

Andrzej Czerwiński Anna Czerwińska
Małgorzata Jełińska-Kazimierczuk Krzysztof Kuśmierczyk

CHEMIA

Program nauczania
w liceum ogólnokształcącym,
liceum profilowanym i technikum

KSZTAŁCENIE W ZAKRESACH
PODSTAWOWYM
I ROZSZERZONYM

Program nauczania dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu programów nauczania chemii w zakresach podstawowym i rozszerzonym dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum na podstawie opinii rzeczoznawców: prof. dr. hab. Tadeusza M. Krygowskiego, dr Danuty Fonfary i mgr Joanny Szymańskiej

Numer w wykazie DKOS-4015-75/02



Warszawa
Wydawnictwa Szkolne
i Pedagogiczne
Spółka Akcyjna
www.wsip.com.pl

Spis treści

Podstawa programowa kształcenia ogólnego dla liceów ogólnokształcących, liceów profilowanych i techników

Podstawa programowa kształcenia ogólnego – Liceum ogólnokształcące, liceum profilowane i technikum. Kształcenie w zakresie podstawowym / 4

Podstawa programowa kształcenia ogólnego – Liceum ogólnokształcące. Kształcenie w zakresie rozszerzonym / 5

- 1. Cele ogólne nauczania chemii / 7**
- 2. Uwagi ogólne o programie / 7**
- 3. Struktura programu / 9**
- 4. Uwagi o realizacji programu / 10**
- 5. Materiał nauczania w powiązaniu z celami kształcenia, osiągnięciami ucznia i procedurami osiągnięcia celów / 17**

Część pierwsza: Kształcenie w zakresach podstawowym i rozszerzonym

- Rozdział 1:** Od Boyle’a do Mendelejewa, czyli co zawdzięczamy sławnym chemikom ubiegłych wieków / 17
- Rozdział 2:** Nie wszystko co małe można zaniedbać i dlatego powinniśmy nieco więcej wiedzieć o atomie / 20
- Rozdział 3:** Poznajmy kilka tajemnic laboratorium chemicznego / 22
- Rozdział 4:** „Mol” wydaje się trudny, ale może warto go polubić / 25
- Rozdział 5:** Struktura elektronowa, czyli to, co w atomie najbardziej interesuje chemika / 27
- Rozdział 6:** W jaki sposób wiążą się ze sobą atomy, a jak całe cząsteczki? / 30
- Rozdział 7:** Co pływa w wodzie, czyli tajemnice roztworów / 33
- Rozdział 8:** Dwa bardzo ważne pierwiastki – tlen i wodór oraz ich najważniejsze reakcje: utleniania-redukcji / 37
- Rozdział 9:** Metale lekkie, których – wbrew pozorom – jest więcej niż ciężkich / 40
- Rozdział 10:** Którędy prowadzi droga od metali lekkich do niemetali? / 44
- Rozdział 11:** Czy niemetale mają tak samo dużo wspólnych cech, jak metale? / 48
- Rozdział 12:** Czy nie szkoda spalać węglowodorów? / 53
- Rozdział 13:** Skąd jeszcze możemy czerpać energię? / 57
- Rozdział 14:** O negatywnych dla atmosfery skutkach używania niektórych dezodorantów / 60

- Rozdział 15:** Alkohole, czyli kilka słów o tajnikach produkcji dobrego wina / 63
- Rozdział 16:** Opowieść o mrówkach, pszczołach i pokrzywach, czyli w królestwie kwasów karboksylowych / 66
- Rozdział 17:** W świecie zapachów, czyli co każdy z nas powinien wiedzieć o estrach / 69
- Rozdział 18:** Z wizytą w aptecę, czyli trochę więcej poplątanej chemii / 72
- Rozdział 19:** Jak zbudowane są najważniejsze cząsteczki życia / 76

Część druga: **Kształcenie w zakresie rozszerzonym**

- Moduł I:** Wpływ struktury atomu i cząsteczki na właściwości substancji / 80
- Moduł II:** Energetyka chemiczna / 84
- Moduł III:** Kinetyka i równowaga chemiczna / 88
- Moduł IV:** Kwasy, zasady i związki kompleksowe / 93
- Moduł V:** Elektrochemia / 96
- Moduł VI:** Nowoczesne metody badania struktury materii / 101
- Moduł VII:** Mechanizmy reakcji chemicznych / 105
- 6. Kontrola i ocena osiągnięć uczniów / 111**

Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej i Sportu z dnia 26 lutego 2002 r. w sprawie podstawy programowej wychowania przedszkolnego oraz kształcenia ogólnego w poszczególnych typach szkół (Dz.U. z dnia 9 maja 2002 r. Nr 51)

Załącznik nr 4

PODSTAWA PROGRAMOWA KSZTAŁCENIA OGÓLNEGO DLA LICEÓW OGÓLNOKSZTAŁCĄCYCH, LICEÓW PROFILOWANYCH I TECHNIKÓW

Podstawa programowa kształcenia ogólnego – Liceum ogólnokształcące, liceum profilowane i technikum. Kształcenie w zakresie podstawowym

CHEMIA

Cele edukacyjne

1. Zrozumienie znaczenia przemian chemicznych zachodzących w otaczającym świecie.
2. Uświadomienie roli chemii w rozwoju cywilizacji i w życiu codziennym.
3. Dostrzeganie wpływu działalności człowieka na środowisko i przyswojenie wiedzy niezbędnej do prowadzenia działań proekologicznych.
2. Zależność pomiędzy budową atomów a położeniem pierwiastków w układzie okresowym i ich właściwościami.
3. Zależność właściwości fizycznych i chemicznych substancji od rodzaju wiązania chemicznego.
4. Reakcje chemiczne a zjawiska fizyczne. Ilościowe prawa rządzące przemianami chemicznymi. Reakcje syntezy, analizy i wymiany.

Zadania szkoły

1. Kształtowanie badawczego sposobu myślenia, właściwego dla nauk przyrodniczych.
2. Rozwijanie umiejętności obserwacji, wyciągania wniosków z przeprowadzanych eksperymentów i formułowania uogólnień.
3. Wyrabianie umiejętności posługiwania się zdobytą wiedzą chemiczną.
4. Przygotowanie uczniów do prawidłowego korzystania z różnorodnych źródeł informacji.
5. Kształtowanie postaw uczniów zgodnych z zasadami dbałości o własne zdrowie i ochronę środowiska przyrodniczego.
5. Mol. Molowa interpretacja przemian chemicznych. Objętość molowa.
6. Szybkość reakcji chemicznych.
7. Reakcje endo- i egzoenergetyczne.
8. Proste reakcje utleniania-redukcji i ich rola w przyrodzie oraz życiu codziennym.
9. Roztwory nasycone i nienasycone. Sposoby wyrażania stężeń roztworów – stężenia procentowe i molowe.
10. Dysocjacja elektrolityczna. Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów – reakcje zobojętnienia i strącania osadów.
11. Właściwości wybranych metali i niemetalii.
12. Węglowodory nasycone, nienasycone i aromatyczne – budowa i właściwości.
13. Źródła węglowodorów w przyrodzie.
14. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – otrzymywanie i właściwości.

Treści nauczania

1. Współczesny, uproszczony model budowy atomu. Izotopy. Promieniotwórczość naturalna.
15. Najważniejsze wielofunkcyjne pochodne węglowodorów – występowanie właściwości, zastosowanie i ich znaczenie w życiu człowieka.

16. Chemia w życiu gospodarczym, społecznym i ochronie środowiska. Praktyczne zastosowania poznanych substancji chemicznych i zagrożenia powodowane niewłaściwym ich wykorzystaniem.

Osiągnięcia

1. Dostrzeganie przemian chemicznych w środowisku przyrodniczym oraz czynników wpływających na ich przebieg.
2. Umiejętność posługiwania się zdobytą wiedzą chemiczną w życiu codziennym.
3. Umiejętność korzystania z różnorodnych źródeł informacji, np. układu okresowego pierwiastków, literatury popularnonaukowej i Internetu.
4. Umiejętność zapisywania równań prostych reakcji chemicznych oraz opisywania efektów energetycznych im towarzyszących.
5. Posługiwanie się podstawowym słownictwem chemicznym.
6. Umiejętność wykonywania prostych obliczeń chemicznych.
7. Znajomość najważniejszych pierwiastków chemicznych, ich właściwości i zastosowania.

Podstawa programowa kształcenia ogólnego – Liceum ogólnokształcące. Kształcenie w zakresie rozszerzonym

CHEMIA

Cele edukacyjne

1. Pogłębianie wiedzy chemicznej w stopniu niezbędnym do dalszej edukacji.
2. Wykształcenie umiejętności planowania i realizacji prac eksperymentalnych oraz interpretacji otrzymanych wyników.
3. Wykształcenie poczucia odpowiedzialności za bezpieczeństwo własne i ochronę środowiska naturalnego.
4. Przygotowanie uczniów do projektowania badań i interpretacji otrzymywanych wyników na podstawie zdobytej wiedzy chemicznej i z dziedzin pokrewnych.

Zadania szkoły

1. Wspieranie umiejętności samokształcenia poprzez zdobywanie i gromadzenie informacji z różnych źródeł.
2. Wdrażanie uczniów do selekcjonowania i oceny zdobytych informacji.
3. Zapoznanie uczniów z praktyką laboratoryjną poprzez prowadzenie pokazów oraz samodzielne wykonywanie przez nich doświadczeń.
4. Przygotowanie uczniów do projektowania badań i interpretacji otrzymywanych wyników na podstawie zdobytej wiedzy chemicznej i z dziedzin pokrewnych.

Treści nauczania

1. Współczesny model budowy atomu – elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym. Izotopy. Promieniotwórczość naturalna i sztuczna.
2. Układ okresowy pierwiastków. Zależność pomiędzy budową atomów a właściwościami pierwiastków i ich położeniem w układzie okresowym. Alotropia pierwiastków.
3. Wiązania jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane i koordynacyjne. Zależność pomiędzy właściwościami związków chemicznych a ich budową.

4. Równowaga chemiczna. Stała równowagi. Reguła przekory.
5. Mol. Molowa interpretacja przemian chemicznych. Równanie Clapeyrona. Warunki normalne i standardowe.
6. Szybkość reakcji chemicznych. Rząd reakcji.
7. Reakcje endo- i egzoenergetyczne. Katalizatory i przykłady reakcji katalitycznych.
8. Reakcje utleniania-redukcji. Ogniwa galwaniczne i ich zastosowania.
9. SEM ogniwa. Elektroliza roztworów wodnych elektrolitów i soli stopionych.
10. Prawa elektrolizy. Korozja elektrochemiczna i metody jej zapobiegania.
11. Roztwory. Rozpuszczalność. Przeliczanie stężeń roztworów. Układy koloidalne.
12. Systematyka związków nieorganicznych. Tlenki, wodoroki, wodorotlenki, kwasy i sole – nazewnictwo, otrzymywanie, właściwości.
13. Charakterystyka najważniejszych pierwiastków bloków *s*, *p*, *d* układu okresowego pierwiastków. Zmienność właściwości związków w grupach i okresach.
14. Elektrolity słabe i mocne. Stopień i stała dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda, pH roztworu, wskaźniki. Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów – reakcje zobojętniania, strącenia osadów i hydrolizy. Amfoteryczność.
15. Węglowodory nasycone, nienasycone i aromatyczne – nazewnictwo i właściwości. Szereg homologiczny. Izomeria konstytucyjna i geometryczna.
16. Występowanie węglowodorów w przyrodzie. Przeróbka ropy naftowej.
17. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów. Alkohole, fenole, aldehydy, ketony, aminy, kwasy karboksylowe i ich pochodne – budowa, nazewnictwo, otrzymywanie i właściwości.
18. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów. Aminokwasy, peptydy i białka, tłuszcze proste i złożone, najważniejsze cukry oraz kwasy nukleinowe – występowanie, właściwości i ich znaczenie w życiu człowieka.
19. Zjawisko izomerii optycznej. Chiralność.
20. Polimeryzacyjne tworzywa sztuczne – budowa i zastosowanie.
21. Konsekwencje niewłaściwego wykorzystywania substancji chemicznych.

Osiągnięcia

1. Znajomość i rozumienie podstawowych pojęć, praw i zjawisk chemicznych.
2. Umiejętność opisu właściwości najważniejszych pierwiastków bloków *s*, *p*, *d* i ich związków chemicznych. Dostrzeganie podobieństw i różnic we właściwościach i sposobie reagowania pierwiastków w obrębie grup oraz różnych klas związków chemicznych.
3. Umiejętność dostrzegania zależności pomiędzy budową substancji a jej właściwościami fizycznymi i chemicznymi.
4. Umiejętność zastosowania posiadanej wiedzy do rozwiązywania różnorodnych problemów rachunkowych, teoretycznych i praktycznych:
 - 1) posługiwanie się pojęciami chemicznymi,
 - 2) posługiwanie się terminologią chemiczną,
 - 3) wyjaśnianie przebiegu obserwowanych lub opisanych zjawisk,
 - 4) wykorzystywanie dostępnych źródeł informacji do rozwiązywania zadań.
5. Umiejętność stawiania hipotez dla wyjaśniania problemów chemicznych i planowania eksperymentów dla ich weryfikacji.
6. Samodzielne formułowanie i uzasadnianie opinii i sądów na podstawie posiadanych i podanych informacji.
7. Umiejętność korzystania z różnorodnych źródeł informacji w celu rozszerzenia posiadanej wiedzy.

Cele ogólne nauczania chemii

1

Chemia jest nauką, której znaczenie we współczesnym świecie nieustannie rośnie. Trudno byłoby dzisiaj znaleźć dziedzinę życia lub działalności człowieka, która nie korzysta z jej osiągnięć. Nadrzędnym celem nauczania chemii jest zrozumienie istoty przemian, jakim podlegają substancje w naszym otoczeniu, oraz wykształcenie umiejętności takiego przeobrażania materii, jakie najlepiej służy człowiekowi. Nauczanie chemii daje ponadto okazję do rozwijania zdolności obserwacji, formułowania uogólnień i wyciągania wniosków. Niezwykle ważnym aspektem kształcenia chemicznego jest wyrobienie umiejętności praktycznych uczniów poprzez ich wdrożenie do pracy laboratoryjnej. Musi być ona bezpieczna, celowa i dobrze zaplanowana. W nauczaniu chemii konieczne jest też położenie nacisku na edukację ekologiczną, która nie powinna ograniczać się do przekazania odpowiednich wiadomości, ale musi stymulować osobiste zaangażowanie uczniów w rozwiązywanie problemów ochrony środowiska.

Rozwój chemii, jaki dokonał się w ostatnich dziesięcioleciach, z jednej strony umożliwił poznanie istoty wielu przemian chemicznych, z drugiej jednak, gwałtownie wzrosła liczba wiadomości, które wydają się niezbędne do przekazania uczniom w niezmiernym lub nawet skróconym czasie. Taka sytuacja wymusza staranne opracowanie materiału i odpowiedni dobór metod nauczania, tak aby osiągnięte efekty były zgodne z założonymi celami kształcenia.

Uwagi ogólne o programie

2

◆ Reforma systemu edukacji narodowej stwarza nadzieję na zbudowanie nowej, przyjaznej uczniom szkoły. Szkoły ponadgimnazjalnej, w której wspólny wysiłek dorosłych i młodzieży koncentruje się wokół świadomego wychowania i nauczania, a priorytetem jest stworzenie warunków zapewniających uczniom wszechstronny rozwój. Takiej wizji szkoły sprzyja opracowana *Podstawa programowa kształcenia ogólnego dla liceów ogólnokształcących, liceów profilowanych i techników*, stanowiąca główny dokument do budowania programów nauczania.

◆ Oddajemy w Państwa ręce program nauczania chemii w liceum ogólnokształcącym, liceum profilowanym i technikum, będący elementem cyklu edukacyjnego, zawierającego poza tym podręcznik dla ucznia (trzy części) trzyczęściowy poradnik metodyczny dla nauczyciela. Mamy nadzieję, że realizacja niniejszego programu pozwoli uczniom polubić chemię i zrozumieć podstawowe jej prawa oraz znaczenie procesów chemicznych, zarówno tych zachodzących w naturze, jak i świadomie prowadzonych przez człowieka. Celem przedstawionego progra-

mu jest również wskazanie sposobów solidnego przygotowania zainteresowanych uczniów do dalszego kształcenia w zakresie chemii lub w dziedzinach pokrewnych. Należy pamiętać, że młodzież podejmująca naukę w szkołach ponadgimnazjalnych w różnym stopniu opanowała podstawy chemii. Wynika to z różnorodności dostępnych programów nauczania i szerokiej, zróżnicowanej pod względem treści, oferty wydawniczej. Zaproponowana koncepcja nauczania zakłada taką strukturę programu, zgodnie z którą uczniowie poznają najpierw łatwiejsze zagadnienia (na bazie wiedzy wyniesionej z gimnazjum), a później trudniejsze. Rozwiązanie to wyzwoli zapewne wiele Państwa pomysłów, których nie wzięliśmy pod uwagę. Jesteśmy przeświadczeni, że ich realizacja wpłynie na podniesienie wartości programu.

◆ Przedstawiony program stanowi propozycję dla szkół ponadgimnazjalnych: liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego i technikum, gdyż składa się z dwóch wyraźnie rozdzielonych części:

- ◆ *pierwsza*, skorelowana z 1. i 2. tomem podręcznika, zawiera treści w zakresie obligatoryjnego, dla wszystkich uczniów, kształcenia chemicznego. Na jej realizacji można poprzestać, kończąc nauczanie chemii;
- ◆ *druga* stanowi rozszerzenie i pogłębienie treści, jest więc adresowana do uczniów pragnących kontynuować naukę chemii oraz zdawać egzamin dojrzałości z tego przedmiotu. Tej części programu odpowiada 3. tom podręcznika.

Układ treści jest więc spiralny, co decyduje o uniwersalnym charakterze programu.

◆ Zakres materiału w *pierwszej części* programu jest podporządkowany praktycznemu korzystaniu z wiadomości i umiejętności. Znalazło się w niej wiele informacji koniecznych, naszym zdaniem, do lepszego rozumienia świata. Na bazie treści klasycznego kursu chemii uczniowie zapoznają się z substancjami, o których ostatnio tak wiele mówimy i czytamy, np. sterydami, dioksynami, antybiotykami i witaminami. Problematykę uzależnień omawia się w kontekście budowy i właściwości: alkoholu, nikotyny i alkaloidów.

Wyraźnie zarysowującą się linią tematyczną programu są zagadnienia struktury materii. Wiedza o budowie wewnętrznej substancji, wiązaniach chemicznych oraz oddziaływaniach międzycząsteczkowych stanowi fundament chemii nieorganicznej i organicznej. Założyliśmy, że treści obligatoryjnego kursu muszą dawać uczniom konsekwentny i wewnętrznie spójny pogląd o strukturze materii. Układ treści programu pozwala elastycznie rozszerzać materiał faktograficzny potwierdzający to przekonanie.

Treści *części pierwszej* zostały celowo wzbogacone o informacje rozszerzające, które należy potraktować fakultatywnie, do ich realizacji zachęcamy nauczycieli pracujących w klasach, których uczniowie będą kontynuować naukę chemii, przygotowując się do matury lub studiów wyższych.

◆ Dobór treści *drugiej części* programu został podporządkowany wymaganiom zawartym w *Syllabusie nowej matury* oraz standardom międzynarodowej matury z che-

mii. Nadrzędnym celem tego etapu kształcenia jest wyposażenie uczniów w wiedzę, pozwalającą im podjąć studia na wyższych uczelniach. Służyć temu ma zdobywanie trudniejszych, niż w *części pierwszej*, wiadomości oraz dalsze nabywanie umiejętności eksperymentalnych.

W całym programie eksponowane są zagadnienia wychowawcze, wiążące się z budzeniem świadomości ekologicznej uczniów i kształtowaniem emocjonalnego podejścia młodzieży do problemów ochrony środowiska naturalnego.

Struktura programu

3

◆ Prezentowany program zawiera elementy, określone w rozporządzeniu MEN z 1998 r., jako niezbędne składniki wszystkich programów nauczania. Są to:

1. **Szczegółowe cele nauczania.**
2. **Zakres treści.**
3. **Opis założonych osiągnięć ucznia.**
4. **Procedury osiągania celów.**

Przewidywane osiągnięcia ucznia zostały określone w sposób, który sugeruje dobór metod oceny zdobytych wiadomości i umiejętności oraz określa, w jakim stopniu powinny być realizowane hasła programowe zapisane w wykazie treści.

Część pierwsza programu, której poświęcono 1. i 2. tom podręcznika, została podzielona na 19 rozdziałów, a *część druga* na 7 modułów.

Każdy rozdział *części pierwszej* i moduł *części drugiej* został opatrzony szczegółowymi wskazówkami, dotyczącymi sposobu jego realizacji.

W *części pierwszej* niektóre treści zostały wyróżnione jako fakultatywne (podkreślone). Nie oznacza to, że są one zawsze trudniejsze. Realizacja treści nadobowiązkowych jest uzależniona od decyzji nauczyciela i zależy od liczby godzin przeznaczonych na nauczanie chemii (w niektórych szkołach może być ona zwiększona) oraz od predyspozycji i zainteresowań uczniów.

Dopuszcza się też możliwość pominięcia pewnych partii materiału, spoza podstawy programowej, jeżeli nauczyciel uzna, że są zbędne albo nie będzie dysponował czasem koniecznym do ich realizacji.

Celowo zaproponowaliśmy więcej rozwiązań dydaktycznych (procedury osiągania celów), spośród których nauczyciel może wybrać najbardziej odpowiednie. Duża liczba doświadczeń stanowi również ofertę, z której nauczyciel może wybrać eksperymenty najlepiej jego zdaniem ilustrujące omawiane treści. Znajdują się wśród nich także doświadczenia z elementarnej chemii. Zostały one umieszczone celowo, ponieważ nie każdy uczeń w gimnazjum miał okazję poznawać chemię w sposób eksperymentalny. W podręczniku dla ucznia doświadczenia są zilustro-

wane zdjęciami, a w opisie każdego z nich znajdują się spostrzeżenia. Dzięki temu, nawet jeśli jakiś eksperyment nie zostanie wykonany w szkole, uczeń analizując odpowiedni fragment tekstu, będzie mógł wyciągnąć właściwe wnioski. Takie rozwiązanie ułatwi uczniom nieobecnym w szkole uzupełnienie braków oraz pomoże w powtórzeniu materiału.

Ekspertyzowane objęte programem zostały zaplanowane jako doświadczenia uczniowskie (U) albo jako pokazy prowadzone przez nauczyciela (N). Najkorzystniejsze byłoby zapewnienie możliwości przeprowadzenia jak największej liczby doświadczeń przez uczniów. Jeśli warunki na to nie pozwalają, nie należy rezygnować z eksperymentów, ale realizować je w formie pokazów. Ekspertyzowane powinny być tak włączane w tok lekcji, aby można było mówić o wszechstronnej aktywizacji uczniów. Uczniowie powinni być świadomi tego, że prowadzone prace laboratoryjne ściśle wiążą się z omawianymi treściami. Wnioski z wykonanych ćwiczeń powinny pełnić nie tylko funkcję informacyjną, ale przede wszystkim weryfikować hipotezy uczniowskie.

W wykazie doświadczeń pojawiają się sformułowania „badanie właściwości fizycznych”. Należy je rozumieć jako określanie stanu skupienia, barwy, rozpuszczalności w wodzie lub innych rozpuszczalnikach.

4

Uwagi o realizacji programu

- ◆ Założyliśmy, że na realizację *pierwszej części* programu (kształcenie w zakresie podstawowym) przeznaczone będą **3 godziny w cyklu**, czyli 114 jednostek lekcyjnych, lub **4 godziny w cyklu**, co daje 152 jednostki lekcyjne. Ponieważ nauczanie chemii może odbywać się w wymiarze 2 lub 3 godzin tygodniowo, opracowaliśmy kilka wariantów siatki godzin na realizację *pierwszej części* programu.
- ◆ **Wariant A** dotyczy nauczania w wymiarze 2 godzin w tygodniu przez trzy semestry nauki w liceum lub 3 godzin w tygodniu przez dwa semestry.
- ◆ **Wariant B** może być realizowany w wypadku zwiększenia liczby godzin nauczania do 4 w cyklu, przy zachowaniu rozkładu materiału nauczania *pierwszej części* programu na trzy semestry. W takiej sytuacji liczba godzin nauczania wyniesie w pierwszym i drugim semestrze 3 godziny tygodniowo, a w trzecim semestrze 2 godziny tygodniowo.
- ◆ **Wariant C** uwzględnia zwiększenie liczby godzin nauczania do 4 w cyklu, przy założeniu realizacji materiału w ciągu czterech semestrów. W takim układzie przewiduje się 2 godziny nauczania tygodniowo, przez dwa lata. Ten wariant daje możliwość bardzo dobrego opanowania przekazywanych treści włącznie z proponowanymi w podręczniku rozszerzeniami, ale wyklucza możliwość realizacji *drugiej części* programu, która wymaga co najmniej dwóch pełnych se-

4. Uwagi o realizacji programu

mestrów (szósty semestr nauki w trzyletnim liceum jest w większości przeznaczony na powtórzenie materiału i przeprowadzenie egzaminów maturalnych). *Wariant C* jest odpowiedni dla uczniów, którzy w ramach egzaminów maturalnych chcą zdawać np. fizykę lub biologię, a chemię traktują jako przedmiot wspomagający.

