjne i elektrony rdzenia atomowego w zapisie konfiguracji elektronowej wybranych pierwiastków bloku d 4. okresu • określa położenie pierwiastka w układzie okresowym na podstawie rozmieszczenia elektronów w podpowłokach elektronowych atomu bloku d 4. okresu • zapisuje konfigurację elektronową wybranych pierwiastków chemicznych bloków s i p 5. i 6. okresu • wskazuje elektrony walencyjne i elektrony rdzenia atomowego w zapisie konfiguracji elektronowej pierwiastków bloków s i p 5. i 6. okresu • określa położenie pierwiastka w układzie okresowym na podstawie rozmieszczenia elektronów w podpowłokach elektronowych atomów s i p 5. i 6. okresu

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

WIĄZANIA CHEMICZNE I ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE		
8. Wiązania jonowe i metaliczne	- definiuje pojęcie wiązanie jonowe - podaje przykłady związków o budowie jonowej - opisuje budowę oraz wymienia właściwości fizyczne związków jonowych na przykładzie chlorku sodu - definiuje pojęcie wiązanie metaliczne - opisuje budowę oraz wymienia właściwości fizyczne metali - określa obecność wiązania jonowego w związku chemicznym na podstawie liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków - opisuje tworzenie się wiązania jonowego między atomami metali i atomami niemetalu	- uzasadnia powstawanie wiązania jonowego dążnością atomów do uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej atomu najbliższego helowca - wyjaśnia na wybranych przykładach związków, na czym polega istota wiązania jonowego - wyjaśnia wpływ wiązania jonowego na właściwości fizyczne substancji - identyfikuje związki jonowe na podstawie obserwowanych właściwości fizycznych substancji - wskazuje związki jonowe w zbiorze substancji o podanych wzorach chemicznych lub nazwach systematycznych - wyjaśnia wpływ wiązania metalicznego na właściwości fizyczne metali i ich stopów - ilustruje graficznie powstawanie wiązania jonowego na przykładzie wybranych związków - porównuje na wybranych przykładach budowę oraz właściwości fizyczne substancji tworzących kryształy jonowe oraz metaliczne - wyszukuje i prezentuje informacje na temat warunków przewodzenia prądu przez związki o budowie jonowej
9. Wiązanie kowalencyjne	- definiuje pojęcie wiązanie kowalencyjne (atomowe) - wykazuje obecność wiązania kowalencyjnego w cząsteczkach: H_2, N_2 i Cl_2 oraz pisze ich wzory elektronowe - podaje przykłady substancji, w których występuje wiązanie kowalencyjne - wymienia właściwości fizyczne substancji, w których występuje wiązanie kowalencyjne - opisuje tworzenie się wiązania kowalencyjnego między atomami niemetalu	- wyjaśnia na przykładzie cząsteczek homoatomowych, np. Cl_2, N_2, Br_2, I_2, na czym polega powstawanie wiązania kowalencyjnego - wskazuje we wzorach elektronowych cząsteczek pary elektronów wiążących i, jeśli są obecne, pary elektronów niewiążących - określa różnice w sposobie tworzenia wiązania jonowego i wiązania kowalencyjnego - identyfikuje substancje kowalencyjne na podstawie obserwowanych właściwości fizycznych

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

	określa krotność wiązania kowalencyjnego oraz liczbę obecnych w nim typów wiązań σ i π na przykładzie cząsteczek: H_2, Cl_2, N_2	- porównuje na wybranych przykładach budowę oraz właściwości fizyczne substancji tworzących kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne oraz metaliczne - wyjaśnia obecność w cząsteczce N_2 dwóch różnych typów wiązania kowalencyjnego: jednego wiązania σ i dwóch wiązań π - wyszukuje i prezentuje informacje na temat rodzaju wiązania chemicznego oraz sposobu łączenia się atomów, np. w cząsteczkach P_4 i S_8
10. Elektroujemność	- definiuje pojęcie elektroujemności pierwiastka chemicznego - określa tendencje zmian elektroujemności pierwiastków w grupach i okresach - wskazuje w układzie okresowym pierwiastki o największych i najmniejszych wartościach elektroujemności	- wyjaśnia tendencje zmian elektroujemności pierwiastków na tle układu okresowego (w grupach i okresach) - wyjaśnia, dlaczego metale mają małe, a niemetale – duże wartości elektroujemności - określa rodzaj wiązania chemicznego w substancjach na podstawie różnicy elektroujemności oraz liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków - określa i uzasadnia rodzaj wiązania chemicznego występującego w związkach np. CaS, LiH, CaH_2 - wyszukuje i prezentuje informacje na temat stosowanych skal elektroujemności pierwiastków chemicznych
11. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane i oddziaływania międzycząsteczkowe	- definiuje pojęcia: wiązanie kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane, polaryzacja wiązania, wiązanie kowalencyjne (atomowe) niespolaryzowane, wiązanie wodorowe, siły van der Waalsa; pisze wzory elektronowe cząsteczek: HCl, H_2O - podaje przyczynę oraz określa kierunek polaryzacji wiązania kowalencyjnego - określa rodzaj wiązania chemicznego w cząsteczkach: HCl, HBr, H_2O, H_2S, NH_3 oraz zapisuje wzory elektronowe tych cząsteczek	- definiuje pojęcie dipol - wyjaśnia przyczyny asocjacji cząsteczek związków chemicznych o budowie polarnej - wskazuje substancje, między cząsteczkami których występuje wiązanie wodorowe oraz uzasadnia obecność tych wiązań - wyjaśnia, dlaczego cząsteczka chlorowodoru jest dipolem, a cząsteczki np. H_2, N_2, Cl_2, O_2 nie są - wyjaśnia treść zasady: „podobne rozpuszcza się w podobnym” oraz projektuje doświadczenie na jej potwierdzenie - opisuje budowę przestrzenną cząsteczek: H_2O i CO_2 - wyjaśnia, dlaczego cząsteczki H_2O są dipolami, a cząsteczki CO_2 nie są