- ◆ **Wariant D** dotyczy klas, w których nauczanie chemii będzie się odbywało w wymiarze 3 godzin tygodniowo i uczniowie będą zainteresowani przygotowaniem się do matury z chemii. W takiej sytuacji celowe jest zarówno poszerzenie *pierwszej części* programu, jak i wcześniejsze rozpoczęcie realizacji *drugiej części* (np. w trakcie trzeciego semestru).

Tabela 1. Przykładowa siatka godzin na realizację *pierwszej części* programu nauczania

Wariant A

Semestr	Treści (rozdział)	Jednostki lekcyjne	Razem na realizację treści	Powtórzenie i sprawdzenie wiadomości uczniów			Razem na realizację	Semestr
				doświadczenia utrwalające	powtórzenia	sprawdziany		
I	1	4	12	1	1	1	15	I
	2	4						
	3	4						
I	4	4	8	1	1	1	11	
	5	4						
	6	5						
II	7	4	9	1	1	1	12	
	8	4						
	9	5						
II	10	5	10	1	1	1	13	
	11	5						
	12	4						
III	13	4	8	1	1	1	11	
	14	5						
	15	4						
III	16	5	10	1	1	1	13	
	17	5						
	18	5						
	19	6	11	1	1	1	14	
			86	8	10	10	114	

PROGRAM NAUCZANIA

Tabela 2. Przykładowa siatka godzin na realizację *pierwszej części* programu nauczania

Wariant B

Semestr	Treści (rozdział)	Jednostki lekcyjne	Razem na realizację treści	Powtórzenie i sprawdzenie wiadomości uczniów			Razem na realizację
				doświadczenia utrwalające	powtórzenia	sprawdziany	
I	1 2 3	4 4 4	12	2	1	1	16
	4 5	6 6	12	2	1	1	16
	6 7	6 6	12	2	1	1	16
	8	6	6	1	1	1	9
II	9 10	6 8	14	2	1	1	18
	11	9	9	1	1	1	12
	12 13	8 7	15	2	1	1	19
	14	5	5	1	1	1	8
III	15	5	5	1	1	1	8
	16 17	5 6	11	1	1	1	14
	18 19	6 7	13	1	1	1	16
			114	16	11	11	152

W programie położono nacisk na rozwijanie aktywności doświadczalnej uczniów. Dodatkowa liczba godzin w *wariantach B, C i D* jest więc przeznaczona nie tylko na realizację treści nauczania, ale również pozwala zwiększyć czas na wykonywanie doświadczeń utrwalających.

Powtórzenia i sprawdziany wiadomości uczniów w *części pierwszej* zostały zaplanowane nie po każdym dziale, lecz po zrealizowaniu większej partii materiału.

◆ Doświadczenia utrwalające, nazwane w książce dla ucznia „Sprawdź, czy potrafisz”, powinny być wykonane po zakończeniu każdej większej partii materiału. Na-

Tabela 3. Przykładowa siatka godzin na realizację pierwszej części programu nauczania

Wariant C

Semestr	Treści (rozdział)	Jednostki lekcyjne	Razem na realizację treści	Powtórzenie i sprawdzenie wiadomości uczniów			Razem na realizację
				doświadczenia utrwalające	powtórzenia	sprawdziany	
I	1	4	12	1	1	1	15
	2	4					
	3	4					
I	4	5	11	1	1	1	14
	5	6					
	6	6					
II	7	7	7	1	1	1	10
	8	7	7	1	1	1	10
	9	6	14	2	1	1	18
10	8						
III	11	8	8	1	1	1	11
	12	5	10	1	1	1	13
	13	5					
III	14	5	11	1	1	1	14
	15	6					
IV	16	7	15	2	1	1	19
	17	8					
	18	7	16	1	1	1	19
19	9						
			117	13	11	11	152

leży rozumieć je jako oryginalne problemy doświadczalne albo modelowe – rozwiązywane przez uczniów samodzielnie lub w małych grupach. Także w tym wypadku zaproponowano większą liczbę doświadczeń, pozostawiając nauczycielowi możliwość dokonania wyboru.

Treść zadań laboratoryjnych „Sprawdź, czy potrafisz” koresponduje z tematyką działów. Jeśli do ich rozwiązania są potrzebne dodatkowe dane, uczeń znajdzie je w zamieszczonej w podręczniku instrukcji „Jak to zrobić?”. W poradniku dla nauczyciela zamieszczone są arkusze pracy ucznia do doświadczeń „Sprawdź, czy potrafisz” oraz szczegółowe instrukcje wykonania i interpretacji eksperymentu.

PROGRAM NAUCZANIA

Tabela 4. Przykładowa siatka godzin na realizację *pierwszej części* programu nauczania

Wariant D

Semestr	Treści (rozdział)	Jednostki lekcyjne	Razem na realizację treści	Powtórzenie i sprawdzenie wiadomości uczniów			Razem na realizację
				doświadczenia utrwalające	powtórzenia	sprawdziany	
I	1	5	13	2	1	1	17
	2	4					
	3	4					
	4	6	12	1	1	1	15
	5	6					
	6	6	13	2	1	1	17
	7	7					
	8	5	5	1	1	1	8
II	9	5	13	2	1	1	16
	10	8					
	11	8	8	1	1	1	11
	12	6	12	1	1	1	15
	13	6					
	14	6	11	1	1	1	14
15	5						
III	16	7	15	2	1	1	19
	17	8					
	18	6	14	1	1	1	17
	19	8					
			116	14	10	10	150*

* Ten wariant siatki powinien być realizowany, jeżeli liczba godzin chemii w tygodniu wynosi 3 w każdym semestrze i przewiduje się kontynuację nauczania do matury. Realizację *pierwszej części* programu można wtedy zakończyć po upływie 12 tygodni trzeciego semestru i w 13. tygodniu rozpocząć realizację *drugiej części* programu.

Rozwiązywanie zadań laboratoryjnych będzie sprzyjać systematyzowaniu wiedzy uczniów oraz pomoże opanować umiejętności konieczne w trakcie nowego egzaminu maturalnego.

◆ W podręczniku ucznia, po każdym dziale, zamieszczono pytania i zadania zatytułowane „Sprawdź, czego się nauczyłeś”. Można potraktować je jako propozycje prac domowych lub korzystać z nich podczas lekcji powtórzeniowych.

Tabela 5. Przykładowa siatka godzin na realizację drugiej części programu nauczania

Treści (moduł)	Powtórzenie wiadomości z zakresu podstawowego	Jednostki lekcyjne	Powtórzenie i sprawdzenie wiadomości uczniów			Razem na realizację
			doświadczenia utrwalające	powtórzenia	sprawdziany	
<i>I</i>	2	12	2	2	1	19
<i>II</i>	0	7	1	1	1	10
<i>III</i>	0	10	1	1	1	13
<i>IV</i>	1	10	2	2	1	16
<i>V</i>	1	12	1	2	1	17
<i>VI</i>	2	8	1	1	1	13
<i>VII</i>	0	21	2	2	1	26
Suma godzin	6	80	10	11	7	114
Czas przeznaczony do dyspozycji nauczyciela – powtórzenie materiału przed egzaminem maturalnym						38
						152

◆ We wszystkich wypadkach, w których ma być realizowana druga część programu, trzeba na nią przeznaczyć co najmniej **4 godziny w cyklu**, co daje minimum 152 lekcje chemii. Ponieważ rozkład godzin nauczania chemii w kolejnych semestrach w różnych szkołach może być bardzo zróżnicowany, materiał drugiej części programu nie został podzielony na semestry.

◆ W części tej został zamieszczony moduł VI pt. *Nowoczesne metody badania struktury materii*, który można w całości potraktować jako fakultatywny, gdyż wykracza poza zakres *Syllabusa*. Dotychczas programy szkolne nie obejmowały nowoczesnych technik badawczych, ale wydaje się uzasadnione wzbogacenie wiedzy uczniów o te zagadnienia, zwłaszcza że wchodzą one w zakres wymagań międzynarodowej matury z chemii.

◆ Do dyspozycji nauczyciela pozostawiono $\frac{1}{4}$ czasu przeznaczonego na realizację drugiej części programu (38 godzin) zakładając, że będzie on m.in. poświęcony na powtórzenie całego materiału pod kątem egzaminu dojrzałości.

Podział treści drugiej części programu na moduły daje możliwość przeprowadzenia lekcji powtórzeniowych i sprawdzianów po zakończeniu realizacji każdego modułu.

◆ Jeżeli będzie możliwe zwiększenie liczby godzin przeznaczonych na realizację *drugiej części* programu do **5 godzin w cyklu**, zaleca się przeznaczenie dodatkowego czasu na rozwinięcie treści modułów: I, IV i VII, które stanowią podstawę wymagań maturalnych i egzaminacyjnych.

W podręczniku jest również zaproponowana większa liczba doświadczeń „Sprawdź, czy potrafisz”, które mogą być w takim wypadku (przy zwiększonej liczbie godzin) wszystkie przeprowadzone i omówione.

Lekcje powtórzeniowe należy przeznaczyć na syntezę wiedzy oraz rozwiązywanie problemów o stopniu trudności zbliżonym do zadań zamieszczonych w *Syllabusie egzaminu maturalnego*. W podręczniku każdy moduł *części drugiej* został opatrzone wykazem problemów maturalnych z przykładowymi rozwiązaniami.

◆ Wskazane jest, aby materiał nauczania (szczególnie *części drugiej*) był realizowany metodami wszechstronnie aktywizującymi uczniów. Młodzież powinna formułować problemy i rozwiązywać je, podając hipotezy. Rozwiązania te winny być oceniane przez cały zespół klasowy i w miarę możliwości weryfikowane eksperymentalnie. Rolą nauczyciela jest stwarzanie sytuacji problemowych i kierowanie dyskusją w sposób naprowadzający uczniów na właściwe rozwiązania.

Realizując program, należy zwrócić uwagę na to, czy uczniowie przyswoili wiedzę w zakresie faktów, praw, definicji, koncepcji i teorii oraz doskonalili słownictwo i terminologię naukową. Podobnie jak w poprzednich etapach kształcenia, należy systematycznie wdrażać uczniów do właściwego korzystania z danych z różnorodnych źródeł informacji.

Wyrobienie umiejętności poprawnego posługiwania się słownictwem chemicznym jest istotnym elementem kształcenia chemicznego. Reguły tworzenia nazw związków chemicznych zostały opracowane przez IUPAC (Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej) i dostosowane do języka polskiego przez Komisję Nomenklaturową PTCH. Zgodnie z zaleceniami tej Komisji dopuszcza się stosowanie, oprócz nazw systematycznych, niektórych powszechnie przyjętych nazw zwyczajowych. Dotyczy to zwłaszcza związków znanych z życia codziennego, takich jak acetylen, gliceryna czy dwutlenek węgla. Uczniowie muszą umieć nazwać te substancje zgodnie z regułami nomenklatury chemicznej, ale stosowanie nazw zwyczajowych nie powinno być traktowane jako błąd.

Wiele rozdziałów podręcznika zawiera treści z pogranicza chemii, fizyki i biologii. Ponadto rozwiązywanie niektórych problemów obliczeniowych wymaga wiedzy matematycznej. Realizacja tych partii materiału powinna być prowadzona na podstawie zasad korelacji międzyprzedmiotowej, np. omawianie pH w zakresie podstawowym opiera się na znajomości wykładników potęg, gdyż *Podstawa programowa matematyki* nie przewiduje na tym etapie wprowadzenia logarytmów.

Kończąc edukację chemiczną w liceum, uczeń powinien umieć samodzielnie: znajdować i selekcionować fakty pochodzące z różnych źródeł, konstruować argumenty uzasadniające daną hipotezę oraz stosować posiadaną wiedzę w rozwiązywaniu problemów w różnych sytuacjach.

Materiał nauczania w powiązaniu z celami kształcenia, osiągnięciami ucznia i procedurami osiągnięcia celów

5

Część pierwsza

KSZTAŁCENIE W ZAKRESACH PODSTAWOWYM I ROZSZERZONYM

Od Boyle'a do Mendelejewa, czyli co zawdzięczamy sławnym chemikom ubiegłych wieków

rozdział 1

Początek nauki chemii w liceum nakłada na nauczyciela obowiązek zapoznania uczniów z regulaminem pracowni, zasadami bezpiecznej pracy, sposobami wykonywania elementarnych czynności laboratoryjnych oraz zasadami racjonalnej nauki chemii i pracy z podręcznikiem.

Treści pierwszego rozdziału niniejszego programu stanowią w zasadzie powtórzenie i pogłębienie wiadomości uczniów o podstawowych prawach ilościowych chemii. Ich realizacja daje możliwość uporządkowania i utrwalenia wiedzy wyniesionej z gimnazjum, a w konsekwencji służy wyrównaniu szans edukacyjnych młodzieży. Przytaczane prawa chemii są przedstawione w kontekście historycznym z podkreśleniem roli uczonych w poznaniu tajemnic przyrody.

Omawianie prawa okresowości i tablicy Mendelejewa może być okazją (jeżeli czas na to pozwala) do przedyskutowania innych możliwych rodzajów klasyfikacji pierwiastków.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Zapoznanie uczniów z zasadami bezpiecznej pracy w szkolnej pracowni chemicznej.
- ◆ Poznanie podstawowego wyposażenia szkolnego laboratorium chemicznego.
- ◆ Przypomnienie zasad wykonywania elementarnych czynności laboratoryjnych.
- ◆ Zapoznanie z elementami historii rozwoju chemii.
- ◆ Przypomnienie pojęć pierwiastka i związku chemicznego w klasyfikacji Boyle'a.
- ◆ Uświadomienie faktu, że rozwój chemii opiera się na prowadzeniu eksperymentów, wyciąganiu wniosków i formułowaniu uogólnień.
- ◆ Przypomnienie treści praw ilościowych: stałości składu i zachowania masy.
- ◆ Zrozumienie różnicy między mieszaniną a związkiem chemicznym.
- ◆ Poznanie wkładu uczonych ubiegłych wieków (Lavoisiera, Mendelejewa itd.) w rozwój wiedzy.

Zakres treści

- ◆ Różnice między alchemią a chemią.
- ◆ Pierwiastki i związki chemiczne według Boyle'a.
- ◆ Prawo stosunków stałych Prousta.
- ◆ Prawo zachowania masy Lavoisiera.
- ◆ Teoria atomistyczna Daltona.
- ◆ Prawo okresowości.
- ◆ Tablica Mendelejewa.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ omówić zasady bezpiecznej pracy w szkolnej pracowni chemicznej;
- ◆ nazwać podstawowy sprzęt laboratoryjny i wyjaśnić jego przeznaczenie;
- ◆ ogrzać zawartość probówki w płomieniu palnika gazowego;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę na składniki;
- ◆ zbudować zestaw do sączenia;
- ◆ opisać elementy zestawu do prostej destylacji;
- ◆ wytłumaczyć, na czym polega krystalizacja;
- ◆ wytłumaczyć rolę eksperymentu w rozwoju chemii;
- ◆ wyjaśnić różnicę między pierwiastkiem a związkiem chemicznym;
- ◆ sformułować prawo zachowania masy;
- ◆ wykazać doświadczalnie spełnianie prawa zachowania masy;
- ◆ dokonać prostych obliczeń na podstawie prawa zachowania masy;
- ◆ podać treść prawa stałości składu;
- ◆ na podstawie prawa stałości składu omówić różnicę między mieszaniną a związkiem chemicznym;
- ◆ przedyskutować postulaty teorii atomistycznej Daltona;
- ◆ podać przykłady właściwości pierwiastków, które stały się podstawą sformułowania prawa okresowości;
- ◆ omówić zasadę klasyfikacji pierwiastków przyjętą przez Mendelejewa;
- ◆ wskazać, w układzie okresowym, pierwiastki o podobnych właściwościach.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Omówienie regulaminu szkolnej pracowni chemicznej; dyskusja na temat zasad bezpiecznej pracy w laboratorium.
- ◆ Prezentacja podstawowego szkła laboratoryjnego; odgadywanie przeznaczenia wybranych elementów sprzętu laboratoryjnego.
- ◆ Rozdzielanie mieszanin na składniki (doświadczenie 1.1, 1.2, 1.3).
- ◆ Przedstawienie elementów historii rozwoju chemii w formie pogadanki ilustrowanej foliogramami.

- ◆ Zapoznanie uczniów z ewolucją definicji pierwiastka i związku chemicznego.
- ◆ Prezentacja kolekcji pierwiastków i związków chemicznych; wskazywanie przykładów pierwiastków i związków chemicznych występujących w przyrodzie.
- ◆ Wycieczka do muzeum geologicznego (lub podobnego) albo oglądanie zdjęć wybranych minerałów.
- ◆ Dyskusja nad właściwościami substancji pozwalającymi zaliczyć je do pierwiastków lub związków chemicznych.
- ◆ Eksperymentalne wykazanie, że związek chemiczny można rozłożyć na pierwiastki, na przykładzie elektrolizy wody (doświadczenie 1.4).
- ◆ Praca z literaturą – wyszukiwanie danych o składzie chemicznym popularnych mieszanin: wody morskiej, gumy do żucia, benzyny, wody mineralnej.
- ◆ Doświadczalne wykazanie, że w reakcji chemicznej jest spełnione prawo zachowania masy (doświadczenie 1.5).
- ◆ Przeprowadzenie przykładowych obliczeń uwzględniających prawo stałości składu i zachowania masy.
- ◆ Dyskusja o postulatach teorii atomistycznej Daltona w świetle współczesnej wiedzy. Ilustracja postulatów odpowiednimi foliogramami.
- ◆ Przypomnienie (poznanych w gimnazjum) właściwości pierwiastków, które mogą stanowić ilustrację prawa okresowości.
- ◆ Samodzielne konstruowanie układu okresowego pierwiastków.
- ◆ Przedyskutowanie innych możliwości klasyfikacji pierwiastków; prezentacja innych form układu okresowego.
- ◆ Porównanie pierwotnej wersji tablicy Mendelejewa z formą długą układu; odzukiwanie podobieństw i różnic.
- ◆ Eksperymentalne zilustrowanie prawa stałości składu (doświadczenie 1.6).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 1.1. (U) Rozdzielanie mieszaniny piasku i soli.
- 1.2. (N) Rozdzielanie mieszaniny piasku i jodu metodą sublimacji.
- 1.3. (N) Destylacja wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II).
- 1.4. (N) Rozkład wody za pomocą prądu elektrycznego.
- 1.5. (N) Wykazanie niezmienności masy w reakcji jodu ze srebrem w bombce choinkowej.
- 1.6. (U) Wyznaczenie stosunku masowego miedzi do siarki w produkcie reakcji miedzi z parami siarki.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia składu masowego mieszanin.
- ◆ Obliczenia stosunku masowego pierwiastków w związku chemicznym na podstawie wyników doświadczeń.
- ◆ Obliczenia mas reagentów na podstawie prawa zachowania masy.

Nie wszystko co małe można zaniedbać i dlatego powinniśmy nieco więcej wiedzieć o atomie

Zagadnienia dotyczące budowy atomu, a zwłaszcza jądra atomowego, trudno byłoby ilustrować szkolnymi doświadczeniami. Uczniowie powinni jednak wiedzieć, że ten rozdział chemii nie jest „czystą teorią”, ale o jego rozwoju zdecydowały liczne eksperymenty, m.in. Josepha J. Thomsona i Ernesta Rutherforda. Dlatego warto omówić te doświadczenia, przeanalizować ich wyniki oraz przedyskutować interpretację, zaproponowaną przez uczonych.

Przez ostatnie stulecie wiedza na temat budowy atomu znacznie się pogłębiła, ale ze względu na ograniczony czas, jaki można przeznaczyć na realizację tych treści, i konieczność stosowania daleko idących uproszczeń, nie została tu omówiona wewnętrzna struktura nukleonu.

Przypomnienie definicji masy atomowej i jej jednostki staje się okazją do zasygnalizowania różnicy między masą wolnego protonu a masą nukleonu związanego w jądrze. Pojęcie defektu masy zostanie wprowadzone przy omawianiu energetyki jądrowej. Pomiędzy te dwa rozdziały zostały również podzielone zagadnienia dotyczące trwałości jąder atomowych. Podstawowe rodzaje rozpadu promieniotwórczego (α , β , γ) są omówione w niniejszym rozdziale, natomiast rozszczepienie jąder – w rozdziale o energetyce jądrowej.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Zapoznanie uczniów z najważniejszymi odkryciami prowadzącymi do poznania struktury atomu.
- ◆ Przypomnienie i poszerzenie wiadomości o składzie jądra atomowego.
- ◆ Ugruntowanie pojęć: liczba atomowa, liczba masowa, izotopy.
- ◆ Wykształcenie umiejętności opisywania składu atomu na podstawie jego liczby atomowej i masowej.
- ◆ Zrozumienie konieczności operowania atomową jednostką masy.
- ◆ Uświadomienie osiągnięć uczonych – odkrywców promieniotwórczości, w tym Marii Skłodowskiej-Curie.
- ◆ Poznanie właściwości promieni Roentgena.
- ◆ Przypomnienie i pogłębienie wiedzy o właściwościach promieniowania jądrowego.
- ◆ Uświadomienie zależności między składem jądra atomowego a jego trwałością i rodzajem emitowanego promieniowania.
- ◆ Poszerzenie wiadomości o zastosowaniach izotopów promieniotwórczych.
- ◆ Kształtowanie umiejętności korzystania z różnorodnych źródeł informacji.
- ◆ Pogłębienie wiadomości o wpływie promieniowania na żyjące organizmy.

Zakres treści

- ◆ Odkrycie elektronu – doświadczenie Thomsona.
- ◆ Powstawanie i właściwości promieni Roentgena.

- ◆ Odkrycie promieniotwórczości.
- ◆ Doświadczenie Rutherforda – jądrowy model atomu.
- ◆ Protony i neutrony jako składniki jądra atomowego.
- ◆ Liczba atomowa i liczba masowa.
- ◆ Jednostka masy atomowej.
- ◆ Zjawisko izotopii.
- ◆ Przyczyny nietrwałości jąder atomowych.
- ◆ Rodzaje promieniowania jądrowego i ich cechy.
- ◆ Okres połowicznego rozpadu radioizotopu.
- ◆ Izotopy promieniotwórcze w przyrodzie.
- ◆ Wykrywanie promieniowania jądrowego.
- ◆ Wpływ promieniowania jądrowego na organizmy.
- ◆ Zastosowania izotopów promieniotwórczych.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ przytoczyć argumenty (oparte na poznanych doświadczeniach), że atom nie jest niepodzielną cząstką;
- ◆ wyjaśnić, jakie obserwacje Rutherforda stały się podstawą teorii jądrowego modelu budowy atomu;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego neutrony zostały wykryte znacznie później niż elektrony i protony;
- ◆ wymienić składniki jądra atomowego oraz ustalić ich liczbę na podstawie podanej liczby atomowej i liczby masowej;
- ◆ uzasadnić konieczność stosowania atomowej jednostki masy;
- ◆ wyjaśnić termin: izotop;
- ◆ wymienić izotopy wodoru i opisać różnicę w składzie ich jąder;
- ◆ wyjaśnić wpływ składu jądra na jego trwałość;
- ◆ omówić cechy promieniowania jądrowego: α , β i γ ;
- ◆ porównać promieniowanie rentgenowskie z promieniowaniem jądrowym;
- ◆ wymienić przykładowe detektory promieniowania;
- ◆ wymienić kilka przykładów izotopów promieniotwórczych występujących w przyrodzie;
- ◆ zdefiniować termin: okres połowicznego rozpadu, i wyjaśnić jego znaczenie;
- ◆ omówić wpływ promieniowania jądrowego na organizmy;
- ◆ podać przykłady zastosowań radioizotopów.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Wycieczka do muzeum Marii Skłodowskiej-Curie albo oglądanie fragmentu filmu przybliżającego jej dorobek naukowy.
- ◆ Wygłaszanie przez uczniów krótkich wystąpień, przygotowanych na podstawie dostępnych źródeł informacji, przybliżających sylwetki uczonych, którzy wnieśli wkład w poznanie budowy atomu.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Dyskusja nad wyjaśnieniem wyników doświadczeń: Rutherforda oraz Geigera-Marsdena ilustrowana fragmentem filmu na temat budowy atomu lub stosownymi foliogramami.
- ◆ Obliczanie składu jądra atomowego na podstawie znajomości liczb A i Z . Odnajdywanie związku między położeniem pierwiastka w układzie okresowym a budową jego jądra atomowego.
- ◆ Zapisywanie równań przemian jądrowych. Modelowanie zmian składu jąder atomowych w trakcie przemian promieniotwórczych.
- ◆ Odnajdywanie w tablicach chemicznych danych o składzie izotopowym pierwiastków i naturalnych szeregach promieniotwórczych.
- ◆ Próba interpretacji wykresu zmiany aktywności promieniotwórczej radionuklidu w czasie; wprowadzenie terminu: okres półrozpadu.
- ◆ Demonstracja działania licznika promieniowania (detektora) na przykładzie wykazania radioaktywności naturalnego potasu (doświadczenie 2.1).
- ◆ Oglądanie fragmentów filmów o zastosowaniu radionuklidów w medycynie, nauce i technice.
- ◆ Dyskusja na temat wpływu promieniowania na organizmy – wyszukiwanie danych na ten temat w literaturze popularnonaukowej.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 2.1. (N) Badanie aktywności promieniotwórczej chlorku potasu licznikiem Geigera-Müllera.
- 2.2. (N) Badanie przepływu prądu przez rozrzedzone gazy.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Szacowanie (na podstawie okresu półrozpadu) czasu, po jakim liczba jąder pierwiastka promieniotwórczego zmaleje do podanego poziomu.
- ◆ Obliczanie składu izotopowego pierwiastków.

rozdział 3

Poznajmy kilka tajemnic laboratorium chemicznego

Rozdział ten ma na celu zapoznanie uczniów z najważniejszymi narzędziami wspólnego laboratorium chemicznego. Istotne jest, aby młodzież uświadomiła sobie konieczność stosowania nowoczesnych technik badawczych w celu uzyskiwania informacji o wewnętrznej budowie materii. Warto pokazać, jakie zjawisko fizyczne jest podstawą danej metody, i przedstawić przykładowe wyniki badań. Można również przedyskutować ograniczenia stosowanych technik, uświadamiając uczniom potrzebę ich doskonalenia oraz poszukiwania nowych narzędzi badawczych.

Proponujemy omówienie działania mikroskopu elektronowego przez analogię do optycznego, a następnie przybliżenie metod rentgenograficznych, chromatogra-

fii i spektroskopii. Analiza zamieszczonych w podręczniku rentgenogramów, chromatogramu i widm masowych pozwoli uczniom wczuć się w rolę badacza, korzystającego z nowoczesnych technik.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Uświadomienie uczniom różnic w wyposażeniu dawnego i współczesnego laboratorium.
- ◆ Zapoznanie z nowoczesnymi metodami badania struktury materii: mikroskopem elektronowym, rentgenografią oraz technikami spektroskopowymi.
- ◆ Wy tłumaczenie podstaw chromatografii, wykazanie użyteczności tej techniki w rozdzielaniu mieszanin i identyfikowaniu substancji.
- ◆ Uświadomienie korzyści płynących ze stosowania nowoczesnych technik analitycznych w badaniach chemicznych, a także monitorowaniu czystości środowiska naturalnego.
- ◆ Wykazanie, że współczesne techniki badawcze pozwalają uzyskiwać informacje o wewnętrznej strukturze atomu i cząsteczki oraz przestrzennego rozmieszczenia elementów strukturalnych, np. jonów w kryształach.
- ◆ Wykształcenie umiejętności przeprowadzania prostych doświadczeń, np. dokonania rozdziału chromatograficznego mieszaniny barwników i wykonania próby czystości substancji.
- ◆ Pogłębianie przekonania uczniów o konieczności rzetelnego i precyzyjnego prowadzenia eksperymentów.
- ◆ Uświadomienie konieczności właściwego doboru metod badawczych (np. rozdzielczości przyrządów, wypełnień kolumn chromatograficznych).
- ◆ Zrozumienie, dlaczego oko ludzkie postrzega niektóre substancje jako barwne.

Zakres treści

- ◆ Różnice między dawnym i współczesnym laboratorium.
- ◆ Mikroskop optyczny i elektronowy.
- ◆ Badanie struktury substancji z zastosowaniem promieniowania rentgenowskiego.
- ◆ Chromatografia jako metoda rozdzielcza i analityczna.
- ◆ Podstawy spektroskopii masowej.
- ◆ Analiza płomieniowa, spektroskop.
- ◆ Przyczyny postrzegania barwy związków.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ podać przykłady różnic w wyposażeniu dawnego i współczesnego laboratorium;
- ◆ wykazać konieczność doboru metod obserwacji do wielkości badanego obiektu;
- ◆ omówić zastosowanie promieni rentgenowskich w badaniach struktury materii;
- ◆ wyjaśnić zasadę metod chromatograficznych;
- ◆ przeprowadzić rozdzielanie mieszaniny barwników kolorowych flamastrów metodą chromatograficzną;

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ wyjaśnić, dlaczego jesienią liście drzew przebarwiają się na kolor czerwony, pomarańczowy i żółty;
- ◆ wytłumaczyć zasadę działania spektrometru masowego;
- ◆ wyjaśnić przydatność spektroskopii masowej w udowadnianiu składu izotopowego pierwiastków;
- ◆ wytłumaczyć przydatność spektroskopii masowej w identyfikacji substancji;
- ◆ wytłumaczyć, w jaki sposób producenci fajerwerków osiągają barwne efekty płomienia;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego oko ludzkie postrzega niektóre substancje jako barwne.

Procedury osiągnięcia celów (proponujcie do wyboru)

- ◆ Wycieczka do laboratorium chemicznego, oglądanie wykorzystywanego w nim wyposażenia albo wyświetlenie fragmentu filmu przedstawiającego metody pracy we współczesnej pracowni chemicznej. Zwrócenie uwagi uczniów na powszechność zastosowania komputerów.
- ◆ Dyskusja o sposobach oglądania małych obiektów, nawiązanie do znanych z lekcji biologii metod obserwacji obiektów mikroskopowych prowadzonych za pomocą lupy i mikroskopu optycznego. Prezentacja mikroskopu optycznego.
- ◆ Wykazanie możliwości dostrzeżenia „dużych” cząsteczek za pomocą mikroskopu elektronowego oraz pojedynczych atomów za pomocą skaningowego mikroskopu tunelowego. Oglądanie zdjęć mikroskopowych zamieszczonych w podręczniku lub wyszukiwanie w Internecie zdjęć pojedynczych cząsteczek i atomów.
- ◆ Wytłumaczenie zasady metod rentgenograficznych – analiza rentgenogramu chlorku sodu, powiązanie plamek rentgenogramu z płaszczyznami sieciowymi kryształu. Modelowanie struktury przestrzennej kryształu soli.
- ◆ Analiza rozkładu elektronów w cząsteczce związku organicznego na mapie gęstości elektronowej zamieszczonej w podręczniku; powiązanie obszarów dużej gęstości elektronów z położeniem jąder atomowych.
- ◆ Dyskusja na temat sposobów oceny czystości substancji chemicznych. Eksperymentalne określenie czystości wybranych związków chemicznych (doświadczenie 3.1, 3.2).
- ◆ Dyskusja na temat mechanizmu rozdziału chromatograficznego. Analiza przykładowego chromatogramu powietrza. Próba znalezienia odpowiedzi na pytanie: *Gdzie mogą być stosowane metody chromatograficzne?*
- ◆ Przeprowadzenie rozdziału chromatograficznego mieszaniny barwników (doświadczenie 3.3).
- ◆ Oglądanie zamieszczonego na foliogramie schematu spektrometru masowego; próba odgadnięcia zasady działania przyrządu.
- ◆ Porównywanie widm masowych substancji zamieszczonych w podręczniku. Wykazanie, że widmo masowe może stanowić źródło informacji o masie cząsteczkowej substancji.
- ◆ Oglądanie przykładowych widm emisyjnych i absorpcyjnych pierwiastków, zamieszczonych w podręczniku.

- ◆ Prezentacja kolekcji barwnych substancji – dyskusja nad przyczynami powstawania zabarwienia. Analizowanie wzoru strukturalnego karotenu.
- ◆ Eksperymentalne wykazanie skutków zmniejszenia liczby wiązań wielokrotnych w cząsteczce związku organicznego na zmianę jego zabarwienia (doświadczenie 3.4).
- ◆ Dyskusja na temat wykorzystania efektu barwienia płomienia w produkcji „sztucznych ognii”.
- ◆ Przeprowadzenie chromatograficznego rozdziału barwników kolorowych flamastrów (doświadczenie 3.5).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 3.1. (N) Wyznaczanie temperatury wrzenia wody.
- 3.2. (U) Wyznaczenie temperatury topnienia naftalenu.
- 3.3. (N) Rozdział chromatograficzny mieszaniny barwników zielonego liścia.
- 3.4. (N) Reakcja soku pomidorowego z bromem.
- 3.5. (U) Chromatografia mieszaniny barwników kolorowych flamastrów.

„Mol” wydaje się trudny, ale może warto go polubić

rozdział 4

Wieloletne obserwowanie trudności, na jakie napotykają uczniowie rozwiązując zadania rachunkowe z chemii, dowodzą, że szczególnie trudnym i abstrakcyjnym pojęciem jest dla nich „mol”. Ponieważ nie można bez operowania pojęciem mola analizować ilościowych aspektów reakcji chemicznych wydaje się, że należy szczególnie dokładnie uzasadnić cel wprowadzenia przez chemików tej jednostki liczności materii. Kłopoty uczniów z rozwiązywaniem zadań rachunkowych, opartych na molowej interpretacji równań reakcji, wynikają głównie z nieumiejętności przełożenia treści zadania na konkretną sytuację laboratoryjną. Wprowadzono więc do programu doświadczenia przybliżające uczniom tę problematykę.

Zadania rachunkowe z wykorzystaniem pojęcia mola, zwłaszcza w początkowym etapie nauczania, zaleca się rozwiązywać metodą proporcji. Alternatywą jest korzystanie z gotowych wzorów, co upraszcza pracę, ale często prowadzi do mechanicznego podstawiania danych, bez zrozumienia istoty problemu.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Uświadomienie sensu pojęcia mola opartego na liczbie Avogadra.
- ◆ Uświadomienie korzyści płynących z operowania w laboratorium pojęciem mola.
- ◆ Wychowanie umiejętności obliczania mas molowych pierwiastków i związków chemicznych.
- ◆ Wyrobienie umiejętności ustalania liczby drobin zawartych w podanej ilości (masie lub objętości) substancji.
- ◆ Przystwojenie umiejętności interpretacji molowej równania chemicznego.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Zrozumienie znaczenia prawa Gay-Lussaca (dotyczącego objętości reagujących gazów) i jego związku z prawem Avogadra.
- ◆ Wykształcenie umiejętności dokonywania obliczeń z zastosowaniem pojęcia mola.
- ◆ Zrozumienie znaczenia stosowania w chemii roztworów, których stężenie wyrażono w mol/dm³.
- ◆ Zdobycie umiejętności sporządzania roztworów o zadanym stężeniu molowym.
- ◆ Wyrobienie umiejętności dokonywania obliczeń związanych ze stężeniami molowymi roztworów.
- ◆ Opanowanie umiejętności operowania określonymi objętościami roztworów substratów podczas prowadzenia reakcji w roztworach wodnych.

Zakres treści

- ◆ Liczba Avogadra.
- ◆ Mol.
- ◆ Masa molowa pierwiastków i związków chemicznych.
- ◆ Objętość molowa gazów (prawo Gay-Lussaca i prawo Avogadra).
- ◆ Molowa interpretacja równań reakcji.
- ◆ Stężenie molowe roztworu.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ podać definicję mola i uzasadnić sens jego stosowania;
- ◆ wyjaśnić znaczenie liczby Avogadra;
- ◆ obliczać masy molowe pierwiastków oraz związków chemicznych;
- ◆ na wybranym przykładzie przedstawić treść prawa Gay-Lussaca i jego interpretację dokonaną przez Avogadra;
- ◆ interpretować równania reakcji w ujęciu molowym;
- ◆ obliczać masy pojedynczych atomów i cząsteczek;
- ◆ korzystać w obliczeniach z objętości molowej gazów;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego wygodne jest posługiwanie się stężeniem molowym roztworu;
- ◆ przeprowadzać obliczenia związane ze stężeniem molowym roztworów.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Omówienie różnic w wielkościach obiektów mikro- i makroświata. Prezentacja foliogramu ilustrującego te różnice.
- ◆ Wprowadzenie pojęcia mola na podstawie masy atomowej, cząsteczkowej i liczby Avogadra.
- ◆ Dyskusja na temat wielkości zbiorowisk zawierających liczbę Avogadra drobin (doświadczenie 4.1).
- ◆ Sporządzanie roztworów o zadanym stężeniu molowym (doświadczenie 4.2).
- ◆ Obliczanie mas molowych pierwiastków i związków chemicznych.
- ◆ Zapoznanie uczniów z molową interpretacją równań reakcji.

- ◆ Ilustracja doświadczalna przebiegu reakcji chemicznej z ilościowym opisem przemiany (doświadczenie 4.3).
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań związanych z przeliczaniem stężeń roztworów.
- ◆ Eksperymentalne wykazanie, że kwasy reagują z zasadami w określonych stosunkach molowych (doświadczenie 4.4).

Doświadczenia (proponycje do wyboru)

- 4.1. (U) Przybliżone wyznaczenie liczby cząsteczek cukru w osłodzonej herbacie.
- 4.2. (U) Sporządzanie 250 cm³ roztworu NaCl o stężeniu 0,8 mol/dm³.
- 4.3. (U) Wyznaczanie stosunku objętościowego, w jakim reagują równomolowe roztwory kwasu siarkowego(VI) i wodorotlenku sodu.
- 4.4. (U) Odróżnianie roztworów kwasów: solnego od siarkowego(VI), o jednakowym stężeniu molowym, na podstawie pomiaru ilości zasady zużytej w reakcji zobojętniania.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczanie masy molowej pierwiastków i związków chemicznych.
- ◆ Obliczanie objętości molowej substancji na podstawie znajomości ich masy molowej i gęstości.
- ◆ Obliczanie masy pojedynczych atomów i cząsteczek.
- ◆ Ustalanie stosunku molowego i masowego reagentów z równania reakcji chemicznej.
- ◆ Obliczanie masy reagentów ze stechiometrii równania reakcji.
- ◆ Korzystanie w obliczeniach z objętości molowej gazów w warunkach normalnych.
- ◆ Ustalanie stosunku objętościowego gazowych reagentów.
- ◆ Obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczeniem i zatężaniem roztworów z zastosowaniem definicji stężenia molowego.

Struktura elektronowa, czyli to, co w atomie najbardziej interesuje chemika

rozdział 5

Treści tego rozdziału są wciąż najtrudniejszymi elementami nauczania chemii. Ich zrozumienie daje jednak uczniowi klucz do poznania istoty wiązań chemicznych, a zatem również właściwości substancji.

Z dydaktycznego punktu widzenia zastosowano w prezentowanym programie stopniowe uszczegóławianie obrazu wewnętrznej struktury materii. Uczniowie poznają kilka modeli teoretycznych, przy czym model kwantowo-mechaniczny stanowi najdoskonalszy obraz budowy atomu. Na tym etapie kształcenia wprowadzamy podstawy tego modelu bez liczb kwantowych, które zostaną omówione w *drugiej*

części programu. Takie umiejscowienie modelu kwantowo-mechanicznego w strukturze treści programu pozwoli uczniom zrozumieć podstawy teoretyczne prawa okresowości i sens układu okresowego.

Treści programowych zawartych w tym rozdziale nie da się wprowadzić ogólnie przyjętymi na lekcjach chemii sposobami analizy wyników doświadczeń laboratoryjnych i wnioskowania indukcyjnego. Powinno się więc zastosować metody maksymalnie aktywizujące uczniów, dyskusje bogato ilustrowane foliogramami, planszami i filmem. Dużo uwagi należy przeznaczyć na ćwiczenia modelowe. Istotne jest powiązanie modelu Bohra, wyprowadzonego na podstawie analizy widm emisyjnych pierwiastków, z modelem kwantowo-mechanicznym. Ważna, dla zrozumienia tego rozdziału, jest praca z bogato ilustrowanym podręcznikiem. Ciekawe informacje znajdą uczniowie w szerokiej ofercie literatury popularnonaukowej przedmiotu.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Uświadomienie związku między strukturą widma emisyjnego pierwiastka a budową jego atomu.
- ◆ Zapoznanie z postulatami teorii Bohra dotyczącymi budowy atomu.
- ◆ Opanowanie umiejętności zapisu konfiguracji elektronowej pierwiastków w ujęciu powłokowym.
- ◆ Poszerzenie wiedzy o budowie materii przez poznanie postulatu o falowej naturze cząstek.
- ◆ Uświadomienie konieczności innego, niż w mechanice klasycznej, opisu zachowania elektronu.
- ◆ Wyjaśnienie sensu zasady nieoznaczoności.
- ◆ Zrozumienie konieczności operowania pojęciem prawdopodobieństwa przy opisie stanu elektronu w atomie.
- ◆ Powiązanie uproszczonego modelu Bohra ze współczesnym modelem kwantowo-mechanicznym. Wprowadzenie terminów: powłoka, podpowłoka, orbital.
- ◆ Zwrócenie uwagi uczniów na złożoność ruchu elektronu, wskazanie drugiego, oprócz orbitalnego, ruchu elektronu, zwanego spinem.
- ◆ Przystwojenie wiadomości o przestrzennym rozmieszczeniu elektronów w atomie (kontury obszarów orbitalnych).
- ◆ Zapoznanie uczniów z zakazem Pauliego i regułą Hunda.
- ◆ Wykształcenie umiejętności rozpisywania konfiguracji elektronowych pierwiastków wieloelektronowych.
- ◆ Wprowadzenie podziału układu okresowego na bloki konfiguracyjne *s*, *p*, *d* i *f*.
- ◆ Powiązanie konfiguracji elektronowej atomu z położeniem pierwiastka w układzie okresowym.

Zakres treści

- ◆ Widmo emisyjne wodoru.
- ◆ Teoria Bohra – interpretacja widm emisyjnych pierwiastków.
- ◆ Dwoistość natury materii: korpuskularno-falowa natura elektronu.

- ◆ Kwantowo-mechaniczny model budowy atomu.
- ◆ Zasada nieoznaczoności.
- ◆ Spin elektronu.
- ◆ Konfiguracje elektronowe pierwiastków.
- ◆ Bloki *s, p, d* i *f* układu okresowego.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ wyjaśnić, na czym polega kwantowanie energii;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego atom, przechodząc ze stanu podstawowego w stan wzbudzony, może absorbować tylko określone porcje energii;
- ◆ powiązać pochodzenie prążków w widmie emisyjnym wodoru z powrotem elektronu ze stanu wzbudzonego do stanu podstawowego;
- ◆ napisać konfiguracje elektronowe pierwiastków (do $Z = 20$) w ujęciu powłokowym;
- ◆ wskazać przykładowe zjawisko fizyczne potwierdzające dualistyczną naturę cząstek materii;
- ◆ wyjaśnić, jak współcześnie opisuje się zachowanie elektronu w atomie – wytłumaczyć zasadę nieoznaczoności;
- ◆ wytłumaczyć, co to jest powłoka, podpowłoka elektronowa i orbital;
- ◆ podać treść zakazu Pauliego i reguły Hunda;
- ◆ wyjaśnić zasady rozmieszczania elektronów w atomach wieloelektronowych;
- ◆ wytłumaczyć, na czym polega przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s, p, d* i *f* układu okresowego;
- ◆ powiązać położenie pierwiastka w układzie okresowym z jego konfiguracją elektronową.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Doświadczalne wykazanie, że światło białe ma złożoną naturę (doświadczenie 5.1), prezentacja planszy lub foliogramu: *Widmo promieniowania elektromagnetycznego*. Wyjaśnienie terminów: długość fali i częstotliwość. Rozmowa na temat zakresów fal elektromagnetycznych stosowanych w różnych dziedzinach życia codziennego.
- ◆ Odnajdywanie w dostępnych źródłach, np. w podręczniku, widm emisyjnych pierwiastków. Próba odpowiedzi na pytanie o naturę widma emisyjnego.
- ◆ Obserwacja widma emisyjnego wodoru za pomocą spektroskopu (doświadczenie 5.2).
- ◆ Prezentacja i omówienie foliogramu *Widmo emisyjne wodoru*. Interpretacja widma emisyjnego wodoru za pomocą powłokowego modelu budowy atomu.
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu na temat współczesnego modelu budowy atomu.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności zapisywania konfiguracji elektronowych pierwiastków w ujęciu powłokowym i z uwzględnieniem podpowłok.
- ◆ Praca z układem okresowym – określanie szczegółów konfiguracji elektronowej pierwiastka na podstawie jego położenia w podanym okresie i grupie.

- ◆ Wskazanie możliwości klasyfikacji pierwiastków (przyporządkowania do bloków s , p , d oraz f) na podstawie ich konfiguracji elektronowych.
- ◆ Badanie sposobu barwienia płomienia przez sole niektórych pierwiastków (doświadczenie 5.3).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 5.1. (N) Rozszczepienie światła białego za pomocą pryzmatu.
- 5.2. (N) Obserwacja widma emisyjnego wodoru za pomocą spektroskopu.
- 5.3. (U) Barwienie płomienia przez: chlorek sodu, potasu i wapnia.

rozdział 6

**W jaki sposób wiążą się ze sobą atomy,
a jak całe cząsteczki?**

Nadrzędnym celem tego rozdziału jest uświadomienie uczniom zależności pomiędzy właściwościami substancji a rodzajem występujących w niej wiązań chemicznych. Poznanie (w ramach poprzedniego rozdziału) podstawowych zagadnień dotyczących budowy atomu pozwala uczniom zrozumieć mechanizm tworzenia wiązań w pierwiastkach (wiązanie metaliczne i atomowe) oraz związkach chemicznych (wiązania jonowe i kowalencyjne spolaryzowane).

Wprowadzenie pojęcia elektroujemności powinno ułatwić zrozumienie wpływu charakteru pierwiastków na rodzaj wiązań w tworzonego przez nie związku chemicznym. Jest to także okazja do kształtowania umiejętności korzystania z tablic i innych źródeł informacji oraz interpretowania zamieszczonych w nich danych. Treści dotyczące geometrii cząsteczek mogą być traktowane jako nieco trudniejsze, ale z wielu względów zaleca się ich realizację. Uczniowie już w gimnazjum mieli okazję poznać właściwości wody wynikające m.in. z kształtu jej cząsteczek. Obecnie zdobyta wiedza o budowie atomu umożliwi im zrozumienie i poszerzenie przyswojonych wcześniej wiadomości.

Wyjaśnienie wpływu oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości substancji jest przydatne w całym kursie chemii oraz pomaga zrozumieć wiele zjawisk obserwowanych w życiu codziennym.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Wyrabianie potrzeby poszukiwania przyczyn obserwowanych zjawisk oraz właściwości substancji.
- ◆ Zrozumienie istoty wiązania metalicznego i jego wpływu na właściwości metali.
- ◆ Uświadomienie zależności między właściwościami niemetali a sposobem powiązania ich atomów.
- ◆ Wykształcenie umiejętności przewidywania rodzaju wiązania na podstawie konfiguracji elektronowej łączących się atomów.
- ◆ Ugruntowanie pojęć: wiązanie atomowe, wiązanie jonowe.
- ◆ Poszerzenie wiadomości o właściwościach substancji jonowych.

- ◆ Zrozumienie sensu pojęcia elektryczności i korzyści płynących z jego stosowania.
- ◆ Zrozumienie, na czym polega polaryzacja wiązań i jakie są jej konsekwencje.
- ◆ Pogłębienie wiadomości o geometrii prostych cząsteczek.
- ◆ Uświadomienie wpływu geometrii cząsteczek na właściwości substancji.
- ◆ Zrozumienie sposobu tworzenia wiązań wielokrotnych.
- ◆ Pogłębienie wiedzy o strukturze cząsteczek wody.
- ◆ Zrozumienie wpływu oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości substancji.