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

	- ilustruje graficznie oraz opisuje powstawanie wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego w cząsteczkach: HCl, H₂O, NH₃ - opisuje właściwości substancji, w których występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane	- projektuje doświadczenie, które pozwoli potwierdzić polarne właściwości cząsteczek wody - tłumaczy sposób wzajemnego oddziaływania cząsteczek, które nie są dipolami - wskazuje na podstawie wzorów strukturalnych wieloatomowych cząsteczek związków chemicznych substancje polarne i niepolarne - wyszukuje i prezentuje informacje na temat nietypowych właściwości wody - określa rodzaj wiązania chemicznego występującego w cząsteczkach HF oraz wyjaśnia proces ich asocjacji
12. Wiązanie koordynacyjne	- definiuje pojęcia: wiązanie koordynacyjne (donorowo-akceptorowe), donor pary elektronowej, akceptor pary elektronowej - podaje wzory sumaryczne i nazwy systematyczne jonów złożonych, w których występuje wiązanie koordynacyjne - pisze wzory elektronowe typowych jonów złożonych: NH₄⁺, H₃O⁺ z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych	- ilustruje graficznie oraz tłumaczy powstawanie wiązań donorowo-akceptorowych w jonach złożonych NH₄⁺, H₃O⁺ - wyjaśnia na podstawie struktury elektronowej drobin, które z nich mogą pełnić funkcję donora, a które akceptora pary elektronowej - wskazuje drobinę mogące pełnić funkcję donora lub akceptora pary elektronowej - podaje przykłady naturalnych związków kompleksowych o znaczeniu biochemicznym - wskazuje jon centralny, ligandy, liczbę koordynacyjną oraz ładunek jonu kompleksowego w jego wzorze chemicznym - podaje nazwy systematyczne i wzory jonów kompleksowych zawierających jako ligandy cząsteczki wody - wyszukuje i prezentuje informacje dotyczące przykładów zastosowania związków kompleksowych w analizie chemicznej
REAKCJE CHEMICZNE		
13. Prawa ilościowe w reakcjach chemicznych	podaje treść praw: zachowania masy, stałości składu i stosunków objętościowych	- podaje warunki przeprowadzenia doświadczenia w celu potwierdzenia prawa zachowania masy - wyjaśnia prawa: zachowania masy, stałości składu i stosunków objętościowych na podstawie teorii atomistycznej