Zakres treści

- ◆ Wiązania w pierwiastkach chemicznych: metaliczne i atomowe.
- ◆ Elektryczność pierwiastków i jej zmiany na tle układu okresowego.
- ◆ Wiązania w związkach chemicznych: jonowe, atomowe, atomowe spolaryzowane i koordynacyjne.
- ◆ Zależność właściwości substancji od rodzaju występujących w niej wiązań.
- ◆ Geometria prostych cząsteczek.
- ◆ Wiązania σ i π .
- ◆ Oddziaływania międzycząsteczkowe: dipol-dipol, wiązanie wodorowe, dipol chwilowy-dipol indukowany.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ wytłumaczyć, w jaki sposób atomy pierwiastków grup głównych osiągną trwałe konfiguracje elektronowe najbliższego helowca;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega wiązanie metaliczne;
- ◆ wytłumaczyć mechanizm przewodzenia prądu elektrycznego przez metale;
- ◆ na przykładzie cząsteczek: H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2 , opisać mechanizm tworzenia wiązania kowalencyjnego;
- ◆ przedstawić zależność stanu skupienia niemetali od sposobu powiązania ich atomów;
- ◆ podać definicję elektryczności;
- ◆ omówić zmiany elektryczności pierwiastków na tle układu okresowego;
- ◆ omówić, na wybranych przykładach, wpływ różnicy elektryczności pierwiastków na rodzaj wiązania w tworzonego przez nie związku chemicznym;
- ◆ wytłumaczyć naturę wiązania koordynacyjnego;
- ◆ opisać budowę kryształów jonowych i właściwości związków jonowych;
- ◆ zaproponować eksperyment wykazujący, że substancja ma budowę jonową;
- ◆ omówić sposób przewidywania geometrii (kształtu) cząsteczek na przykładzie CO_2 , H_2O , BF_3 , NH_3 ;
- ◆ posługiwać się terminami: orbital atomowy, cząsteczkowy oraz wiązanie σ i π ;
- ◆ wytłumaczyć, na czym polega różnica między wiązaniami σ i π ,
- ◆ wyjaśnić, co to jest dipol i kiedy cząsteczka ma charakter dipolowy;
- ◆ sklasyfikować rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych;

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ omówić sposób tworzenia wiązania wodorowego;
- ◆ wyjaśnić wpływ oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości wody;
- ◆ omówić oddziaływania dipol chwilowy–dipol indukowany i przedstawić ich wpływ na stan skupienia substancji.

Procedury osiągnięcia celów (proponując do wyboru)

- ◆ Dyskusja na temat poznanych w gimnazjum właściwości pierwiastków (podział na metale i niemetale, różna aktywność chemiczna).
- ◆ Badanie właściwości fizycznych metali (doświadczenie 6.1).
- ◆ Porównywanie, na podstawie danych z literatury lub odpowiednich programów komputerowych, właściwości fizycznych wybranych metali.
- ◆ obejrzenie fragmentu filmu na temat właściwości i występowania w przyrodzie metali i niemetali.
- ◆ Praca z układem okresowym – odnajdywanie położenia metali i niemetali oraz określanie konfiguracji elektronowych pierwiastków. Dostrzeganie różnic w strukturze elektronowej powłoki walencyjnej metali i niemetali.
- ◆ Badanie właściwości fizycznych wybranych niemetali (doświadczenie 6.2).
- ◆ Porównywanie, na podstawie danych z literatury lub odpowiednich programów komputerowych, właściwości fizycznych przykładowych niemetali.
- ◆ Wyjaśnienie zależności między właściwościami niemetali a sposobem powiązania ich atomów. Budowanie modeli cząsteczek niemetali oraz analiza struktury sieci krystalicznej diamentu i grafitu.
- ◆ Odnajdywanie danych na temat właściwości i zastosowania diamentu, grafitu i fulerenów. Wprowadzenie pojęcia alotropii pierwiastka.
- ◆ Rozmowa na temat odmian alotropowych tlenu. Zwrócenie uwagi uczniów na znaczenie ozonu zawartego w górnych warstwach atmosfery.
- ◆ Otrzymywanie związków jonowych (doświadczenie 6.3).
- ◆ Dyskusja nad właściwościami związków jonowych; eksperymentalna weryfikacja hipotez (doświadczenie 6.4). obejrzenie fragmentu filmu na temat przewodnictwa elektrycznego stopionego NaCl.
- ◆ Modelowanie mechanizmu powstawania wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Wprowadzenie pojęć: elektroujemność, dipol.
- ◆ Otrzymywanie bromowodoru i badanie jego właściwości (doświadczenie 6.5).
- ◆ Modelowanie struktury cząsteczek H₂O. Analiza budowy wody za pomocą foliogramów.
- ◆ Modelowanie struktury cząsteczek NH₃. Analiza budowy amoniaku za pomocą foliogramów.
- ◆ Wyjaśnienie za pomocą foliogramów różnicy pomiędzy wiązaniem σ a π .
- ◆ Synteza dwutlenku węgla (doświadczenie 6.6) oraz modelowanie struktury cząsteczek CO₂. Analiza budowy cząsteczek tlenku węgla(IV) za pomocą foliogramów.
- ◆ Rozmowa na temat oddziaływań międzycząsteczkowych oraz przyczyn anomalnych właściwości wody.

- ◆ Wyszukiwanie w dostępnych źródłach informacji danych o znaczeniu wiązania wodorowego dla życia na Ziemi.
- ◆ Dyskusja na temat wpływu oddziaływań międzycząsteczkowych na stan skupienia substancji.

Doświadczenia (proponowane do wyboru)

- 6.1. (U) Badanie kowalności, przewodnictwa cieplnego i elektrycznego żelaza, ołowiu i cyny.
- 6.2. (U) Badanie kowalności, przewodnictwa cieplnego i elektrycznego siarki i węgla.
- 6.3. (N) Otrzymywanie związków o budowie jonowej. Reakcja sodu z bromem.
- 6.4. (U) Wykazanie przewodnictwa elektrycznego wodnego roztworu bromku sodu.
- 6.5. (N) Otrzymywanie bromowodoru w reakcji bromu z wodorem i badanie jego rozpuszczalności w wodzie.
- 6.6. (N) Otrzymywanie dwutlenku węgla w reakcji spalania węgla drzewnego w tlenie.

Co pływa w wodzie, czyli tajemnice roztworów

rozdział 7

Treści tego rozdziału stanowią poszerzenie i pogłębienie poznanych w gimnazjum wiadomości o roztworach i zjawiskach, które w nich zachodzą. Podczas jego realizacji istotne jest nawiązywanie do obserwacji z życia codziennego (np. dotyczących właściwości koloidów lub wpływu temperatury na rozpuszczalność), wyjaśnienie ich istoty i formułowanie uogólnień.

Omówienie mechanizmu dysocjacji związków jonowych i polarnych sprzyja utrwaleniu wiadomości o rodzajach wiązań w związkach chemicznych. Nowym elementem jest wprowadzenie pojęcia stopnia dysocjacji, które na tym etapie nauczania powinno być wyjaśnione w najprostszym sposobie – bez uwzględnienia wpływu stężenia i temperatury. Rozważania te dają okazję do zapoznania uczniów z pojęciem równowagi dynamicznej.

Skalę pH uczniowie poznają wcześniej w formie jakościowej, a znajomość wyrażeń potęgowych umożliwia przedstawienie jej w sposób ilościowy. Istotna jest, z punktu widzenia dalszej nauki chemii, analiza procesów przebiegających w roztworach wodnych, takich jak reakcje zobojętniania czy wytrącania osadów.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Poszerzenie i pogłębienie, zdobytych w gimnazjum, wiadomości o roztworach.
- ◆ Zrozumienie, jakie cechy budowy cząsteczek wody sprawiają, że jest ona najpopularniejszym rozpuszczalnikiem.
- ◆ Wykształcenie umiejętności rozróżniania roztworów właściwych, koloidalnych i zawiesin.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Wyrabianie umiejętności korzystania z różnych źródeł informacji (tablice itp.) w celu wyszukiwania danych fizykochemicznych (rozpuszczalność substancji w różnych rozpuszczalnikach i przy różnych wartościach temperatury).
- ◆ Pogłębienie zdobytej w gimnazjum wiedzy o reakcji dysocjacji elektrolitycznej.
- ◆ Zrozumienie mechanizmów dysocjacji substancji jonowych i polarnych.
- ◆ Uświadomienie, że właściwości kwasowo-zasadowe substancji są funkcją budowy jej cząsteczki i zależą od charakteru występujących w niej wiązań.
- ◆ Zrozumienie istoty równowagi chemicznej na przykładzie dysocjacji słabego elektrolitu.
- ◆ Wyrabianie umiejętności korzystania ze stopnia dysocjacji przy ocenie mocy elektrolitu.
- ◆ Pogłębienie wiadomości o skali pH i wskaźnikach kwasowo-zasadowych.
- ◆ Uświadomienie, że w reakcjach przebiegających w roztworach wodnych biorą udział jony.
- ◆ Zrozumienie powodów nie zawsze obojętnego odczynu roztworów soli.
- ◆ Kształtowanie umiejętności zapisu równań reakcji w formie jonowej.

Zakres treści

- ◆ Woda jako rozpuszczalnik.
- ◆ Klasyfikacja roztworów: roztwory właściwe, koloidy, zawiesiny.
- ◆ Mechanizm rozpuszczania związków jonowych.
- ◆ Dysocjacja substancji polarnych.
- ◆ Elektrolity mocne i słabe. Stopień dysocjacji.
- ◆ Stała dysocjacji wody, skala pH, wskaźniki pH.
- ◆ Reakcje w roztworach wodnych elektrolitów.
- ◆ Hydroliza soli.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ wytłumaczyć na podstawie budowy cząsteczki, dlaczego woda stanowi doskonały rozpuszczalnik;
- ◆ wskazać różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidalnych i zawiesin;
- ◆ opisać sposoby rozdzielania roztworu na składniki metodą odparowania rozpuszczalnika lub destylacji;
- ◆ opisać sposób rozdziału zawiesiny na składniki;
- ◆ podać przykłady, znanych z życia codziennego, koloidów i zawiesin;
- ◆ korzystać z tabel i wykresów dotyczących rozpuszczalności substancji stałych ciecży i gazów;
- ◆ na podstawie danych sporządzić wykres rozpuszczalności substancji;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego odprowadzanie ogrzanej wody do rzeki lub jeziora jest formą skażania środowiska;
- ◆ omówić mechanizm rozpuszczania substancji jonowej w wodzie;

- ◆ wyjaśnić mechanizm dysocjacji substancji polarnych (na przykładzie HCl);
- ◆ wyjaśnić, dlaczego roztwory elektrolitów przewodzą prąd elektryczny;
- ◆ wytłumaczyć przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów i zasadowego odczynu roztworów niektórych wodorotlenków;
- ◆ wyjaśnić, w jaki sposób powstała skala pH;
- ◆ opisać stan równowagi dynamicznej w roztworze słabego elektrolitu;
- ◆ wskazać przykład elektrolitu, który tylko częściowo dysocjuje na jony;
- ◆ wyjaśnić i stosować termin: stopień dysocjacji;
- ◆ omówić, w jaki sposób przebiegają reakcje w roztworach wodnych;
- ◆ zapisać równania reakcji w formie jonowej;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego roztwór węglanu sodu ma odczyn zasadowy, chlorku sodu obojętny, a chlorku cynku kwasowy;
- ◆ korzystać z tabeli rozpuszczalności związków;
- ◆ zaplanować doświadczenie pozwalające otrzymać trudno rozpuszczalny kwas, wodorotlenek i sól w reakcji strąceniowej.

Procedury osiągnięcia celów (proponowane do wyboru)

- ◆ Dyskusja na temat rodzajów roztworów. Przypomnienie terminów: roztwór nienasycony, nasycony i przesycony. Obserwacja procesu rozpuszczania barwnej soli (doświadczenie 7.1).
- ◆ Rozmowa na temat czynników wpływających na rozpuszczalność substancji stałych w cieczach. Korzystanie z tablic i wykresów rozpuszczalności substancji stałych i gazów w cieczach.
- ◆ Klasyfikowanie mieszanin pod względem stopnia rozproszenia substancji dyspergowanej na: zawiesiny, koloidy i roztwory właściwe; dyskusja na temat występowania tych mieszanin w otoczeniu.
- ◆ Badanie właściwości koloidów i zawiesin (doświadczenie 7.2).
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat właściwości i metod otrzymywania koloidów.
- ◆ Badanie przebiegu procesu koagulacji soli (doświadczenie 7.3).
- ◆ Modelowanie procesu rozpuszczania kryształów jonowych i związków polarnych w wodzie. Wprowadzenie terminów: dysocjacja jonowa i solwatacja.
- ◆ Doświadczalne potwierdzenie obecności jonów w roztworach wodnych kwasów, zasad i soli (doświadczenie 7.4).
- ◆ Wprowadzenie pojęcia słabego elektrolitu i niepełnej dysocjacji elektrolitycznej (doświadczenie 7.5).
- ◆ Wprowadzenie skali pH. Rozmowa o odczynie używanych przez uczniów preparatów, np. środków czyszczących, past do zębów, gum do żucia. Pomiar pH roztworów (doświadczenie 7.6).
- ◆ Wykazanie doświadczalnie kwasowego odczynu gleby torfowej i możliwości neutralizacji zawartych w niej kwasów (doświadczenie 7.7).
- ◆ Próba ilościowego opisu stanu równowagi dynamicznej dysocjacji słabego elektrolitu za pomocą stopnia dysocjacji.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Badanie przebiegu reakcji w roztworach wodnych (doświadczenie 7.8, 7.9, 7.10, 7.11).
- ◆ Ćwiczenia dotyczące pisania równań reakcji w formie jonowej.
- ◆ Eksperymentalne wykazanie, że roztwory soli słabych kwasów i mocnych zasad wykazują odczyn zasadowy, a mocnych kwasów i słabych zasad – kwasowy (doświadczenie 7.12).
- ◆ Dyskusja nad mechanizmem reakcji hydrolizy. Znajdowanie przykładów tej reakcji w otoczeniu.
- ◆ Identyfikacja roztworów kwasów na podstawie przebiegu reakcji strąceniowych (doświadczenie 7.13).
- ◆ Identyfikacja jonów w roztworze za pomocą reakcji strąceniowych (doświadczenie 7.14).
- ◆ Wyznaczanie stopnia dysocjacji mocnego i słabego kwasu (doświadczenie 7.15).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 7.1. (U) Badanie procesu rozpuszczania chlorku niklu(II) w wodzie.
- 7.2. (U) Porównanie właściwości roztworów właściwych, koloidów i zawiesin.
- 7.3. (U) Badanie koagulacji białka jaja kurzego.
- 7.4. (U) Badanie przepływu prądu przez roztwory: kwasu solnego, wodorotlenku sodu i chlorku sodu.
- 7.5. (U) Określanie różnicy stężenia jonów wodorowych w równomolowych roztworach kwasu solnego i kwasu octowego o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ za pomocą papierka wskaźnikowego.
- 7.6. (N) Pomiar pH roztworów HCl i CH_3COOH o takich samych stężeniach molowych (za pomocą pehametru).
- 7.7. (U) Badanie odczynu gleby za pomocą kwasomierza glebowego.
- 7.8. (U) Reakcja metali z roztworami kwasów, np. cynku z HCl i H_2SO_4 .
- 7.9. (U) Reakcja zobojętniania np. roztworu NaOH (z dodatkiem fenoloftaleiny) roztworem HNO_3 .
- 7.10. (U) Reakcja soli słabych kwasów z roztworem mocnego kwasu, np. Na_2SO_3 z H_2SO_4 .
- 7.11. (U) Strącanie osadów trudno rozpuszczalnych kwasów, wodorotlenków i soli, np. H_2SiO_3 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, CaSO_4 , AgBr i AgI.
- 7.12. (U) Badanie odczynu wodnych roztworów Na_2CO_3 , Na_2S , ZnCl_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ za pomocą wskaźników.
- 7.13. (U) Identyfikacja kwasów: H_2SO_4 , HNO_3 i HCl za pomocą reakcji strąceniowych.
- 7.14. (U) Identyfikacja roztworów: Na_2CO_3 , HNO_3 , MgSO_4 , NaOH.
- 7.15. (U) Wyznaczanie stopnia dysocjacji kwasu octowego w roztworze o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ za pomocą papierków wskaźnikowych lub pehametru.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia z użyciem wykresów rozpuszczalności substancji stałych i gazów w wodzie.
- ◆ Wiązanie stężenia początkowego i równowagowego słabego elektrolitu z jego stopniem dysocjacji.
- ◆ Obliczenia stechiometryczne dla reakcji prowadzonych w roztworach wodnych.

Dwa bardzo ważne pierwiastki – tlen i wodór oraz ich najważniejsze reakcje: utleniania-redukcji

rozdział 8

Celem realizacji tego rozdziału jest poszerzenie i pogłębienie wiadomości poznanych przez uczniów w gimnazjum, zarówno dotyczących właściwości tlenu i wodoru, jak i charakteru chemicznego tlenków. Ponadto istotnym elementem jest wprowadzenie w tematykę reakcji utlenienia-redukcji. Otrzymywanie tlenu i praktyczne badanie jego właściwości oraz reakcji z metalami i niemetalami dostarcza cennych informacji, które dodatkowo powinny być uzupełnione na podstawie dostępnej literatury lub wzbogacone obejrzeniem filmu. Omawiając właściwości ozonu, przypominamy pojęcie alotropii oraz znaczenie jego obecności w atmosferze. Badanie reakcji tlenu z metalami i niemetalami jest okazją do uporządkowania wiadomości o tlenkach i przeprowadzenia ich klasyfikacji na podstawie reakcji z wodą, kwasami i zasadami.

Wybuchowe właściwości mieszaniny wodoru z tlenem nie powinny być przyczyną rezygnacji z doświadczeń, w których otrzymujemy wodór i badamy jego podstawowe właściwości. Takie eksperymenty są okazją do wykształcenia umiejętności bezpiecznego obchodzenia się z niebezpiecznymi substancjami. Podczas realizacji tego działu omawiamy najprostsze reakcje utlenienia-redukcji, wskazując jednocześnie na ich znaczenie w środowisku i naszym otoczeniu. Ważne jest przyswojenie umiejętności określania stopnia utlenienia pierwiastka w związku oraz bilansowania równań prostych reakcji utleniania-redukcji.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Przypomnienie wiadomości o sposobach laboratoryjnego otrzymywania tlenu i wodoru.
- ◆ Uświadomienie roli tlenu w procesach zachodzących w przyrodzie.
- ◆ Pogłębianie umiejętności eksperymentalnych poprzez wykonywanie doświadczeń związanych z otrzymywaniem i badaniem właściwości tlenu i wodoru.
- ◆ Rozwijanie umiejętności wyciągania wniosków z przeprowadzonych doświadczeń.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności bezpiecznej pracy w laboratorium szkolnym poprzez ostrożne eksperymentowanie z wodorem.
- ◆ Pogłębienie wiadomości o alotropii pierwiastków (na przykładzie tlenu).

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Zrozumienie znaczenia ozonu, zawartego w górnych warstwach atmosfery, dla funkcjonowania życia na Ziemi.
- ◆ Przypomnienie zasad pisania wzorów sumarycznych i nazewnictwa tlenków.
- ◆ Poznanie sposobów badania charakteru chemicznego tlenków.
- ◆ Zapoznanie z występowaniem tlenków w przyrodzie i ich najważniejszymi zastosowaniami.
- ◆ Wykształcenie umiejętności operowania pojęciem stopnia utlenienia.
- ◆ Pogłębienie znaczenia pojęć utleniania i redukcji.
- ◆ Dostrzeganie procesów utleniania i redukcji zachodzących w środowisku.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności bilansowania prostych równań reakcji utleniania-redukcji.

Zakres treści

- ◆ Tlen – występowanie, otrzymywanie i właściwości.
- ◆ Warstwa ozonowa.
- ◆ Rola tlenu w procesach zachodzących w przyrodzie.
- ◆ Tlenki – nazewnictwo, otrzymywanie i właściwości fizyczne.
- ◆ Charakter kwasowy, zasadowy i obojętny tlenków.
- ◆ Wodór – występowanie, otrzymywanie i właściwości.
- ◆ Stopień utlenienia pierwiastka.
- ◆ Reakcja wodoru z tlenem jako przykład reakcji utleniania-redukcji.
- ◆ Redukcja tlenków metali wodorem.
- ◆ Proste reakcje utleniania-redukcji.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ omówić występowanie tlenu w przyrodzie w postaci wolnej i związanej;
- ◆ opisać doświadczenie pozwalające otrzymać tlen w laboratorium;
- ◆ narysować schemat aparatury do laboratoryjnego otrzymywania tlenu;
- ◆ omówić właściwości fizyczne i chemiczne tlenu;
- ◆ podać najważniejsze zastosowania tlenu;
- ◆ wyjaśnić, czym się różni reakcja spalania od reakcji utleniania;
- ◆ omówić rolę tlenu w procesach zachodzących w przyrodzie;
- ◆ na przykładzie tlenu wyjaśnić zjawisko alotropii;
- ◆ wyjaśnić funkcje ozonu zawartego w górnych warstwach atmosfery;
- ◆ nazwać tlenek pierwiastka, mając jego wzór sumaryczny;
- ◆ napisać wzór sumaryczny tlenku na podstawie jego nazwy;
- ◆ podać przykłady zastosowania tlenków;
- ◆ wykazać, pisząc odpowiednie równania reakcji, że tlenki metali 1. i 2. grupy mają charakter zasadowy, a niemetalu, np. fosforu, charakter kwaśny;
- ◆ zaplanować doświadczenie pozwalające wykazać charakter chemiczny tlenku;
- ◆ zaprojektować doświadczenie, w wyniku którego można otrzymać wodór w laboratorium szkolnym;
- ◆ naszkicować schemat zestawu do otrzymywania wodoru;

- ◆ opisać zasady bezpiecznej pracy z wodorem w laboratorium szkolnym;
- ◆ zaplanować doświadczenie pozwalające wykazać, że wodór ma gęstość mniejszą od gęstości powietrza;
- ◆ uzasadnić, dlaczego wodór i tlen można zbierać nad wodą;
- ◆ wyjaśnić pojęcie stopnia utlenienia pierwiastka;
- ◆ obliczyć stopień utlenienia pierwiastka w związku chemicznym;
- ◆ wykazać, że reakcja syntezy wody jest reakcją utleniania-redukcji;
- ◆ omówić rolę wodoru w reakcjach redukcji tlenków metali wodorem;
- ◆ wyjaśnić przebieg prostych procesów utleniania i redukcji zachodzących w przyrodzie;
- ◆ dobierać współczynniki w prostych równaniach reakcji utleniania-redukcji.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Praca z tabelą lub wykresem rozpowszechnienia pierwiastków w przyrodzie. Ustalanie zawartości wodoru i tlenu w atmosferze, litosferze i hydrosferze oraz w kosmosie.
- ◆ Rozpisywanie konfiguracji elektronowych atomów tlenu i wodoru; rozmowa na temat sposobu uzyskania przez oba atomy trwałej konfiguracji najbliższego helowca.
- ◆ Modelowanie cząsteczek wodoru i tlenu oraz sposobu przekazywania elektronów przez atomy tlenu i wodoru w reakcjach utleniania-redukcji.
- ◆ Dyskusja o sposobach otrzymywania tlenu w laboratorium z weryfikacją doświadczalną propozycji uczniów (doświadczenie 8.1, 8.2).
- ◆ Badanie właściwości fizycznych i chemicznych tlenu (doświadczenie 8.3, 8.4).
- ◆ Doświadczalne wykazanie charakteru chemicznego tlenków w reakcji z wodą (doświadczenie 8.5).
- ◆ Określanie charakteru chemicznego tlenków na podstawie przebiegu ich reakcji z kwasem solnym i wodorotlenkiem sodu (doświadczenie 8.6, 8.7).
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat otrzymywania, nazewnictwa, właściwości i rozpowszechnienia w przyrodzie tlenków. Sporządzenie listy tlenków metali i niemetałów znanych uczniom z życia codziennego.
- ◆ Dyskusja na temat roli tlenu w procesach spalania, utleniania i oddychania.
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat roli ozonu w przyrodzie. Przypomnienie pojęcia alotropii pierwiastka na przykładzie tlenu.
- ◆ Projektowanie zestawu laboratoryjnego do otrzymywania wodoru w pracowni szkolnej. Otrzymywanie i badanie właściwości wodoru (doświadczenie 8.8, 8.9).
- ◆ Rozmowa na temat przebiegu reakcji wodoru z tlenem. Wprowadzenie pojęcia stopnia utlenienia. Wykazanie, że reakcja syntezy wody jest procesem utleniania-redukcji.
- ◆ Rozszerzenie definicji reakcji utleniania-redukcji przez wykazanie redukujących właściwości wodoru (doświadczenie 8.10).
- ◆ Bilansowanie poznanych dotychczas równań reakcji utleniania-redukcji.