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

	- opisuje przebieg doświadczeń pozwalających na sformułowanie praw: zachowania masy, stałości składu i stosunków objętościowych - oblicza masę substancji, znając masy pozostałych substancji uczestniczących w reakcji - podaje treść prawa Avogadra	- wykazuje zależność między stosunkiem objętości gazowych substratów i produktów reakcji a odpowiednimi współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji - wyjaśnia prawo Avogadra - wykazuje rolę teorii w rozwoju wiedzy chemicznej - wyszukuje dodatkowe informacje na temat odkrywców praw ilościowych - wyszukuje informacje na temat zależności między faktami, prawami a teoriami chemicznymi
14. Stechiometria reakcji chemicznych – mol	- podaje definicje: mola, masy molowej, objętości molowej gazów oraz warunków normalnych - podaje wartość objętości molowej gazów w warunkach normalnych - podaje masę molową pierwiastka na podstawie wartości jego masy atomowej - oblicza masę molową związków chemicznych o podanych wzorach lub nazwach - dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciach: molowym, masowym i objętościowym (dla gazów)	- podaje wartość liczby Avogadra - wyjaśnia, dlaczego 1 mol dowolnego gazu w warunkach normalnych ma taką samą objętość równą $22,4 \text{ dm}^3$ - oblicza masę substratów i produktów danej reakcji, dysponując masą jednego z substratów (produktów) - wyjaśnia, w jaki sposób można porównać liczbę drobin w określonej masie różnych substancji - oblicza objętość zajmowaną w warunkach normalnych przez daną masę gazu - wykazuje zależności między molem substancji a jej masą molową i objętością molową (dla gazów) - układa zadania dotyczące mola, masy molowej, objętości molowej gazów
15. Podstawy obliczeń stechiometrycznych	- wykonuje podstawowe obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęć: mol, masa molowa i objętość molowa gazów - wykonuje podstawowe obliczenia stechiometryczne na podstawie wzoru sumarycznego i równania chemicznego reakcji	- oblicza masę danego atomu wyrażoną w gramach - oblicza z ilu drobin składa się określona masa danej substancji - oblicza gęstość danego gazu w warunkach normalnych - ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie jego składu i masy molowej - wykazuje, że dany wzór sumaryczny nie musi odpowiadać tylko jednemu związkowi chemicznemu
16. Energia w reakcjach chemicznych	definiuje pojęcia: efekt egzoenergetyczny i efekt endoenergetyczny	podaje przykłady reakcji egzo- i endoenergetycznej

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

	- wymienia różnice między układem otwartym, zamkniętym i izolowanym - zaznacza wartość energii aktywacji na schemacie ilustrującym zmiany energii w reakcjach egzo- i endoenergetycznej - definiuje pojęcie: entalpia reakcji chemicznej - podaje interpretację zapisów $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ w odniesieniu do efektu energetycznego reakcji chemicznej	- wyjaśnia, dlaczego podczas przebiegu reakcji chemicznych energia reagentów ulega zmianie - podaje znaczenie pojęcia energia aktywacji - podaje przykłady układów otwartego, zamkniętego i izolowanego - szkicuje wykres ilustrujący zmiany energii w reakcjach egzo- i endoenergetycznej - wykazuje różnice w znaczeniu pojęć: egzoenergetyczny i egzotermiczny, endoenergetyczny i endotermiczny - stosuje pojęcie energia aktywacji do interpretacji przebiegu reakcji chemicznych
17. Szybkość reakcji chemicznych	- definiuje szybkość reakcji jako zmianę stężenia reagenta w czasie - wymienia czynniki, od których zależy szybkość reakcji chemicznej - definiuje pojęcie katalizator - opisuje przebieg doświadczeń wykazujących wpływ temperatury, stężenia, rozdrobnienia substratu w stanie stałym i katalizatora na szybkość reakcji chemicznej - podaje przykłady z życia codziennego związane z możliwością oddziaływania na zmiany szybkości reakcji chemicznej	- wyjaśnia wpływ zmian temperatury, stężenia i rozdrobnienia substratu w stanie stałym na szybkość reakcji chemicznej - porównuje wartość energii aktywacji przebiegającej z udziałem i bez udziału katalizatora - przewiduje wpływ: stężenia (ciśnienia) substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość danej reakcji - wyjaśnia wpływ katalizatora na wzrost szybkości reakcji jako efekt obniżenia energii aktywacji - wyszukuje informacje na temat katalizatorów w procesach biochemicznych
ROZTWORY		
18. Rodzaje mieszanin i sposoby ich rozdzielania	- podaje definicję mieszaniny - podaje przykłady mieszanin znanych z życia codziennego - podaje przykłady rozdzielania mieszanin znanych z życia codziennego	- rozdóżnia układy homogeniczne i heterogeniczne - wykazuje przyczyny różnic w sposobach rozdzielania mieszanin jednorodnych i niejednorodnych - wyjaśnia, na czym polega dany sposób rozdzielania mieszaniny na składniki - projektuje sposób rozdzielania na składniki podanej mieszaniny

	- wykazuje różnice między mieszaninami jednorodnymi i niejednorodnymi - podaje sposoby rozdzielania na składniki mieszanin jednorodnych i mieszanin niejednorodnych	- podaje przykłady rozdzielania mieszanin stosowane w przemyśle - wyszukuje informacje na temat sposobów usuwania domieszek z mieszanin, jak topienie strefowe
19. Roztwory, koloidy i zawiesiny	- podaje reguły klasyfikowania mieszanin na roztwory, koloidy i zawiesiny - podaje przykłady roztworów, koloidów i zawiesin spotykanych w życiu codziennym - opisuje efekt Tyndalla - wymienia różnice we właściwościach roztworów, koloidów i zawiesin	- podaje sposoby odróżniania roztworów, koloidów i zawiesin - wyjaśnia efekt Tyndalla - definiuje pojęcia zol i żel - wskazuje, która z mieszanin jest roztworem, koloidem lub zawiesiną - opisuje przebieg koagulacji i peptyzacji koloidu - wyszukuje informacje na temat roli koloidów w procesach zachodzących w przyrodzie
20. Rozpuszczalność	- podaje definicje roztworów: nasyconego, nienasyconego i przesyconego - podaje definicję rozpuszczalności - opisuje czynności prowadzące do otrzymania roztworów: nienasyconego, nasyconego i przesyconego - podaje zależność rozpuszczalności substancji od temperatury i ciśnienia (dla gazów) - podaje znane z życia codziennego przykłady świadczące o zależności rozpuszczalności gazów w cieczach od temperatury i ciśnienia - określa rozpuszczalność substancji w danej temperaturze na podstawie krzywej rozpuszczalności	- opisuje sposób sporządzania krzywej rozpuszczalności - podaje sposoby przeprowadzania wzajemnych przemian roztworów: nasyconego, nienasyconego i przesyconego - sporządza krzywą rozpuszczalności danej substancji, korzystając z odpowiednich danych - oblicza, korzystając z krzywej rozpuszczalności, maksymalną ilość substancji, jaką można rozpuścić w podanej temperaturze i ilości rozpuszczalnika - oblicza rozpuszczalność substancji w danej temperaturze, znając maksymalną jej ilość rozpuszczoną w danej ilości rozpuszczalnika - wyszukuje informacje na temat rozpuszczalności substancji w rozpuszczalnikach innych niż woda
21. Sposoby wyrażania stężeń roztworów	- podaje definicję stężeń procentowego i molowego - podaje przykłady stosowania stężenia procentowego w życiu codziennym - oblicza stężenie procentowe i stężenie molowe roztworu na podstawie informacji o ilości substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika	- opisuje sposób przygotowania roztworu danej substancji o podanym stężeniu procentowym lub stężeniu molowym - przelicza na podstawie wzoru stężenie procentowe roztworu na molowe i odwrotnie - oblicza stężenie procentowe roztworu nasyconego substancji na podstawie danych o jej rozpuszczalności

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

	• oblicza ilość substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika potrzebne do przygotowania podanej ilości roztworu o określonym stężeniu procentowym lub molowym	• przygotowuje roztwór o podanym stężeniu procentowym • wyprowadza wzór na przeliczanie stężenia procentowego na molowe i odwrotnie • oblicza stężenie procentowe i stężenie molowe roztworu otrzymanego z substancji reagującej z wodą
22. Zatężanie i rozcieńczanie roztworów	• podaje przykłady rozcieńczania i zatężania roztworów z życia codziennego • podaje poznane sposoby rozcieńczania i zatężania roztworów • oblicza stężenie roztworu otrzymanego w wyniku rozcieńczania i zatężania wyjściowych roztworów	• wykonuje obliczenia potrzebne do otrzymania roztworu o podanym stężeniu w wyniku rozcieńczania lub zatężania wyjściowych roztworów • oblicza stężenie roztworu otrzymanego w wyniku mieszania wyjściowych roztworów • wykonuje obliczenia potrzebne do otrzymania roztworu o podanym stężeniu w wyniku mieszania wyjściowych roztworów • wyprowadza wzór zwany regułą mieszania
23. Rozpuszczanie i dysocjacja elektrolityczna	• opisuje przebieg rozpuszczania substancji • podaje definicję dysocjacji elektrolitycznej • wyjaśnia, na czym polega rozpuszczanie substancji • zapisuje równanie dysocjacji podanego związku chemicznego • podaje definicję stopnia dysocjacji • podaje kryteria podziału na elektrolity mocne i słabe	• określa moc elektrolitu na podstawie podanej wartości stopnia dysocjacji • podaje przykłady elektrolitów mocnych i słabych • oblicza stopień dysocjacji danego elektrolitu • wykazuje znaczenie właściwości rozpuszczalnika na możliwość zajścia w nim dysocjacji elektrolitycznej • opisuje przebieg doświadczenia świadczącego o obecności jonów w roztworze • wykazuje, dlaczego łączna liczba ładunków dodatnich i ujemnych w równaniu dysocjacji jest równa zero • wyjaśnia procesy dysocjacji elektrolitycznej związków o budowie jonowej lub składających się z cząsteczek o wiązaniu kowalencyjnym spolaryzowanym • wykazuje zależność między rodzajem wiązania a dysocjacją związku chemicznego na jony • wyjaśnia mechanizm przewodzenia prądu elektrycznego w roztworach wodnych substancji dysocjującej na jony i stopionych solach

AUTORZY: Ryszard M. Janiuk, Małgorzata Chmurska, Gabriela Osiecka

		• podaje informację o równoczesnej obecności niewielkiej liczby jonów wodorowych i wodorotlenkowych w każdym roztworze wodnym • opisuje praktyczne zastosowania elektrolizy
--	--	--