Doświadczenia (propozycje do wyboru):

- 8.1. (N) Otrzymywanie tlenu w wyniku termicznego rozkładu manganianu(VII) potasu.
- 8.2. (N) Otrzymywanie tlenu w wyniku katalitycznego rozkładu nadtlenu wodoru.
- 8.3. (N) Spalanie sodu, wapnia, glinu i żelaza w tlenie.
- 8.4. (N) Spalanie siarki i fosforu czerwonego w tlenie.
- 8.5. (U) Badanie charakteru chemicznego wybranych tlenków, np. wapnia, niklu(II), krzemu(IV) i fosforu(V) w reakcji z wodą.
- 8.6. (U) Badanie reakcji wybranych tlenków, np. wapnia, niklu(II), krzemu(IV) i fosforu(V), z kwasem solnym, wobec oranżu metylowego.
- 8.7. (U) Badanie reakcji wybranych tlenków, np. wapnia, niklu(II), krzemu(IV) i fosforu(V), z wodorotlenkiem sodu, wobec fenoloftaleiny.
- 8.8. (N) Otrzymywanie wodoru w reakcji cynku z kwasem solnym i badanie jego właściwości.
- 8.9. (N) Spalanie wodoru w bańkach mydlanych.
- 8.10. (N) Redukcja tlenku miedzi(II) wodorem.
- 8.11. (U) Badanie charakteru chemicznego tlenków.

rozdział 9

Metale lekkie, których – wbrew pozorom – jest więcej niż ciężkich

Realizacja tego rozdziału powinna stanowić ilustrację i uzupełnienie przyswojonych wcześniej wiadomości. Należy przyzwyczajać uczniów do częstego korzystania z układu okresowego i czerpania z niego możliwie dużej liczby informacji. Nadrzędnym celem realizacji tej części programu jest ukazanie podobieństw właściwości pierwiastków w grupach i płynnej zmiany w okresach tablicy Mendelejewa. Osiągnięcie tego celu będzie możliwe tylko wtedy, gdy zwrócimy uwagę młodzieży na korelację między budową atomów i rodzajem wiązań w tworzonych związkach a ich właściwościami. Istotne jest także dostrzeganie zmian aktywności chemicznej metali w grupach warunkowanych wzrostem promienia atomowego, czyli oddaleniem elektronów walencyjnych od jądra.

Zależność między konfiguracją elektronową atomów a właściwościami pierwiastków pozwoli zrozumieć głęboki sens prawa okresowości. W czasie realizacji treści tego działu należy położyć szczególny nacisk na aktywność doświadczalną uczniów – obserwacje własne powinny stanowić podstawę wyciągania wniosków i formułowania uogólnień. Należy wiązać zdobytą wiedzę i umiejętności praktyczne z obserwacjami czynionymi w życiu codziennym. Wszędzie tam, gdzie to możliwe, eksponujemy wykorzystanie metali lekkich i ich związków.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Zapoznanie uczniów z położeniem metali w układzie okresowym pierwiastków.
- ◆ Uświadomienie podobieństw i różnic we właściwościach fizycznych metali. Poznawanie zasad klasyfikacji metali na lekkie i ciężkie.

- ◆ Wykazanie związku między właściwościami fizycznymi a strukturą wewnętrzną metali.
- ◆ Zapoznanie uczniów z rozpowszechnieniem i występowaniem metali lekkich w przyrodzie.
- ◆ Uświadomienie, że z powodu dużej aktywności metale lekkie nie występują w przyrodzie w stanie wolnym, ale w postaci związków chemicznych.
- ◆ Poznanie i zrozumienie funkcji biologicznych pierwiastków 1. i 2. grupy.
- ◆ Uświadomienie znaczenia terminów: mikro- i makroelement.
- ◆ Udowodnienie, że związki wapnia i magnezu mogą być użyteczne w zmniejszaniu zakwaszenia gleb wywołanych kwaśnymi opadami.
- ◆ Powiązanie właściwości pierwiastków z ich położeniem w układzie okresowym: wykazanie podobieństwa właściwości w grupach i zmienności cech w okresach.
- ◆ Omówienie właściwości sodu i potasu na tle grupy litowców.
- ◆ Analiza właściwości fizycznych i chemicznych wapnia i magnezu, jako najważniejszych przedstawicieli grupy berylowców.
- ◆ Poszerzenie rozumienia zjawiska dysocjacji elektrolitycznej o dysocjację termiczną.
- ◆ Zrozumienie mechanizmu elektrolizy stopionych soli.
- ◆ Wykazanie, że skutkiem przepływu prądu przez stopiony elektrolit jest przebieg reakcji chemicznych na elektrodach.
- ◆ Zapoznanie uczniów z procesem otrzymywania glinu w przemyśle.
- ◆ Poznanie właściwości fizycznych i chemicznych glinu.
- ◆ Udowodnienie aktywności chemicznej glinu i wyjaśnienie zjawiska pasywacji oraz jego konsekwencji w zastosowaniu glinu w technice.
- ◆ Poznanie amfoterycznych właściwości tlenku i wodorotlenku glinu.
- ◆ Zrozumienie różnic w charakterze wiązań chlorków litowców, berylowców i glinu.

Zakres treści

- ◆ Ogólna charakterystyka metali.
- ◆ Podział metali na lekkie i ciężkie.
- ◆ Rozpowszechnienie, występowanie w przyrodzie i funkcje biologiczne metali lekkich.
- ◆ Podobieństwo właściwości pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność w okresach.
- ◆ Sód i potas jako najważniejsi przedstawiciele litowców.
- ◆ Magnez i wapń – najważniejsze pierwiastki grupy berylowców.
- ◆ Termoelektroliza jako metoda otrzymywania pierwiastków.
- ◆ Właściwości chemiczne glinu. Pasywacja glinu.
- ◆ Amfoteryczność tlenku i wodorotlenku glinu.
- ◆ Zastosowanie glinu w technice.
- ◆ Ważniejsze zastosowania związków chemicznych sodu, wapnia i glinu.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ wskazać położenie metali w układzie okresowym;
- ◆ wymienić podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnić je, korzystając z wiedzy na temat wiązania metalicznego;
- ◆ korzystając z tablic, porównać właściwości fizyczne (np. gęstość i temperaturę topnienia) podanych metali;
- ◆ dokonać podziału metali na lekkie i ciężkie;
- ◆ opisać rozpowszechnienie metali w przyrodzie;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego metale lekkie nie występują w przyrodzie w stanie wolnym;
- ◆ wyjaśnić związek między budową atomu, konfiguracją elektronową a położeniem sodu, potasu, magnezu, wapnia i glinu w układzie okresowym;
- ◆ opisać podstawowe właściwości sodu i potasu;
- ◆ znając właściwości sodu i potasu, przewidywać właściwości innych pierwiastków należących do grupy litowców;
- ◆ napisać równania reakcji, sodu i potasu z tlenem, chlorem i siarką;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego wodne roztwory soli litowców ze słabymi kwasami wykazują odczyn zasadowy;
- ◆ przedyskutować charakter chemiczny tlenków litowców;
- ◆ na podstawie elektroujemności pierwiastków określić rodzaj wiązań chemicznych w tlenkach, chlorkach i siarczках litowców;
- ◆ opisać właściwości chemiczne magnezu i wapnia;
- ◆ na podstawie właściwości chemicznych magnezu i wapnia przewidzieć właściwości innych pierwiastków należących do grupy berylowców z wyjątkiem berylu;
- ◆ zaplanować doświadczenie, w wyniku którego zostanie wykazany zasadowy charakter tlenków metali 2. grupy;
- ◆ zapisać równania reakcji tlenków metali 2. grupy z wodą i kwasem;
- ◆ omówić funkcje biologiczne związków metali 1. i 2. grupy;
- ◆ przedyskutować zastosowanie tlenków, wodorotlenków i węglanów wapnia oraz magnezu w walce z zakwaszeniem gleb;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego stopione sole, wodorotlenki, a także tlenki przewodzą prąd elektryczny;
- ◆ wytłumaczyć przebieg termoelektrolizy;
- ◆ opisać otrzymywanie glinu w przemyśle;
- ◆ omówić właściwości fizyczne i chemiczne glinu;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega pasywacja glinu;
- ◆ podać definicję amfoteryczności;
- ◆ udowodnić doświadczalnie, że tlenek i wodorotlenek glinu wykazują charakter amfoteryczny;
- ◆ napisać równania reakcji tlenku i wodorotlenku glinu z kwasami i mocnymi zasadami;
- ◆ przedyskutować, na podstawie właściwości glinu, jego zastosowanie w technice;
- ◆ wymienić najważniejsze zastosowania związków chemicznych sodu, wapnia i glinu.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Praca z układem okresowym, przypomnienie zależności między budową atomu pierwiastka a jego położeniem w układzie okresowym. Określanie kierunku zmian promieni atomowych, elektrycznej pojemności itp.
- ◆ Porównywanie właściwości fizycznych różnych metali.
- ◆ Badanie właściwości chemicznych sodu i potasu (doświadczenie 9.1, 9.2).
- ◆ Dyskusja na temat właściwości chemicznych innych pierwiastków grupy litowców.
- ◆ Badanie właściwości chemicznych wodorotlenku sodu i potasu (doświadczenie 9.3).
- ◆ Próba wyjaśnienia zasadowego odczynu roztworów wodnych soli litowców ze słabymi kwasami.
- ◆ Porównanie właściwości chemicznych wapnia i magnezu (doświadczenie 9.4, 9.5, 9.6).
- ◆ Dyskusja na temat podobieństw właściwości chemicznych strontu, baru i radu. Zapisywanie równań hipotetycznych reakcji. Próba przewidywania zmian aktywności berylowców w grupie.
- ◆ Praca z tabelą rozpuszczalności związków. Wyszukiwanie nierozpuszczalnych w wodzie soli berylowców.
- ◆ obejrzenie fragmentu filmu na temat występowania, właściwości i zastosowania soli wapnia i magnezu (wapienie, dolomity, gips itd.). Oglądanie kolekcji minerałów.
- ◆ Przewidywanie właściwości glinu na podstawie jego położenia w układzie okresowym i poznanych właściwości sodu oraz magnezu.
- ◆ Doświadczalne wykazanie zjawiska pasywacji glinu (doświadczenie 9.8).
- ◆ Otrzymywanie wodorotlenku glinu i badanie jego właściwości (doświadczenie 9.9, 9.10, 9.11). Wprowadzenie pojęcia amfoteryczności.
- ◆ Badanie reakcji tlenku glinu z kwasem solnym i wodorotlenkiem sodu (9.12).
- ◆ Zapisywanie równań reakcji tlenku i wodorotlenku glinu z roztworami kwasów i zasad.
- ◆ Badanie amfoteryczności metalicznego glinu (doświadczenie 9.13).
- ◆ Omówienie (z użyciem foliogramu lub gabloty – *Glin*) sposobu otrzymywania glinu w przemyśle. Wyjaśnienie uczniom podstaw termoelektrolizy; zapisywanie równań reakcji katodowej i anodowej.
- ◆ Dyskusja na temat zastosowania glinu i jego stopów w technice; zwrócenie uwagi uczniów na małą gęstość glinu, dobre przewodnictwo elektryczne i odporność korozyjną wynikającą z pasywacji.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 9.1. (N) Spalanie sodu w chlorze.
- 9.2. (N) Badanie reakcji sodu i potasu z wodą.
- 9.3. (U) Badanie właściwości wodorotlenku sodu lub potasu.
- 9.4. (N) Spalanie magnezu w powietrzu i w tlenie.

- 9.5. (N) Badanie reakcji wapnia i magnezu z wodą.
- 9.6. (U) Reakcja magnezu z kwasem solnym i rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI).
- 9.7. (U) Badanie zachowania tlenku glinu w wodzie.
- 9.8. (N) Badanie zachowania glinu w stężonym kwasie azotowym(V).
- 9.9. (U) Otrzymywanie wodorotlenku glinu.
- 9.10. (U) Reakcja wodorotlenku glinu z kwasem solnym.
- 9.11. (U) Reakcja wodorotlenku glinu z wodorotlenkiem sodu.
- 9.12. (U) Reakcja tlenku glinu z kwasem solnym i z wodorotlenkiem sodu.
- 9.13. (U) Reakcja glinu z kwasem solnym i z wodorotlenkiem sodu.
- 9.14. (U) Identyfikacja metali i stopów na podstawie ich gęstości.
- 9.15. (U) Badanie wpływu deficytu makroelementów na rozwój roślin.

rozdział 10

Którędy prowadzi droga od metali lekkich do niemetalii?

Treści tego rozdziału są kontynuacją opisu właściwości metali, jednak z powodu wielu ciekawych i zróżnicowanych cech pierwiastków bloków *d* i *p* oraz ich związków, postanowiliśmy omówić je oddzielnie. Obszerny materiał faktograficzny zmusza do dokonania poważnej selekcji treści. Zdecydowano się na zaprezentowanie przykładów najbardziej typowego zachowania tej grupy pierwiastków. Analiza położenia pierwiastków przejściowych w układzie okresowym pozwala wyciągnąć wniosek, że typową dla ich atomów jest zabudowa orbitali *d* przedostatniej (czyli drugiej licząc od zewnątrz) powłoki elektronowej. Taka konfiguracja elektronowa umożliwia pierwiastkom bloku *d* przyjmowanie wielu różnych stopni utlenienia. Oznacza to, że wiele reakcji, jakim ulegają pierwiastki przejściowe lub ich związki, ma charakter procesów utleniania i redukcji.

Badanie właściwości utleniających związków manganu(VII) i chromu(VI) pozwoli uczniom pogłębić wiedzę na temat przebiegu reakcji z przeniesieniem elektronów. Ich opis powinien być ilustrowany doświadczeniami uczniowskimi, zaś przebieg zapisywany równaniami cząsteczkowymi, dla których bilans elektronowy został wykonany w formie elementarnej.

Różnicę aktywności w obrębie metali przejściowych możemy wykazać, badając reakcje miedzi i cynku z kwasami oraz przeprowadzając proces wypierania miedzi z roztworu soli przez metaliczny cynk. Konieczne jest też zbadanie właściwości żelaza, omówienie jego roli w przyrodzie oraz metody przemysłowej produkcji.

Ostatnia część tego rozdziału poświęcona jest ważnym metalom bloku *p*, jakimi są cyna i ołów.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Uświadomienie, w odwołaniu do struktury elektronowej atomów, podobieństw i różnic we właściwościach fizycznych i chemicznych metali przejściowych.
- ◆ Poznanie najważniejszych wspólnych właściwości metali przejściowych: dużego zróżnicowania stopni utlenienia, łatwości zmiany stopnia utlenienia, czyli właściwości utleniająco-redukujących, barwy związków, a także właściwości katalitycznych.
- ◆ Uświadomienie powszechności występowania zjawiska amfoteryczności dla tlenków i wodorotlenków metali bloków *p* i *d*.
- ◆ Pogłębienie wiedzy na temat przebiegu reakcji utleniania-redukcji poprzez poznanie utleniających właściwości związków manganu(VII) i chromu(VI).
- ◆ Wyjaśnienie przyczyn zabarwienia związków chemicznych metali bloku *d*.
- ◆ Zapoznanie z funkcjami biologicznymi związków żelaza.

Zakres treści

- ◆ Cechy wspólne metali przejściowych (pierwiastków bloku *d* bez skandu i cynku): zróżnicowanie stopni utlenienia, właściwości utleniająco-redukujące, właściwości katalityczne, barwa związków.
- ◆ Różnice w aktywności metali bloku *d* na przykładzie miedzi i cynku.
- ◆ Właściwości utleniające związków manganu(VII) i chromu(VI).
- ◆ Rozpowszechnienie, występowanie i znaczenie żelaza w przyrodzie.
- ◆ Właściwości fizyczne i chemiczne żelaza.
- ◆ Cyna i ołów jako najważniejsze metale ciężkie bloku *p*.
- ◆ Ważniejsze stopy.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ odczytać z tablic chemicznych, które z metali bloku *d* mają najwyższe i najniższe wartości temperatury topnienia i wrzenia oraz największą i najmniejszą wartość gęstości;
- ◆ omówić konfigurację elektronową pierwiastków przejściowych, wskazać elektrony walencyjne;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego wszystkie pierwiastki bloku *d* są metalami;
- ◆ analizować możliwe stopnie utlenienia wybranych metali bloku *d* w zależności od konfiguracji elektronowych ich atomów;
- ◆ biorąc pod uwagę budowę elektronową, wyjaśnić, dlaczego jony metali przejściowych mogą być barwne;
- ◆ zaprojektować i wykonać doświadczenie pozwalające porównać aktywność chemiczną miedzi i cynku;
- ◆ omówić właściwości chemiczne miedzi i jej związków;
- ◆ przeprowadzić reakcję miedzi z azotanem(V) srebra i wyciągnąć wnioski dotyczące aktywności miedzi i srebra;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego srebro nie wypiera miedzi z roztworów jej soli;

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ opisać najważniejsze właściwości cynku i jego zastosowania;
- ◆ zaprojektować doświadczenie, którego wynik pozwoli określić właściwości chemiczne tlenku cynku;
- ◆ otrzymać wodorotlenek cynku w reakcji strąceniowej oraz udowodnić jego amfoteryczny charakter;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego związki manganu(VII) wykazują właściwości utleniające;
- ◆ zbilansować równania reakcji redukcji manganianu(VII) potasu np. siarczaniem(VI) żelaza(II) w środowisku kwaśnym;
- ◆ wytłumaczyć zastosowanie manganianu(VII) potasu w laboratorium chemicznym i medycynie;
- ◆ zaplanować doświadczenie dowodzące, że związki chromu(VI), np. dichromian(VI) potasu, przejawiają właściwości utleniające;
- ◆ wymienić związki chemiczne żelaza występujące w przyrodzie;
- ◆ opisać najważniejsze właściwości żelaza i jego związków;
- ◆ zaprojektować doświadczenie pozwalające wykazać redukujące właściwości związków żelaza(II);
- ◆ porównać właściwości fizyczne cyny i ołowiu;
- ◆ na podstawie konfiguracji elektronowej cyny zaproponować ładunek jonów cyny;
- ◆ przewidzieć właściwości utleniająco-redukujące jonów Sn^{2+} i Sn^{4+} ;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie potwierdzające redukujące właściwości jonów Sn^{2+} ;
- ◆ omówić najważniejsze zastosowania cyny i ołowiu.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Praca z układem okresowym. Analiza konfiguracji elektronowych atomów pierwiastków bloku *d*, wyciągnięcie wniosku o różnicowaniu możliwych stopni utlenienia.
- ◆ Oglądanie kolekcji barwnych związków pierwiastków bloku *d*. Wyjaśnienie, że barwa jest typowa dla jonów zawierających niesparowane elektrony na orbitalu *d*.
- ◆ Eksperymentalne porównanie właściwości cynku i miedzi w reakcji obu metali z kwasem solnym. Wykazanie, że cynk wypiera miedź z roztworu jej soli, a miedź nie wypiera cynku z jego soli (doświadczenie 10.1, 10.2).
- ◆ Porównywanie reaktywności miedzi i srebra (doświadczenie 10.3). Obserwacja reakcji miedzi i srebra z kwasem azotowym(V) (doświadczenie 10.4).
- ◆ Badanie właściwości związków chromu; przemiana chromianu(VI) w dichromian(VI) (doświadczenie 10.5).
- ◆ Doświadczalne wykazanie utleniających właściwości związków chromu(VI) w środowisku kwasu siarkowego(VI) (doświadczenie 10.6, 10.7).
- ◆ Doświadczalne wykazanie utleniających właściwości związków manganu(VII) w środowisku kwasu siarkowego(VI) (doświadczenie 10.8).
- ◆ Doświadczalne wykazanie utleniających właściwości związków manganu(VII) w środowisku obojętnym i zasadowym (doświadczenie 10.9).

- ◆ Oglądanie kolekcji minerałów żelaza, analiza fragmentu filmu o otrzymywaniu żelaza w przemyśle.
- ◆ Badanie właściwości żelaza i jego związków (doświadczenie 10.10, 10.11).
- ◆ Omówienie katalitycznych właściwości metali bloku *d* wynikających z ich zdolności do zmiany stopni utlenienia.
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat występowania, otrzymywania i zastosowania miedzi.
- ◆ Badanie właściwości miedzi i jej związków (doświadczenie 10.12, 10.13, 10.14, 10.15).
- ◆ Omówienie właściwości cynku i badanie amfoteryczności jego tlenku (doświadczenie 10.16).
- ◆ Wyszukiwanie w literaturze danych na temat właściwości metali bloku *p*.
- ◆ Otrzymywanie i badanie właściwości wybranych związków chemicznych metali bloku *p* (doświadczenie 10.17).
- ◆ Identyfikacja soli metali bloku *d* (doświadczenie 10.18).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 10.1. (U) Porównanie aktywności miedzi i cynku przez badanie działania kwasu solnego na te metale.
- 10.2. (U) Badanie reakcji cynku z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) i miedzi z roztworem siarczanu(VI) cynku.
- 10.3. (N) Badanie reakcji miedzi z roztworem azotanu(V) srebra i srebra z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II).
- 10.4. (N) Reakcja miedzi i srebra ze stężonym kwasem azotowym(V).
- 10.5. (N) Badanie przemiany chromianu(VI) w dichromian(VI) i reakcji odwrotnej.
- 10.6. (N) Utlenianie siarczanu(IV) sodu za pomocą dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI).
- 10.7. (N) Utlenianie jonów jodkowych za pomocą dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI).
- 10.8. (U) Redukcja manganianu(VII) potasu siarczanem(IV) sodu w środowisku kwasu siarkowego(VI).
- 10.9. (U) Redukcja manganianu(VII) potasu siarczanem(IV) sodu w środowisku obojętnym i zasadowym.
- 10.10. (U) Reakcja żelaza z kwasem solnym i rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI).
- 10.11. (U) Strącanie osadu wodorotlenku żelaza(II) i utlenianie go za pomocą nad-tlenku wodoru.
- 10.12. (N) Redukcja tlenku miedzi(II) węglem drzewnym.
- 10.13. (U) Utlenianie miedzi w płomieniu palnika gazowego. Obserwacja barwy płomienia.
- 10.14. (U) Strącanie osadu wodorotlenku miedzi(II) i jego rozkład pod wpływem ogrzewania.
- 10.15. (N) Prażenie uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II) – otrzymywanie soli bezwodnej.

- 10.16. (U) Badanie amfoteryczności tlenku cynku w jego reakcji z kwasem solnym i zasadą sodową.
- 10.17. (U) Strącanie osadów wodorotlenków cynku i cyny(II) oraz badanie ich amfoterycznych właściwości.
- 10.18. (U) Identyfikacja soli w roztworze.

rozdział 11

Czy niemetale mają tak samo dużo wspólnych cech jak metale?

W rozdziale tym zapoznujemy uczniów z właściwościami fizycznymi i chemicznymi typowych niemetali. Nadrzędnym celem realizacji tej części programu jest pogłębienie wiadomości uczniów o zależnościach między strukturą elektronową atomu pierwiastka a jego właściwościami. Ważne na tym etapie kształcenia jest przekonanie młodzieży, że w przeciwieństwie do metali, których atomy w reakcjach chemicznych wykazują tendencję do oddawania elektronów, niemetale uzupełniają lukę elektronową powłoki walencyjnej, osiągając w ten sposób stan elektronowy najbliższego helowca.

Tendencja do przyjmowania elektronów i tworzenia anionów, a więc udział atomów niemetali w reakcjach redukcji pozwala wyciągnąć wniosek, że niemetale przejawiają w wielu reakcjach chemicznych właściwości utleniające. Podobnie jak w poprzednich działach chemii nieorganicznej, omawiamy podstawowe cechy kilku najbardziej typowych przedstawicieli każdej grupy pierwiastków, od helowców do węglowców. Wśród związków niemetali dużą rolę odgrywają kwasy, dlatego istotne jest poznanie ich właściwości metodą eksperymentalną, najbardziej przemawiającą do ucznia.

Wykonując doświadczenia, zwracamy uwagę młodzieży na zasady bezpiecznej pracy z chlorem, chlorowodorem, siarkowodorem, amoniakiem i stężonymi roztworami kwasów. Jeśli szkolne laboratorium nie jest wyposażone w wyciąg, należy zrezygnować z wykonania ćwiczeń z trującymi gazami, prezentując młodzieży odpowiednie fragmenty filmów.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Utrwalenie wiedzy o związku między strukturą elektronową atomów a właściwościami pierwiastków.
- ◆ Zrozumienie powodów bierności chemicznej gazów szlachetnych i wynikających stąd ich zastosowań.
- ◆ Wykazanie, że niemetale mają w reakcjach chemicznych tendencję do przyłączania elektronów, czyli są utleniaczami.
- ◆ Pogłębienie wiedzy o przebiegu reakcji utleniania-redukcji z udziałem niemetali.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności korzystania z układu okresowego pierwiastków przy ustalaniu tendencji zmian właściwości fizycznych i chemicznych niemetali w okresach i grupach.

- ◆ Przypomnienie i utrwalenie wiadomości o właściwościach fizycznych i chemicznych najważniejszych niemetalu (fluoru, chloru, siarki, azotu, fosforu, węgla i krzemu) oraz ich związków.
- ◆ Uświadomienie konieczności zachowywania zasad bezpiecznej pracy w laboratorium (doświadczenia z fluorowcami).
- ◆ Pogłębienie wiadomości o sposobie klasyfikacji związków nieorganicznych.
- ◆ Uświadomienie przyczyny różnic we właściwościach fluoru i pozostałych pierwiastków 17. grupy.
- ◆ Wykazanie roli krzemu w budowie materii nieożywionej i węgla w budowie związków organicznych.
- ◆ Wskazanie na najważniejsze zastosowania praktyczne niemetalu i ich związków.
- ◆ Zapoznanie uczniów ze skutkami zanieczyszczenia środowiska tlenkami niemetalu.

Zakres treści

- ◆ Gazy szlachetne jako przykład biernych chemicznie niemetalu o zamkniętej powłoce walencyjnej.
- ◆ Fluorowce – podobieństwa i zmienność właściwości w 17. grupie.
- ◆ Tlenowe związki chloru – chlorowanie wody.
- ◆ Najważniejsze właściwości siarki i jej związków – tlenków siarki(IV) i (VI), kwasu siarkowego(IV) i (VI), siarkowodoru i ich soli.
- ◆ Azot i fosfor – podstawowe właściwości, związki chemiczne, występowanie i znaczenie.
- ◆ Podobieństwa i różnice między węglem a krzemem.
- ◆ Związki nieorganiczne węgla.
- ◆ Rola węgla w przyrodzie ożywionej i krzemu w przyrodzie nieożywionej – krzemiany.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ wskazać położenie niemetalu w układzie okresowym;
- ◆ napisać konfigurację elektronową wskazanego helowca;
- ◆ na podstawie budowy elektronowej atomów gazów szlachetnych wyjaśnić, dlaczego helowce są bierne chemicznie;
- ◆ opisać występowanie gazów szlachetnych w przyrodzie;
- ◆ wyjaśnić źródło pochodzenia helu w przyrodzie;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego w reakcjach chemicznych niemetalu wykazują tendencję do przyjmowania elektronów;
- ◆ omówić tendencję zmian elektroujemności oraz promienia jonowego niemetalu w grupach i okresach tablicy Mendelejewa;
- ◆ wyjaśnić kierunek zmian aktywności chemicznej fluorowców;
- ◆ opisać przebieg procesu sublimacji jodu;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie, którego przebieg udowodni, że brom jest aktywniejszy od jodu, a mniej aktywny od chloru;

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ wyjaśnić przyczyny wyjątkowej aktywności fluoru i różnic między właściwościami fluoru i pozostałych pierwiastków 17. grupy;
- ◆ omówić właściwości fizyczne i chemiczne chloru;
- ◆ opisać zasady bezpiecznej pracy z chlorem w pracowni szkolnej;
- ◆ zapropionować sposób otrzymywania chlorowodoru w laboratorium szkolnym;
- ◆ wykazać doświadczalnie dobrą rozpuszczalność chlorowodoru w wodzie;
- ◆ przedyskutować zmiany mocy kwasów fluorowcowodorowych;
- ◆ napisać równania reakcji chloru z metalami i wskazać w nich reduktor i utleniacz;
- ◆ podać wzory oraz nazwy tlenków i kwasów tlenowych chloru;
- ◆ przedyskutować zmiany mocy tlenowych kwasów chloru;
- ◆ wyjaśnić zjawisko alotropii węgla (diament, grafit, fulereny);
- ◆ podać wzory przykładowych nieorganicznych związków węgla;
- ◆ wyjaśnić znaczenie zdolności atomów węgla do łączenia się między sobą w łańcuchy i pierścienie;
- ◆ wskazać przykłady reakcji potwierdzających redukujące właściwości tlenku węgla(II);
- ◆ zapropionować sposób otrzymywania tlenku węgla(II) z kwasu mrówkowego;
- ◆ wytłumaczyć przyczynę różnic we właściwościach chemicznych węgla i krzemu;
- ◆ napisać równania reakcji: węgla, krzemu, fosforu i siarki z tlenem;
- ◆ zapisać równania ilustrujące charakter chemiczny tlenków: SO_2 , SO_3 , P_4O_{10} , SiO_2 , CO_2 ;
- ◆ napisać równania reakcji: azotu, siarki i chloru z wodorem;
- ◆ wyjaśnić, pisząc odpowiednie równania reakcji, różnice w odczynach roztworów wodnych: amoniaku, siarkowodoru i fluorowcowodorów;
- ◆ wyjaśnić budowę cząsteczek: N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , NH_3 , CO_2 ;
- ◆ wytłumaczyć wpływ małej aktywności chemicznej azotu na właściwości powietrza;
- ◆ omówić funkcje biologiczne związków chemicznych azotu i fosforu oraz ich stosowanie w rolnictwie;
- ◆ sklasyfikować poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające;
- ◆ zapisywać równania reakcji ilustrujące otrzymywanie kwasów tlenowych siarki, fosforu, azotu i chloru w reakcjach odpowiedniego tlenku kwasowego z wodą;
- ◆ zilustrować, stosownymi równaniami reakcji, utleniające właściwości stężonego i rozcieńzonego kwasu azotowego(V);
- ◆ wyjaśnić przyczyny i skutki obecności w powietrzu tlenków azotu i siarki;
- ◆ ocenić wpływ zanieczyszczeń powietrza na zmianę odczynu wody deszczowej, wód powierzchniowych i gleb.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Określanie położenia niemetalu w układzie okresowym. Ćwiczenia w pisaniu konfiguracji elektronowych pierwiastków. Ustalanie tendencji zmian promieni atomowych, elektroujemności itd. w okresach i grupach tablicy Mendelejewa.

- ◆ Dyskusja na temat wyjątkowej struktury elektronowej powłoki walencyjnej gazów szlachetnych; zwrócenie uwagi uczniów na trwałość takiej konfiguracji.
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu omawiającego najważniejsze właściwości gazów szlachetnych i ich występowanie w przyrodzie.
- ◆ Otrzymywanie i badanie właściwości fizycznych i chemicznych chloru (doświadczenie 11.1, 11.2). Wykazanie, że reakcja syntezy chlorków jest procesem utleniania-redukcji, w którym atom chloru przyłącza elektrony – jest więc utleniaczem.
- ◆ Dyskusja o zasadach bezpiecznej pracy z fluorowcami.
- ◆ Rozmowa o zmianach aktywności chemicznej fluorowców. Projektowanie doświadczeń pozwalających wykazać, że chlor jest aktywniejszy od bromu i jodu. Doświadczalna weryfikacja hipotez (doświadczenie 11.3).
- ◆ Odszukiwanie w rocznikach statystycznych danych na temat wielkości światowej emisji dwutlenku węgla, tlenków siarki i tlenków azotu.
- ◆ Modelowanie budowy cząsteczek halogenowodorów; zwrócenie uwagi uczniów na konsekwencje występowania w nich wiązania atomowego spolaryzowanego.
- ◆ Otrzymywanie chlorowodoru i badanie jego reakcji z wodą (doświadczenie 11.4, 11.5).
- ◆ Rozmowa o zmianach mocy kwasów halogenowodorowych, ewentualnie rozwiązywanie zadań, w których występuje stopień dysocjacji słabego kwasu fluorowodorowego.
- ◆ Krótkie omówienie tlenowych związków chloru. Badanie właściwości wody chlorowej (doświadczenie 11.6).
- ◆ Opis właściwości fizycznych siarki; badanie zachowania siarki podczas jej ogrzewania (doświadczenie 11.7). Modelowanie struktury cząsteczek S₈.
- ◆ Badanie właściwości fizycznych i chemicznych związków siarki (doświadczenie 11.8, 11.9).
- ◆ Badanie właściwości stężonego kwasu siarkowego(VI) (doświadczenie 11.10, 11.11, 11.12).
- ◆ Otrzymywanie azotu i badanie jego właściwości (doświadczenie 11.13).
- ◆ Otrzymywanie i badanie właściwości amoniaku (doświadczenie 11.14).
- ◆ Omówienie przemysłowej metody otrzymywania kwasu azotowego(V).
- ◆ Badanie właściwości stężonego kwasu azotowego(V) (doświadczenie 11.15).
- ◆ Badanie utleniających właściwości azotanów(V) (doświadczenie 11.16).
- ◆ Przewidywanie właściwości chemicznych fosforu na podstawie podobieństwa jego konfiguracji (porównanie z azotem). Zapisywanie równań odpowiednich reakcji chemicznych.
- ◆ Obserwacja różnic we właściwościach fizycznych i chemicznych odmian alotropowych fosforu czerwonego i białego (doświadczenie 11.17). Zwrócenie uwagi na toksyczność i aktywność chemiczną fosforu białego. Wyszukiwanie informacji na temat produkcji zapalek.
- ◆ Prezentacja foliogramów ilustrujących strukturę i właściwości odmian alotropowych węgla.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Modelowanie struktury cząsteczek CO₂ i CO. Otrzymywanie tlenku węgla(II) i badanie jego właściwości (doświadczenie 11.18, 11.19).
- ◆ Rozmowa na temat przyczyn trwałości wiązań C–C i Si–O–Si, wyprowadzenie wniosku o budowie związków organicznych i mineralnych.
- ◆ Badanie właściwości krzemianów (doświadczenie 11.20).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 11.1. (N) Otrzymywanie chloru i badanie jego właściwości fizycznych.
- 11.2. (N) Reakcja chloru z miedzią, żelazem, wodorem i wodą.
- 11.3. (N) Porównanie aktywności chemicznej chloru, bromu i jodu w reakcji wody chlorowej z jodkiem potasu i bromkiem potasu.
- 11.4. (N) Otrzymywanie chlorowodoru w reakcji soli kamiennej ze stężonym kwasem siarkowym(VI).
- 11.5. (N) Badanie rozpuszczalności chlorowodoru w wodzie i odczynu otrzymanego kwasu solnego.
- 11.6. (N) Badanie właściwości wybielających wody chlorowej w jej reakcji z barwnikami tkanin.
- 11.7. (U) Badanie zmian właściwości siarki podczas jej ogrzewania.
- 11.8. (N) Badanie reakcji siarki z wodorem.
- 11.9. (N) Otrzymywanie tlenku siarki(IV) w reakcji siarczanu(IV) sodu z kwasem siarkowym(VI) i badanie jego właściwości.
- 11.10. (N) Badanie właściwości stężonego kwasu siarkowego(VI).
- 11.11. (N) Badanie działania kwasu siarkowego(VI) na cukier (sacharozę).
- 11.12. (N) Utlenianie miedzi i węgla stężonym kwasem siarkowym(VI).
- 11.13. (N) Otrzymywanie azotu w reakcji chlorku amonu z azotanem(III) sodu i badanie jego właściwości chemicznych.
- 11.14. (N) Otrzymywanie amoniaku w reakcji chlorku amonu lub innej soli amonowej ze stężonym roztworem wodorotlenku sodu. Badanie rozpuszczalności amoniaku w wodzie i jego reakcji z chlorowodorem.
- 11.15. (N) Badanie oddziaływania stężonego kwasu azotowego(V) na tkaniny, papier i białko.
- 11.16. (N) Reakcja saletry potasowej z węglem.
- 11.17. (N) Porównanie właściwości fosforu białego i czerwonego.
- 11.18. (N) Otrzymywanie tlenku węgla(II) przez odwodnienie HCOOH.
- 11.19. (N) Reakcja tlenku węgla(II) z tlenkiem miedzi(II).
- 11.20. (U) Otrzymywanie barwnych krzemianów w reakcji szkła wodnego z solami miedzi(II), kobaltu(II), niklu(II) i manganu(II) – ogród chemiczny.
- 11.21. (U) Identyfikacja jonów chlorkowych, bromkowych i jodkowych.
- 11.22. (U) Badanie wpływu SO₂ na rośliny zielone.

Czy nie szkoda spalać węglowodorów?

rozdział 12

Stały wzrost zapotrzebowania na energię, dramatycznie wyczerpujące się zasoby surowców, rosnące nagromadzenie odpadów oraz zagrożenia ekologiczne zmuszają do poruszenia tej problematyki także na lekcjach chemii. Rozdział ten stanowi wprowadzenie w zagadnienia chemii organicznej, a jego głównym celem jest zapoznanie uczniów z budową i właściwościami węglowodorów. Uświadomienie możliwości przekształcenia węglowodorów w substancje o cennych właściwościach, np. tworzywa sztuczne, ma prowokować refleksję uczniów, że nie warto spalać surowców organicznych, skoro można z nich wytwarzać użyteczne substancje. Jest to szczególnie istotne ze względu na ograniczone zasoby kopalin organicznych. Realizację treści rozpoczynamy od przypomnienia, jak na przestrzeni dziejów zmieniały się sposoby pozyskiwania energii przez ludzi. Przeróbka ropy naftowej – destylacja frakcjonowana pozwala zapoznać młodzież z różnorodnością węglowodorów zawartych w ropie.

Systematykę związków węgla i wodoru omawiamy na podstawie założeń teorii strukturalnej budowy związków organicznych. Ćwiczenia w modelowaniu struktury cząsteczek alkanów pozwalają uczniom zrozumieć pojęcie izomerii (izomerię *cis-trans* metryczną alkenów należy potraktować fakultatywnie). Poznanie zjawiska izomerii stwarza okazję do zapoznania uczniów z podstawami nazewnictwa węglowodorów.

Analizę właściwości alkanów, alkenów i alkinów prowadzimy w kontekście różnic w ich aktywności. Po zapoznaniu uczniów z węglowodorami łańcuchowymi przystępujemy do opisu budowy i właściwości benzenu. Analiza wzoru sumarycznego tego związku może sugerować jego silnie nienasycony charakter. Ponieważ benzen nie reaguje z wodą bromową, stwierdzamy, że nie jest on typowym związkiem nienasyconym. Zmiana warunków prowadzenia reakcji pozwala jednak otrzymać bromobenzen. Z uwagi na szkodliwe właściwości benzenu nie należy wykonywać z nim żadnych doświadczeń, w podręczniku znajdują się zdjęcia zestawów doświadczalnych wraz z ich opisem.

Zachowanie benzenu wobec bromu powinno stanowić podstawę definicji związków aromatycznych. W rozdziale tym należy zwrócić uwagę uczniów na sposób klasyfikowania reakcji w chemii organicznej.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Wykazanie powszechności stosowania kopalin organicznych jako źródeł energii.
- ◆ Uświadomienie zagrożeń wynikających z nadmiernej eksploatacji zasobów złóż organicznych.
- ◆ Wykazanie, że składnikami kopalin węglowych są związki organiczne.
- ◆ Rozbudzanie zainteresowania problematyką właściwego korzystania z zasobów Ziemi.
- ◆ Zapoznanie z podstawowymi założeniami teorii strukturalnej budowy związków organicznych.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Wyprowadzenie, na podstawie postulatów teorii strukturalnej, wzorów najważniejszych rodzajów węglowodorów.
- ◆ Zapoznanie z podstawami izomerii konstytucyjnej i izometrii *cis-trans*.
- ◆ Pogłębienie, zdobytych w gimnazjum, wiadomości o alkanach, alkenach i alkinach.
- ◆ Zapoznanie z zasadami nazewnictwa systematycznego najważniejszych grup węglowodorów.
- ◆ Wprowadzenie elementarnych wiadomości o benzenie i alkilowych pochodnych benzenu.
- ◆ Uświadomienie różnic w aktywności chemicznej węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych.
- ◆ Rozwijanie umiejętności eksperymentalnych w wyniku badania właściwości węglowodorów alifatycznych.
- ◆ Zapoznanie z zasadami bezpiecznego posługiwania się łatwo palnymi substancjami organicznymi: gazem ziemnym, benzyną i naftą.

Zakres treści

- ◆ Kopaliny organiczne: węgiel kamienny, ropa naftowa, gaz ziemny.
- ◆ Destylacja frakcjonowana ropy naftowej.
- ◆ Teoria strukturalna budowy związków organicznych.
- ◆ Izomeria szkieletowa.
- ◆ Węglowodory nasycone, szereg homologiczny alkanów.
- ◆ Zasady nazewnictwa węglowodorów nasyconych.
- ◆ Budowa i nazewnictwo węglowodorów nienasyconych (alkeny i alkiny).
- ◆ Polimeryzacja etylenu. Polimery.
- ◆ Benzen jako przedstawiciel węglowodorów aromatycznych.
- ◆ Zasady nazewnictwa dimetylowych pochodnych benzenu.
- ◆ Benzyna. Liczba oktanowa paliw.
- ◆ Kraking i reforming.
- ◆ Zanieczyszczenie środowiska naturalnego substancjami zawartymi w spalinach.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ wymienić występujące w przyrodzie źródła węglowodorów i określić ich pochodzenie;
- ◆ omówić zasady destylacji frakcjonowanej ropy naftowej i wymienić główne jej produkty;
- ◆ zinterpretować chromatogram gazowy, np. benzyny, wykazując, że stanowi ona mieszaninę węglowodorów;
- ◆ wyjaśnić pojęcie liczby oktanowej paliwa;
- ◆ wytłumaczyć, na czym polega kraking oraz reforming, i uzasadnić konieczność prowadzenia tych procesów w przemyśle;

- ◆ wymienić produkty spalania paliw, stanowiące zagrożenie dla środowiska, i przedstawić metody zapobiegania ich emisji do środowiska;
- ◆ omówić założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych;
- ◆ na podstawie wzoru sumarycznego narysować wzory strukturalne i zbudować modele izomerów konstytucyjnych węglowodoru;
- ◆ wytłumaczyć, na czym polega izomeria;
- ◆ wskazać, w podanej grupie wzorów, izomery szkieletowe;
- ◆ zdefiniować pojęcie szeregu homologicznego i prawidłowo się nim posługiwać;
- ◆ określić tendencję zmian właściwości fizycznych (stanu skupienia, temperatury topnienia itp.) węglowodorów nasyconych w szeregu homologicznym;
- ◆ nazwać, według zasad określonych przez IUPAC, węglowodór o podanym wzorze strukturalnym;
- ◆ narysować wzór strukturalny i zbudować model węglowodoru, znając jego nazwę;
- ◆ napisać równania reakcji spalania podanych węglowodorów, uwzględniając różny dostęp tlenu;
- ◆ obliczyć ilość tlenu lub powietrza potrzebną do spalania podanej ilości określonego węglowodoru;
- ◆ wyjaśnić zasady bezpiecznego posługiwania się kuchenką gazową i turystycznym palnikiem na gaz propan-butan;
- ◆ zaprojektować i przeprowadzić doświadczenia ilustrujące różnice między właściwościami węglowodorów nasyconych i nienasyconych;
- ◆ otrzymać w pracowni szkolnej metan, etylen i acetylen;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego benzen, w przeciwieństwie do alkenów, nie odbarwia wody bromowej ani roztworu KMnO_4 .

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Dyskusja na temat sposobów pozyskiwania energii przez człowieka.
- ◆ Odnajdywanie na mapach złóż surowców energetycznych w Polsce i na świecie.
- ◆ Wyszukiwanie z dostępnych źródeł informacji: Internetu, roczników statystycznych, literatury popularnonaukowej i podręcznika, danych o wielkości zużycia kopalin organicznych.
- ◆ Próba oszacowania (na podstawie danych zawartych w podręczniku), po jakim czasie mogą się wyczerpać światowe rezerwy kopalin węglowych.
- ◆ Przeprowadzenie (w szkolnej pracowni) procesu destylacji ropy naftowej (doświadczenie 12.1). Prezentacja kolekcji produktów przerobu ropy naftowej, ewentualnie badanie ich właściwości (doświadczenie 12.2).
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu omawiającego przeróbkę ropy naftowej w przemyśle.
- ◆ Omówienie procesów przerobu i ulepszania produktów destylacji (doświadczenie 12.3).
- ◆ Szacowanie globalnych ilości dwutlenku węgla i ołowiu, emitowanych do atmosfery podczas eksploatacji samochodów, w ciągu jednego roku.
- ◆ Wykazanie wpływu CO_2 na efekt cieplarniany (doświadczenie 12.4).

- ◆ Dyskusja na temat sposobów zmniejszenia emisji zanieczyszczeń do atmosfery; stosowanie katalizatorów samochodowych, używanie benzyny bezołowiowej i alternatywnych paliw (doświadczenie 12.5).
- ◆ Przedstawienie za pomocą modeli charakterystycznych cech budowy związków organicznych, rysowanie wzorów strukturalnych węglowodorów.
- ◆ Modelowanie cząsteczek węglowodorów za pomocą modeli czasowych lub pręcikowych. Wprowadzenie pojęcia izomerii.
- ◆ Omówienie zasad nazewnictwa węglowodorów według systemu IUPAC.
- ◆ Otrzymywanie i badanie właściwości metanu (doświadczenie 12.6 lub 12.7). Wykazanie nasyconego charakteru alkanów (doświadczenie 12.8).
- ◆ Badanie produktów spalania alkanów (doświadczenie 12.9).
- ◆ Analiza tablic zawierających dane o właściwościach fizycznych alkanów. Sporządzanie wykresów temperatury topnienia i wrzenia *n*-alkanów w zależności od długości łańcucha węglowego.
- ◆ Dyskusja nad sposobami otrzymywania alkenów z eksperymentalną weryfikacją hipotez. Otrzymywanie i badanie właściwości etylenu (doświadczenie 12.10 lub 12.11).
- ◆ Otrzymywanie acetylenu (doświadczenie 12.12).
- ◆ Porównywanie właściwości etylenu i acetylenu (doświadczenie 12.13, 12.14).
- ◆ Wykazanie, że węgiel kamienny może stanowić cenne źródło węglowodorów, m.in. aromatycznych (doświadczenie 12.15).
- ◆ Dyskusja nad przyczynami wyjątkowych właściwości benzenu. Modelowanie cząsteczek benzenu i jego alkilowych pochodnych.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności obliczeniowych – wyznaczenie wzorów sumarycznych związków organicznych, obliczenia na podstawie stechiometrii równań reakcji.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 12.1. (N) Destylacja frakcjonowana ropy naftowej.
- 12.2. (N) Wyznaczanie temperatury zapłonu benzyny, nafty i olejów.
- 12.3. (N) Kraking cięższych frakcji destylacji ropy naftowej.
- 12.4. (N) Wykazanie wpływu CO₂ na efekt cieplarniany.
- 12.5. (N) Wykrywanie tlenku węgla w samochodowych gazach spalinowych.
- 12.6. (N) Otrzymywanie metanu w reakcji octanu sodu z wodorotlenkiem sodu.
- 12.7. (N) Otrzymywanie metanu w reakcji węgliku glinu z kwasem solnym.
- 12.8. Badanie oddziaływania wody bromowej i roztworu KMnO₄ na metan (N) i wybrane alkany (U).
- 12.9. (N) Badanie produktów spalania metanu, butanu i parafiny.
- 12.10. (U) Otrzymywanie etylenu w wyniku depolimeryzacji polietylenu.
- 12.11. (N) Otrzymywanie etylenu przez odwodnienie etanolu stężonym kwasem siarkowym(VI).
- 12.12. (N) Otrzymywanie acetylenu w reakcji karbidu z wodą.
- 12.13. (N) Badanie nienasyconego charakteru etylenu i acetylenu w ich reakcji z wodą bromową i roztworem manganianu(VII) potasu.

- 12.14. (N) Porównanie sposobu spalania acetylenu i etylenu.
12.15. (N) Sucha destylacja węgla kamiennego.
12.16. (U) Badanie obecności związków ołowiu w glebie pobranej w różnych odległościach od ruchliwej jezdni.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczanie składu procentowego związku organicznego na podstawie podanego wzoru sumarycznego.
- ◆ Ustalanie objętości tlenu lub powietrza potrzebnej do spalania zadanej objętości albo masy węglowodoru (bądź mieszaniny węglowodorów o podanym składzie).
- ◆ Ustalenie wzoru związku organicznego na podstawie jego składu i masy molowej.

Skąd jeszcze możemy czerpać energię?

rozdział 13

Poszukiwanie alternatywy dla paliw organicznych przyniosło kilka rozwiązań, wskazujących na możliwość czerpania energii z innych źródeł. Należą do nich m.in. procesy elektrochemiczne i reakcje jądrowe. Problematyka pozyskiwania energii jest we współczesnym świecie na tyle istotna, że powinni się z nią zapoznać również uczniowie kończący edukację chemiczną na etapie kształcenia podstawowego (ogólnego).

Realizację rozdziału rozpoczynamy od zapoznania uczniów z elementami elektrochemii, co wymaga nawiązania do zdobytej wcześniej wiedzy o aktywności metali i o procesie dysocjacji. Działanie ogniw wyjaśniamy na przykładzie ogniwa Daniella. Zrozumienie zachodzących w nim procesów jest podstawą do omówienia ważnego w życiu codziennym zjawiska korozji. Niezbędne wydaje się również przybliżenie uczniom zasady działania ogniw paliwowych, w nawiązaniu do poznanych wcześniej właściwości wodoru i tlenu.

Realizacja treści związanych z energetyką jądrową musi być poprzedzona uzupełnieniem wiadomości o budowie i trwałości jąder atomowych. Szczególnie istotny jest przy tym bilans energetyczny reakcji jądrowych. Oprócz reakcji rozszczepienia jąder potencjalnym źródłem energii jest synteza termojądrowa, co skłania do przybliżenia uczniom zasady tego procesu. Nadrzędnym celem tej części programu jest uświadomienie uczniom, że w przyszłości, przy aktualnej strukturze metod pozyskiwania energii, trudno będzie znaleźć alternatywę dla energetyki jądrowej.

Rozdział zamykają treści związane z innymi sposobami pozyskiwania energii, np. budową elektrowni wodnych, wiatrowych i słonecznych.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Utrwalenie wiadomości o zróżnicowanej aktywności chemicznej metali.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności korzystania z szeregu aktywności metali przy przewidywaniu przebiegu reakcji metali z kwasami i roztworami soli.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Zapoznanie z budową ogniwa galwanicznego i reakcjami zachodzącymi podczas czerpania z niego prądu.
- ◆ Zrozumienie idei działania ogniw paliwowych.
- ◆ Zapoznanie z przyczynami korozji i wpływem różnych czynników na jej przebieg.
- ◆ Pogłębienie zdobytych wcześniej wiadomości na temat budowy jądra atomowego.
- ◆ Poznanie czynników wpływających na trwałość jądra atomowego.
- ◆ Wprowadzenie prawa zachowania materii.
- ◆ Uświadomienie ogromnych rezerw energii drzemiących w jądrze atomowym.
- ◆ Zapoznanie z przebiegiem reakcji rozszczepienia jądra atomowego i bronią jądrową.
- ◆ Wyjaśnienie zasad funkcjonowania elektrowni jądrowej.
- ◆ Wytlumaczenie mechanizmu wyzwalaania energii na Słońcu.
- ◆ Poznanie alternatywnych metod pozyskiwania energii, np.: energii potencjalnej spiętrzonej wody, energii słonecznej, geotermicznej (inaczej geotermalnej) oraz energii wiatru.

Zakres treści

- ◆ Aktywność chemiczna metali, szereg aktywności.
- ◆ Ogniwo galwaniczne.
- ◆ Ogniwa paliwowe.
- ◆ Korozja elektrochemiczna.
- ◆ Budowa jądra atomowego, energia jądrowa.
- ◆ Równoważność masy i energii.
- ◆ Reakcja rozszczepienia jądrowego, energetyka jądrowa.
- ◆ Synteza termojądrowa.
- ◆ Alternatywne źródła energii.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ opisać doświadczenie pozwalające porównać aktywność chemiczną dwóch metali;
- ◆ umieć korzystać z szeregu aktywności metali podczas przewidywania przebiegu reakcji metali z kwasami i roztworami soli;
- ◆ wytłumaczyć mechanizm przepływu prądu przez metale, roztwory elektrolitów i elektrolity stopione;
- ◆ opisać budowę ogniwa galwanicznego;
- ◆ skonstruować ogniwo Daniella;
- ◆ zapisać równania reakcji przebiegających podczas pracy ogniwa Daniella;
- ◆ omówić mechanizm korozji elektrochemicznej stali oraz metody zapobiegania korozji;
- ◆ przedstawić krótką charakterystykę budowy jądra atomowego;
- ◆ omówić czynniki wpływające na trwałość jądra atomowego;

- ◆ wskazać w układzie okresowym pierwiastki, których jądra nie są trwałe;
- ◆ omówić proces rozszczepienia ciężkich jąder atomowych;
- ◆ opisać reakcję syntezy termojądrowej. Wyjaśnić pochodzenie energii słonecznej;
- ◆ opisać pracę elektrowni jądrowej;
- ◆ scharakteryzować alternatywne źródła energii. Opisać sposób przekształcania w energię elektryczną energii potencjalnej i kinetycznej wody, energii wiatru, Słońca i wnętrza Ziemi.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Korzystanie z szeregu aktywności metali, przewidywanie możliwości przebiegu reakcji metali z rozcieńczonymi kwasami tlenowymi, kwasami beztlenowymi oraz solami metali.
- ◆ Omówienie budowy i działania ogniwa Daniella za pomocą foliogramu. Konstruowanie ogniwa Daniella (doświadczenie 13.1).
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu pt. „Aktywność chemiczna metali”, dotyczącego konstrukcji i działania ogniw.
- ◆ Konstruowanie ogniw z zastosowaniem warzyw i owoców (doświadczenie 13.2).
- ◆ Badanie działania ogniw paliwowych (doświadczenie 13.3).
- ◆ Dyskusja na temat mechanizmu korozji elektrochemicznej żelaza (doświadczenie 13.4, 13.5).
- ◆ Wyszukiwanie w dostępnych źródłach informacji danych na temat metod zapobiegania korozji elektrochemicznej.
- ◆ Badanie czynników zmniejszających szybkość korozji (doświadczenie 13.6).
- ◆ Dyskusja na temat budowy jądra atomowego i czynników wpływających na jego trwałość.
- ◆ Prześledzenie diagramów (zamieszczonych w podręczniku) ilustrujących mechanizm reakcji rozszczepienia jąder ciężkich pierwiastków.
- ◆ Omówienie budowy elektrowni jądrowej oraz przedyskutowanie warunków, jakie muszą być spełnione, aby elektrownie te były bezawaryjne i bezpieczne dla środowiska. Dyskusja na temat „Tak lub nie energetyce jądrowej”.
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu na temat reakcji termojądrowych zachodzących na Słońcu.
- ◆ Przygotowanie przez uczniów krótkich wystąpień o alternatywnych źródłach energii.
- ◆ Wycieczka do najbliższej siłowni wiatrowej, geotermalnej lub hydroelektrowni.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 13.1. (N) Konstruowanie ogniwa Daniella.
- 13.2. (U) Budowanie ogniw galwanicznych z kwaszonego ogórka, ziemniaka, pomarańczy oraz dwóch różnych metali, np. cynku i miedzi lub żelaza i srebra.
- 13.3. (N) Elektroliza roztworu kwasu siarkowego(VI) z użyciem elektrod grafitowych. Badanie działania ogniwa wodorowo-tlenowego.
- 13.4. (U) Badanie korozji stali i czynników wpływających na jej szybkość.

13.5. (U) Obserwacja przebiegu korozji stali w kropli słonej wody wobec substancji wykazujących obecność jonów Fe^{2+} i OH^- .

13.6. (U) Wykazanie ochronnego działania powłok antykorozyjnych.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Równoważność masy i energii. Szacowanie ilości energii, którą można uzyskać z podanej ilości masy.

rozdział 14

O negatywnych dla atmosfery skutkach używania niektórych dezodorantów

Realizację treści tego rozdziału rozpoczynamy od wprowadzenia definicji jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów. Należy wyeksponować różnice we właściwościach związków należących do różnych jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów i podobieństwa substancji tego samego szeregu homologicznego. Następnie modelujemy strukturę cząsteczek niektórych fluorowcopochodnych węglowodorów alifatycznych i aromatycznych oraz zapoznujemy uczniów z ich nazewnictwem.

Właściwości fluorowcopochodnych węglowodorów uczniowie poznają, wykonując proste doświadczenia. Szczególną uwagę należy zwrócić na opis reakcji substytucji i eliminacji, pomijając jednak ich mechanizmy – tym problemom poświęcono czas w rozszerzeniu. Należy także zaakcentować, że w reakcji substytucji fluorowcopochodne węglowodorów aromatycznych są mniej reaktywne niż fluorowcopochodne węglowodorów alifatycznych. Opis właściwości chemicznych fluorowcopochodnych powinien pokazywać możliwość ich przekształcenia w inne grupy związków.

Treści tego rozdziału nawiązują do ważnych problemów ekologicznych, takich jak stosowanie środków owadobójczych, freonów oraz zagrożenia dioksynami.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Zapoznanie z budową jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów, wykazanie wpływu grupy funkcyjnej na właściwości pochodnych.
- ◆ Ugruntowanie i poszerzenie umiejętności poprawnego stosowania nomenklatury związków organicznych.
- ◆ Poznanie metod otrzymywania i właściwości fluorowcopochodnych węglowodorów alifatycznych i aromatycznych.
- ◆ Wyjaśnienie przebiegu, podstawowych w chemii organicznej, reakcji substytucji, addycji i eliminacji.
- ◆ Poszerzanie umiejętności eksperymentalnych przez otrzymywanie i badanie właściwości fluorowcopochodnych węglowodorów.
- ◆ Uświadomienie korzyści i zagrożeń wynikających ze stosowania fluorowcopochodnych węglowodorów w przemyśle oraz w życiu codziennym.

Zakres treści

- ◆ Klasyfikacja jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów.
- ◆ Grupy węglowodorowe i grupy funkcyjne.
- ◆ Nazewnictwo fluorowcopochodnych węglowodorów.
- ◆ Otrzymywanie i właściwości fluorowcopochodnych węglowodorów.
- ◆ Zastosowanie fluorowcopochodnych.
- ◆ Freony i ich wpływ na powstawanie tzw. dziury ozonowej.
- ◆ Dioksyny.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ poprawnie stosować nomenklaturę chemiczną w odniesieniu do fluorowcopochodnych węglowodorów;
- ◆ omówić metody otrzymywania fluorowcopochodnych węglowodorów;
- ◆ opisać przebieg reakcji chlorowania metanu pod wpływem światła;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega reakcja substytucji i podać jej przykład;
- ◆ ustalić produkty reakcji przyłączenia bromowodoru i bromu do alkenów;
- ◆ omówić różnice między reakcjami substytucji i addycji;
- ◆ podać treść reguły Markownikowa;
- ◆ na podstawie reguły Markownikowa przewidywać produkty reakcji przyłączenia halogenowodoru do niesymetrycznych alkenów;
- ◆ ustalić produkty reakcji chlorowania toluenu, gdy przebiega ona na świetle i z użyciem katalizatora żelazowego;
- ◆ przewidzieć produkt reakcji chlorowania pochodnych benzenu prowadzonej wobec katalizatora żelazowego;
- ◆ napisać równania reakcji fluorowcopochodnych węglowodorów alifatycznych z wodą, amoniakiem i zasadą;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega reakcja eliminacji;
- ◆ wymienić niebezpieczeństwa płynące z niewłaściwego stosowania środków owadobójczych, np. DDT;
- ◆ wyjaśnić, co oznacza termin: freony, i uzasadnić ich szkodliwość dla ozonosfery;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego powstawanie dziury ozonowej jest niebezpieczne dla życia na Ziemi;
- ◆ odróżniać dostępne na rynku preparaty niezawierające w swym składzie tzw. twardych freonów.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Budowanie modeli jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów.
- ◆ Zilustrowanie za pomocą foliogramu klasyfikacji jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów. Zwrócenie szczególnej uwagi na to, że właściwości związku zależą głównie od rodzaju grupy funkcyjnej zawartej w jego cząsteczce.
- ◆ Dyskusja na temat nazewnictwa fluorowcopochodnych węglowodorów; konfrontacja pomysłów uczniów z zasadami nomenklatury związków organicznych.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Wykrywanie chloru w związkach organicznych (doświadczenie 14.1).
- ◆ Wykazanie niepalności CCl_4 (doświadczenie 14.2). Rozmowa na temat zastosowań tetry.
- ◆ Otrzymywanie wybranych fluorowcopochodnych węglowodorów (doświadczenie 14.3).
- ◆ Badanie właściwości chemicznych wybranych halogenków alkilów (doświadczenie 14.4, 14.5, 14.6).
- ◆ Omówienie działania fizjologicznego niektórych fluorowcopochodnych węglowodorów, np. DDT, i wynikającego stąd jego zastosowania jako środka owadobójczego.
- ◆ Analiza diagramów zmian stężenia ozonu w górnych warstwach atmosfery. Wyszukiwanie w literaturze popularnonaukowej, czasopismach i Internecie informacji na temat szkodliwości freonów i możliwości zastępowania ich innymi – bezpieczniejszymi dla środowiska – substancjami.
- ◆ obejrzenie fragmentu filmu omawiającego problematykę ubytku ozonu w górnych warstwach atmosfery.
- ◆ Rozmowa na temat sposobów ograniczenia wpływu szkodliwego promieniowania ultrafioletowego na organizm człowieka.
- ◆ Zwrócenie uwagi na oznakowanie towarów, niezawierających tzw. twardych freonów. Kolekcjonowanie opakowań po artykułach niezawierających twardych freonów.
- ◆ Wyszukiwanie (w podręczniku) danych na temat szkodliwości dioksyn.
- ◆ Rozwiązywanie zadań dotyczących stechiometrii reakcji substytucji, addycji i eliminacji.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 14.1. (U) Wykrywanie chloru w związkach organicznych.
- 14.2. (N) Wykazanie niepalności tetry (CCl_4) i porównanie jej z tlenkiem węgla(IV).
- 14.3. (N) Otrzymywanie bromku heksylu.
- 14.4. (N) Reakcja 1-bromopropanu lub innej fluorowcopochodnej alkanu z alkoholowym roztworem KOH.
- 14.5. (N) Reakcja etylenu z bromem.
- 14.6. (N) Reakcja 1,2-dibromoetanu z cynkiem.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji przebiegających z udziałem halogenopochodnych węglowodorów.

Alkohole, czyli kilka słów o tajnikach produkcji dobrego wina

rozdział 15

Głównym celem realizacji tego rozdziału jest poszerzenie zdobytej w gimnazjum wiedzy uczniów na temat budowy alkoholi, ich nazewnictwa i właściwości oraz przyswojenie elementarnych wiadomości z zakresu chemii aldehydów, ketonów i fenoli. Omówienie produkcji spirytusu powinno poprzedzać analizę budowy cząsteczki etanolu. Niezbędne jest zaakcentowanie problematyki negatywnego oddziaływania alkoholu na organizm człowieka. Mechanizm utleniania alkoholu w organizmie stanowi punkt wyjścia do zapoznania uczniów z aldehydami i ketonami, jest to jednocześnie okazja do omówienia rzędowości alkoholi.

Zaproponowana koncepcja dydaktyczna zakłada, że młodzież przewiduje, na podstawie charakteru wiązań, właściwości chemiczne związków, a następnie eksperymentalnie weryfikuje sformułowane hipotezy. W działach tym eksponowane są treści dotyczące struktury cząsteczek oraz wpływu grup funkcyjnych i oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości substancji. Kształcące jest wyszukiwanie poznanych elementów struktury (np. grup hydroksylowych) w złożonych cząsteczkach związków o znaczeniu biologicznym, takich jak cholesterol.

Wiadomości o budowie i właściwościach fenoli należy ograniczyć do benzenolu. Wyniki przeprowadzonych doświadczeń powinny uświadomić uczniom, że mimo obecności w cząsteczkach alkoholi i fenoli wspólnego elementu (grupy hydroksylowej) należą one do odrębnych typów związków.

Podsumowaniem rozdziału może być wycieczka nad rzekę, staw lub jezioro w celu oznaczenia zawartości w wodzie szkodliwych fenoli.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Ugruntowanie umiejętności stosowania nomenklatury związków organicznych i poszerzenie jej o alkohole, aldehydy, ketony oraz fenole.
- ◆ Dostrzeganie wpływu oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości fizyczne substancji, na przykładzie alkoholi i aldehydów.
- ◆ Zapoznanie z historią produkcji etanolu i metanolu. Poznanie laboratoryjnych i przemysłowych metod otrzymywania alkoholu etylowego i metylowego.
- ◆ Pogłębienie, zdobytej w gimnazjum, wiedzy o budowie alkoholi i jej wpływie na ich właściwości fizyczne i chemiczne.
- ◆ Rozwijanie umiejętności eksperymentalnych poprzez badanie właściwości fizycznych i chemicznych alkoholi.
- ◆ Analizowanie negatywnego wpływu alkoholu na organizm człowieka.
- ◆ Zrozumienie mechanizmu usuwania trującego etanolu z organizmu człowieka.
- ◆ Zapoznanie z budową produktów utleniania alkoholi – aldehydów i ketonów.
- ◆ Poznanie właściwości i zastosowań glikolu etylenowego i glicerolu.
- ◆ Wykazanie, że niektóre substancje o dużym znaczeniu biologicznym, np. sterydy, są alkoholami.
- ◆ Udowodnienie różnic we właściwościach alkoholi i fenoli.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Wykształcenie umiejętności przewidywania wpływu pierścienia aromatycznego na właściwości fenoli.
- ◆ Wykształcenie umiejętności stosowania reguły podstawników do przewidywania produktów reakcji podstawienia w pierścieniu aromatycznym, np. chlorowania fenolu.
- ◆ Poznanie wpływu fenoli na środowisko naturalne.

Zakres treści

- ◆ Budowa i nazewnictwo alkoholi.
- ◆ Przykłady alkoholi o znaczeniu biologicznym (sterydy, cholesterol).
- ◆ Rzędowość alkoholi.
- ◆ Metanol i etanol – otrzymywanie, właściwości i zastosowanie.
- ◆ Trujące właściwości alkoholi, choroba alkoholowa.
- ◆ Ogólne metody otrzymywania alkoholi.
- ◆ Właściwości fizyczne alkoholi – wiązanie wodorowe.
- ◆ Utlenianie alkoholi do aldehydów i ketonów.
- ◆ Glikol etylenowy i glicerol, właściwości i zastosowanie.
- ◆ Fenol – budowa, właściwości i zastosowanie.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego działu uczeń powinien:

- ◆ nazwać proste alkohole jedno- i wielowodorotlenowe, aldehydy, ketony i fenole;
- ◆ omówić najważniejsze metody otrzymywania metanolu i etanolu;
- ◆ zbadać właściwości fizyczne i chemiczne etanolu;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego wodny roztwór alkoholu ma odczyn obojętny i nie przewodzi prądu elektrycznego;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego etanol jest szkodliwy dla zdrowia;
- ◆ w podanej grupie związków wskazać alkohole I-, II- i III-rzędowe;
- ◆ wyjaśnić różnice w przebiegu reakcji utlenienia alkoholi o różnej rzędowości;
- ◆ mając podany wzór cholesterolu, wykazać, że należy on do grupy alkoholi;
- ◆ opisać budowę aldehydu octowego jako produktu utleniania etanolu;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega wykrywanie alkoholu we krwi kierowców;
- ◆ wykazać różnice i podobieństwa w budowie aldehydu octowego i acetonu;
- ◆ porównać właściwości fizyczne i chemiczne etanolu, glikolu etylenowego i glicerolu;
- ◆ podać przykład reakcji, za pomocą której można odróżnić alkohole od fenoli;
- ◆ wyjaśnić różnice we właściwościach chemicznych alkoholi i fenoli;
- ◆ przewidzieć produkty reakcji chlorowania fenolu;
- ◆ opisać najważniejsze zastosowania metanolu, etanolu i fenolu;
- ◆ wytłumaczyć negatywny wpływ fenoli na stan jakości wód powierzchniowych;
- ◆ obliczyć ilość tlenu lub powietrza potrzebną do spalenia podanej ilości alkoholu.

Procedury osiągnięcia celów (proponycje do wyboru)

- ◆ Próba opracowania sposobu nazywania alkoholi jedno- i wielowodorotlenowych, aldehydów, ketonów i fenoli. Weryfikacja propozycji uczniów na podstawie zasad nomenklatury IUPAC.
- ◆ Otrzymywanie etanolu (doświadczenie 15.1) i wykazanie ruchliwości jednego z sześciu atomów wodoru jego cząsteczki (doświadczenie 15.2).
- ◆ Badanie właściwości fizycznych alkoholi (doświadczenie 15.3).
- ◆ Analiza właściwości fizycznych alkoholi I-rzędowych (od metanolu do dekanolu) i próba wytłumaczenia zaobserwowanej zależności.
- ◆ Modelowanie budowy cząsteczek alkoholi i oddziaływań międzycząsteczkowych. Dyskusja nad przyczynami dobrej rozpuszczalności w wodzie niższych alkoholi i zlej – wyższych.
- ◆ Udowodnienie obecności metanolu w produktach suchej destylacji drewna (doświadczenie 15.4).
- ◆ Badanie właściwości chemicznych alkoholi (doświadczenie 15.5, 15.6, 15.7).
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu o oddziaływaniu etanolu na organizm człowieka.
- ◆ Utlenianie alkoholi i analiza struktury ich produktów (doświadczenia 15.8, 15.9).
- ◆ Dyskusja na temat: *Alkohol – przyjaciel czy wróg człowieka?*
- ◆ Badanie właściwości metanolu i acetonu (doświadczenie 15.10).
- ◆ Badanie właściwości fizycznych i chemicznych glicerolu (doświadczenie 15.11, 15.12, 15.13).
- ◆ Próba przewidywania właściwości fizycznych i chemicznych fenolu. Doświadczalna weryfikacja hipotez uczniowskich (doświadczenie 15.14, 15.15, 15.16).
- ◆ Omówienie zastosowania fenolu do produkcji żywic fenolowo-formaldehydowych (doświadczenie 15.17).
- ◆ Oznaczanie zawartości fenoli w wodach powierzchniowych i ściekach (doświadczenie 15.18).
- ◆ Rozwiązywanie zadań rachunkowych – obliczenia na podstawie stechiometrii równań reakcji, np. spalania alkoholi.

Doświadczenia (proponycje do wyboru)

- 15.1. (N) Destylacja wina. Wykrywanie obecności etanolu w winie lub w piwie.
- 15.2. (N) Reakcja etanolu z sodem.
- 15.3. (U) Badanie właściwości fizycznych alkoholi.
- 15.4. (N) Sucha destylacja drewna.
- 15.5. (N) Reakcja metanolu lub etanolu z bromowodorem.
- 15.6. (N) Otrzymywanie boranu trimetylu (lub trietylu).
- 15.7. (U) Wykrywanie dwutlenku węgla i wody w produktach spalania etanolu.
- 15.8. (N) Utlenianie etanolu tlenkiem miedzi(II).
- 15.9. (N) Utlenianie alkoholi dichromianem(VI) potasu.
- 15.10. (N) Badanie właściwości metanolu (redukcujących właściwości) i acetonu.
- 15.11. (U) Badanie właściwości fizycznych glicerolu.
- 15.12. (N) Reakcja glicerolu z sodem.

- 15.13. (U) Reakcja glicerolu z wodorotlenkiem miedzi(II). Wykrywanie glicerolu w preparatach kosmetycznych.
- 15.14. (N) Badanie właściwości fizycznych fenolu (benzenolu).
- 15.15. (N) Badanie właściwości kwasowych fenolu.
- 15.16. (N) Bromowanie fenolu.
- 15.17. (N) Otrzymywanie żywicy fenolowo-formaldehydowej.
- 15.18. (U) Wykrywanie fenoli w wodach powierzchniowych i ściekach w reakcji z solami żelaza(III).

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji przebiegających z udziałem alkoholi, fenoli, aldehydów i ketonów.

rozdział 16

**Opowieść o mrówkach, pszczołach i pokrzywach,
czyli w królestwie kwasów karboksylowych**

Dane faktograficzne tego rozdziału ograniczamy do wiadomości o najważniejszych, znanych uczniom z życia codziennego, przedstawicielach alifatycznych i aromatycznych kwasów karboksylowych. Realizację treści rozpoczynamy od dyskusji na temat kwaśnienia wina i doświadczenia, w którym utleniaamy alkohol etylowy manganianem(VII) potasu, stwierdzając w produktach obecność kwasu octowego. Reakcja utleniania etanolu stanowi klamrę łączącą poznane wcześniej alkohole z aldehydami i kwasami karboksylowymi. Analizując budowę cząsteczki kwasu octowego, uczniowie powinni dostrzec, że bezpośrednie sąsiedztwo grupy karbonylowej wpływa na wiązanie $-O-H$, tj. zwiększa jego jonowy charakter, a zatem umożliwia dysocjację kwasu w roztworze wodnym.

Dalsze doświadczenia: badanie odczynu, przewodnictwa elektrycznego oraz reakcje z metalami, tlenkami i wodorotlenkami metali dowodzą podobieństwa właściwości kwasów karboksylowych do kwasów nieorganicznych. Reakcja kwasu octowego z węglanem sodu przekonuje uczniów, że kwas octowy jest mocniejszy niż węglowy. Doświadczenie to stanowi także pretekst do postawienia pytania o moc kwasów karboksylowych. W tym miejscu można odwołać się do opisu reakcji dysocjacji słabych elektrolitów z uwzględnieniem stopnia dysocjacji.

Niezbędne jest przyswojenie przez uczniów nomenklatury kwasów karboksylowych, czemu powinno towarzyszyć poznanie pochodzenia nazw zwyczajowych.

Wyższe kwasy tłuszczowe powinny być omówione w kontekście znaczenia ich soli. Istotną treścią tego działu jest mechanizm mycia i prania, jego ogromne znaczenie w życiu codziennym zmusza do wyjaśnienia go uczniom. Modelowanie działania środków powierzchniowo czynnych i obejrzenie fragmentu filmu na ten temat ułatwi młodzieży zrozumienie tych problemów.

Badanie odczynu i smaku kwaśnego mleka, kwaszonych ogórków i kiszzonej kapusty pozwala zapoznać uczniów z kwasem mlekowym. Związek ten jest przykła-

dem dwufunkcyjnej pochodnej węglowodorów, gdyż w jego cząsteczce oprócz grupy karboksylowej znajduje się także grupa hydroksylowa. Warto omówić inne przykłady związków o znaczeniu biologicznym lub ciekawych zastosowaniach, należących do grupy hydroksykwasów i kwasów dikarboksylowych.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Ugruntowanie umiejętności stosowania nomenklatury związków organicznych i poszerzenie jej o kwasy karboksylowe i ich sole.
- ◆ Zwrócenie uwagi na powszechną obecność kwasów karboksylowych w otoczeniu człowieka.
- ◆ Rozwijanie umiejętności przewidywania właściwości chemicznych związków organicznych na podstawie znajomości budowy ich cząsteczek.
- ◆ Porównanie właściwości chemicznych kwasów karboksylowych i kwasów nieorganicznych.
- ◆ Zapoznanie z budową, właściwościami i funkcjami biologicznymi hydroksykwasów.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności eksperymentalnych poprzez badanie właściwości fizycznych i chemicznych kwasów karboksylowych.
- ◆ Rozwijanie umiejętności korzystania z pojęcia stopnia dysocjacji i stosowania go w obliczeniach.
- ◆ Poznanie mechanizmu działania substancji powierzchniowo czynnych.
- ◆ Zrozumienie mechanizmu oddziaływania mydła z twardą wodą.

Zakres treści:

- ◆ Budowa i nazewnictwo prostych kwasów karboksylowych.
- ◆ Kwas mrówkowy i octowy.
- ◆ Hydroksykwasy – kwas mlekowy i salicylowy.
- ◆ Właściwości fizyczne i chemiczne kwasów karboksylowych.
- ◆ Sole kwasów karboksylowych.
- ◆ Kwasy tłuszczowe, mydła.
- ◆ Mechanizm mycia i prania.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ wymienić źródła kwasów karboksylowych w przyrodzie;
- ◆ wyjaśnić przyczynę kwaśnienia wina;
- ◆ stosować nomenklaturę chemiczną w odniesieniu do kwasów karboksylowych i ich soli;
- ◆ wskazać grupę karboksylową i resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych;
- ◆ pisać równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów karboksylowych;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego wodny roztwór kwasu octowego ma odczyn kwasowy;
- ◆ zaprojektować i przeprowadzić doświadczenia ilustrujące podobieństwa właściwości kwasów nieorganicznych i kwasów karboksylowych;

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ zaprojektować i wykonać doświadczenie dowodzące, że kwas octowy jest słabszy od kwasu siarkowego(VI) i mocniejszy od węglowego;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego reakcję dysocjacji kwasu octowego zaliczamy do reakcji odwracalnych;
- ◆ znając stopień dysocjacji, obliczyć stężenie jonów wodorowych w roztworze kwasu karboksylowego o podanym stężeniu;
- ◆ na przykładzie hydrokwasów wyjaśnić budowę dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów;
- ◆ omówić występowanie kwasu mlekowego w przyrodzie i jego funkcje w organizmach;
- ◆ wytłumaczyć przyczynę zasadowego odczynu wodnego roztworu octanu sodu i mydła;
- ◆ opisać budowę mydeł;
- ◆ wyjaśnić mechanizm mycia i prania.

Procedury osiągnięcia celów (proponowane do wyboru)

- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat występowania kwasów karboksylowych w przyrodzie.
- ◆ Przypomnienie budowy poznanych w gimnazjum kwasów – kwasu mrówkowego i octowego. Tworzenie wzorów strukturalnych kolejnych związków szeregu homologicznego kwasów karboksylowych.
- ◆ Modelowanie cząsteczek niższych kwasów karboksylowych; próba wyróżnienia grupy węglowodorowej, karboksylowej i reszty kwasowej.
- ◆ Udowodnienie, że produktami utleniania alkoholi mogą być kwasy karboksylowe (doświadczenie 16.1).
- ◆ Badanie właściwości fizycznych kwasu octowego (doświadczenie 16.2); próba wyjaśnienia obserwacji. Modelowanie równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej niższych kwasów karboksylowych.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie prostych zadań rachunkowych z uwzględnieniem stopnia dysocjacji.
- ◆ Analiza charakteru wiązań w cząsteczkach kwasów karboksylowych; dyskusja na temat zdolności kwasów do reagowania z zaproponowanymi przez uczniów substancjami. Doświadczalna weryfikacja hipotez (doświadczenie 16.3).
- ◆ Rozmowa na temat mocy kwasu octowego i siarkowego(VI) (doświadczenie 16.4).
- ◆ Zestawienie właściwości chemicznych kwasów nieorganicznych i organicznych.
- ◆ Analiza danych fizykochemicznych dotyczących właściwości kwasów karboksylowych.
- ◆ Rozmowa na temat przyczyn redukujących właściwości kwasu mrówkowego (doświadczenie 16.5).
- ◆ Badanie właściwości kwasów tłuszczowych (doświadczenie 16.6, 16.7).
- ◆ Opis zachowania mydła w twardej wodzie (doświadczenie 16.8).
- ◆ Wyszukiwanie w dostępnych źródłach informacji danych na temat twardości wody.
- ◆ Referaty uczniów na temat sposobów zmniejszania twardości wody.

- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat mechanizmu mycia i prania.
- ◆ Modelowanie procesu działania środków powierzchniowo czynnych; wyróżnienie fragmentu hydrofilowego i hydrofobowego w cząsteczce mydła.
- ◆ Stwierdzenie obecności kwasu w zsiadłym mleku, kwaszonych ogórkach i kiszzonej kapuście. Rozmowa na temat właściwości związku chemicznego, w którego cząsteczkach znajdują się dwie grupy funkcyjne.
- ◆ Otrzymywanie hydroksykwasów i badanie ich właściwości (doświadczenie 16.9, 16.10).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 16.1. (U) Utlenianie etanolu manganianem(VII) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI).
- 16.2. (N) Badanie przewodnictwa elektrycznego i odczynu wodnego roztworu kwasu octowego.
- 16.3. (U) Reakcja kwasu octowego z magnezem, tlenkiem miedzi(II), wodorotlenkiem sodu i węglanem sodu.
- 16.4. (U) Porównanie mocy kwasu octowego i siarkowego(VI).
- 16.5. (U) Utlenianie kwasu mrówkowego manganianem(VII) potasu.
- 16.6. (U) Reakcja kwasu stearynowego z wodorotlenkiem sodu i tlenkiem miedzi(II).
- 16.7. (U) Porównanie właściwości nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych o tej samej długości łańcucha węglowego.
- 16.8. (U) Otrzymywanie nierozpuszczalnych mydeł wapnia, magnezu i żelaza(III).
- 16.9. (U) Utlenianie kwasu mlekowego manganianem(VII) potasu.
- 16.10. (U) Otrzymywanie kwasu salicylowego w wyniku utleniania kwasu benzoowego nadtlaniem wodoru.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia z uwzględnieniem stopnia i stałej dysocjacji. Ustalanie stężenia jonów wodorowych w roztworze kwasu karboksylowego o zadanym stężeniu.
- ◆ Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji przebiegających z udziałem kwasów karboksylowych.

W świecie zapachów, czyli co każdy z nas powinien wiedzieć o estrach

rozdział 17

W tym rozdziale zapoznajemy młodzież z pochodnymi węglowodorów o znaczeniu biologicznym. Głównym jego celem jest przybliżenie uczniom budowy i funkcji glicerydów. Stworzeniem sytuacji problemowej będzie postawienie pytania: *Czy kwasy karboksylowe reagują z alkoholami?* Wynik doświadczenia, w którym kwas octowy reaguje z etanolem wobec stężonego kwasu siarkowego(VI), pomoże uczniom udzielić właściwej odpowiedzi. Zmiana zabarwienia bezwodnego siarczynu(VI) miedzi, dodanego do mieszaniny reakcyjnej, z koloru białego na niebieski i charaktery-

PROGRAM NAUCZANIA

styczny zapach produktu dowodzi tworzenia nowego związku o odmiennych właściwościach.

Modelowanie przebiegu reakcji kwasu z alkoholem ułatwi dodatkowo zrozumienie budowy estrów i struktury wiązania estrowego. W dalszej części zapoznamy młodzież z charakterystycznym zapachem estrów i zachęcamy do dyskusji na temat występowania estrów w przyrodzie i ich zastosowań. Teraz uczniowie powinni poznać skład kosmetyków i zasady tworzenia kompozycji zapachowych, czemu służy obszerny fragment podręcznika.

Kolejnym elementem realizacji programu jest omówienie właściwości estrów, ze szczególnym zaakcentowaniem reakcji ich rozkładu pod wpływem wodnego roztworu zasady sodowej. Kluczowym momentem tego działu jest poznanie budowy glicerydów. Przeprowadzenie reakcji zmydlenia tłuszczu i badanie jej produktów (za pomocą wcześniej poznanych reakcji) pozwala stwierdzić obecność glicerolu i mydła.

Rozdział zamyka opis budowy i właściwości estrów tlenowych kwasów nieorganicznych.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Ugruntowanie umiejętności nazywania związków chemicznych i poszerzenie jej o estry kwasów karboksylowych i nieorganicznych kwasów tlenowych.
- ◆ Wykazanie powszechności występowania estrów w przyrodzie w postaci wosków i glicerydów.
- ◆ Rozwijanie umiejętności opisu reakcji odwracalnych na przykładzie reakcji estryfikacji.
- ◆ Zapoznanie z budową i właściwościami aspiryny.
- ◆ Omówienie budowy estrów glicerolu i kwasów tłuszczowych oraz reakcji glicerydów z zasadami prowadzącej do otrzymywania mydeł.
- ◆ Poznanie sposobu przemysłowego przekształcania tłuszczów ciekłych w stałe.
- ◆ Wyjaśnienie mechanizmu jełczenia tłuszczów.
- ◆ Zapoznanie z właściwościami detergentów; zrozumienie przyczyn skuteczności ich działania także w twardej wodzie.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych poprzez rozwiązywanie zadań stechiometrycznych opartych na równaniach reakcji, których substratami lub produktami są estry.
- ◆ Poznanie roli trójazotanu(V) glicerolu i dynamitu w historii cywilizacji.
- ◆ Poznanie przykładowych zastosowań estrów kwasu azotowego(V) w medycynie.
- ◆ Przybliżenie sylwetki Alfreda Nobla i idei jego nagrody.

Zakres treści

- ◆ Budowa, właściwości i zastosowanie estrów.
- ◆ Reakcja estryfikacji.
- ◆ Aspiryna.
- ◆ Glicerydy jako estry glicerolu i kwasów tłuszczowych.

- ◆ Tłuszcze roślinne i zwierzęce.
- ◆ Właściwości glicerydów, reakcje zmydlania i utwardzania tłuszczów.
- ◆ Estry kwasu siarkowego(VI) – detergenty.
- ◆ Estry kwasu azotowego(V) – nitrogliceryna, dynamit.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ nazwać proste estry kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych;
- ◆ znając nazwę estru, narysować jego wzór strukturalny i zbudować model cząsteczki;
- ◆ napisać równanie reakcji estryfikacji podanego kwasu i alkoholu oraz nazwać otrzymany ester;
- ◆ w podanym wzorze strukturalnym estru wskazać wiązanie estrowe;
- ◆ napisać równania reakcji spalania estru;
- ◆ omówić najważniejsze zastosowania estrów;
- ◆ podać przykłady estrów występujących w przyrodzie;
- ◆ narysować wzór strukturalny aspiryny;
- ◆ opisać budowę glicerydów;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie wykazujące nienasycony charakter oleju jadalnego;
- ◆ opisać proces utwardzania tłuszczów ciekłych;
- ◆ wyjaśnić przebieg reakcji zmydlania tłuszczów;
- ◆ wytłumaczyć proces jełczenia tłuszczów;
- ◆ wytłumaczyć przyczynę właściwości powierzchniowo czynnych detergentów;
- ◆ odróżnić wzory związków nitrowych od wzorów estrów kwasu azotowego(V) i kwasu azotowego(III).

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Dyskusja na temat możliwości zbadania przebiegu reakcji kwasu z alkoholem. Doświadczalna weryfikacja hipotez (doświadczenie 17.1, 17.2).
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat przebiegu reakcji estryfikacji. Modelowanie reakcji kwasu karboksylowego z alkoholem.
- ◆ Badanie reakcji estru z wodą wobec zasad i kwasów (doświadczenie 17.3).
- ◆ Badanie zapachu wybranych estrów. Rozmowa na temat składu i działania perfum.
- ◆ Dyskusja na temat działania farmakologicznego kwasu salicylowego i jego pochodnych.
- ◆ Udowodnienie budowy glicerydów na podstawie składu produktów ich zmydlania (doświadczenie 17.4).
- ◆ Badanie właściwości fizycznych tłuszczów (doświadczenie 17.5).
- ◆ Badanie nienasyconego charakteru tłuszczu roślinnego (doświadczenie 17.6).
- ◆ Odnajdywanie w literaturze danych na temat występowania estrów w przyrodzie.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Analiza składu preparatów do mycia i prania. Stwierdzenie obecności w nich estrów kwasu siarkowego(VI).
- ◆ *Czy wszystkie środki powierzchniowo czynne ulegają biodegradacji?* Przygotowanie referatu na podstawie dostępnych źródeł informacji.
- ◆ Badanie struktury cząsteczki aspiryny (doświadczenie 17.7).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 17.1. (N) Wykrywanie estru i wody w produktach reakcji etanolu z kwasem octowym.
- 17.2. (U) Otrzymywanie benzoesu etylu.
- 17.3. (U) Reakcja octanu etylu z roztworem wodorotlenku sodu i kwasem siarkowym(VI).
- 17.4. (N) Zmydlanie tłuszczów. Wykrywanie glicerolu i mydła w produktach reakcji.
- 17.5. (U) Badanie rozpuszczalności tłuszczów w wodzie i wybranych rozpuszczalnikach organicznych.
- 17.6. (U) Reakcja oleju jadalnego z wodą bromową i roztworem manganianu(VII) potasu.
- 17.7. (U) Badanie struktury aspiryny na podstawie produktów jej reakcji z wodą wobec H_2SO_4 i NaOH.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji przebiegających z udziałem estrów.

rozdział 18

Z wizytą w aptece, czyli trochę więcej poplątanej chemii

W tym rozdziale omawiane są związki organiczne zawierające azot. Realizację treści rozpoczynamy od przypomnienia budowy i zasadowych właściwości amoniaku. Modelowanie cząsteczek metyloaminy i aniliny powinno pozwolić uczniom dostrzec podobieństwo struktury oraz właściwości amin i amoniaku.

Problematykę uzależnień od narkotyków omawiamy, odwołując się do budowy alkaloidów z grupy morfiny. Analizując wzór cząsteczki aniliny, młodzież powinna dojść do wniosku, że o jej właściwościach decydują grupa aminowa oraz pierścień benzenowy. Redukcja z kwasem i wodą bromową potwierdza ten wniosek.

Po omówieniu amin przystępujemy do opisu budowy i właściwości aminokwasów, które traktujemy jako dwufunkcyjne pochodne węglowodorów. Kluczową treścią tej części programu jest amfoteryczny charakter tych związków. Obecność dwóch grup funkcyjnych o przeciwstawnym charakterze kwasowo-zasadowym powinna skłonić uczniów do przypuszczenia, że związki te mogą reagować zarówno z kwasem, jak i z zasadą.

Modelowanie reakcji kondensacji cząsteczek aminokwasów pozwala wprowadzić uczniów w tematykę chemii peptydów. W tym miejscu zapoznajemy młodzież z funkcjami biologicznymi najprostszych peptydów hormonalnych. Amidy kwarco- we omawiamy na przykładzie acetamidu i mocznika.

Rozdział zamykają treści potrzebne do zrozumienia budowy i funkcji kwasów nukleinowych, czyli informacje o najprostszych związkach heterocyklicznych. Nauczyciel prezentuje za pomocą foliogramów wzory m.in. puryny i pirymidyny, zwracając uwagę uczniów, że trwałe pierścień organiczny może zawierać inne niż węgiel atomy, np. azotu. Ważne jest nie to, by uczniowie zapamiętali wzory tych związków, ale aby analizując ich budowę, umieli ustalić właściwości.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Zapoznanie z niektórymi związkami organicznymi zawierającymi azot.
- ◆ Poznanie ważniejszych osiągnięć chemii organicznej na przykładzie syntezy antybiotyków.
- ◆ Poszerzenie umiejętności nazywania związków organicznych o aminy, amidy i aminokwasy.
- ◆ Rozwijanie umiejętności przewidywania właściwości związków organicznych na podstawie znajomości budowy ich cząsteczek.
- ◆ Uświadomienie, że aminy są pochodnymi amoniaku i że ich właściwości są podobne do właściwości tego związku.
- ◆ Wykazanie, że alkaloidy morfinowe, występujące w przyrodzie, są aminami.
- ◆ Zapoznanie z budową najważniejszych związków heterocyklicznych i ich pochodnych. Przedstawienie budowy nikotyny.
- ◆ Uświadomienie niebezpieczeństw związanych z uzależnieniem od narkotyków i nikotyny.
- ◆ Ugruntowanie wiedzy o dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów; poznanie budowy i właściwości najprostszych aminokwasów.
- ◆ Wykazanie zdolności aminokwasów do ulegania reakcji kondensacji, w wyniku której otrzymuje się dipeptydy i polipeptydy.
- ◆ Zapoznanie z ważniejszymi hormonami peptydowymi.
- ◆ Zrozumienie budowy amidów kwasowych.
- ◆ Poznanie właściwości i zastosowań mocznika.
- ◆ Przybliżenie sylwetki Aleksandra Fleminga. Przedstawienie budowy i biologicznego działania penicyliny.

Zakres treści

- ◆ Metyloamina i anilina jako przedstawiciele najprostszych amin.
- ◆ Amidy kwasów karboksylowych.
- ◆ Mocznik jako najważniejszy amid kwasu nieorganicznego.
- ◆ Wewnątrzcząsteczkowe amidy – budowa penicyliny.
- ◆ Budowa i nazewnictwo aminokwasów.
- ◆ Aminokwasy białkowe.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Właściwości fizyczne i chemiczne aminokwasów.
- ◆ Kondensacja aminokwasów, wiązanie peptydowe.
- ◆ Ważniejsze hormony peptydowe.
- ◆ Związki heterocykliczne i ich pochodne.
- ◆ Nikotyna.
- ◆ Nikotynizm i narkomania.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ podać nazwy systematyczne najprostszych amin, amidów kwasowych i aminokwasów;
- ◆ rozpoznawać wzory amin, amidów kwasowych i aminokwasów;
- ◆ omówić budowę grupy aminowej i amidowej;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego amidy kwasowe są jednofunkcyjnymi, a aminokwasy dwufunkcyjnymi pochodnymi węglowodorów;
- ◆ wyjaśnić, pisząc odpowiednie równania reakcji, podobieństwo amin do amoniaku;
- ◆ wskazać przykłady reakcji chemicznych aniliny przebiegających w pierścieniu benzenowym i z udziałem grupy aminowej;
- ◆ obliczyć stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze aminy z uwzględnieniem stopnia i stałej dysocjacji;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego niektóre aminokwasy nazywamy białkowymi;
- ◆ wykazać, pisząc odpowiednie równania reakcji, amfoteryczny charakter aminokwasów;
- ◆ napisać równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów i wskazać wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie, pozwalające wykryć w badanym związku obecność wiązania peptydowego;
- ◆ zapisać równania reakcji acetamidu z wodą w środowisku kwaśnym i środowisku zasadowym;
- ◆ przeprowadzić reakcję kondensacji mocznika i stwierdzić obecność wiązania peptydowego w otrzymanym produkcie;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego mocznik używany jest jako nawóz sztuczny;
- ◆ na podstawie budowy cząsteczki penicyliny, wytłumaczyć jej aktywność biologiczną;
- ◆ mając wzór nikotyny, wytłumaczyć, dlaczego zaliczamy ją do związków heterocyklicznych.

Procedury osiągnięcia celów (proponycje do wyboru)

- ◆ Przypomnienie budowy i właściwości amoniaku. Modelowanie struktury cząsteczek amin alifatycznych i aromatycznych oraz próba przewidywania ich właściwości. Sprawdzenie doświadczalne słuszności przewidywań (doświadczenie 18.1).

- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań z uwzględnieniem stopnia dysocjacji amin.
- ◆ Odnajdywanie grup aminowych we wzorach alkaloidów morfinowych.
- ◆ Przedyskutowanie różnic we właściwościach amin alifatycznych i aromatycznych. Potwierdzenie obecności pierścienia benzenowego w cząsteczce aniliny (doświadczenie 18.2).
- ◆ obejrzenie fragmentu filmu na temat budowy aminokwasów i ich podziału na białkowe i niebiałkowe.
- ◆ Badanie właściwości aminokwasów; wyprowadzenie wniosku, że są to związki o budowie jonowej (doświadczenie 18.3, 18.4). Zapisywanie wzorów aminokwasów w postaci jonowej.
- ◆ Modelowanie reakcji kondensacji aminokwasów. Próba zapisania równania reakcji kondensacji dwóch cząsteczek glicyny oraz jednej cząsteczki glicyny i jednej cząsteczki alaniny. Dyskusja na temat ilości możliwych produktów reakcji. Wskazanie wiązania peptydowego w uzyskanych produktach.
- ◆ Przeczytanie z podręcznika tekstu na temat budowy i funkcji peptydów hormonalnych.
- ◆ Analiza budowy amidów kwasów karboksylowych i mocznika.
- ◆ Badanie właściwości amidu kwasu octowego (doświadczenie 18.5, 18.6).
- ◆ Badanie właściwości fizycznych i chemicznych mocznika (doświadczenie 18.7, 18.8, 18.9).
- ◆ Obliczenie zawartości procentowej azotu w moczniku. Wykazanie skuteczności stosowania mocznika jako nawozu sztucznego zawierającego łatwo przyswajalny przez rośliny azot.
- ◆ Przedstawienie, za pomocą foliogramu, budowy prostych związków heterocyklicznych. Analiza budowy cząsteczki nikotyny, podanie informacji o jej wyjątkowej szkodliwości dla zdrowia.
- ◆ Rozmowa na temat uzależnień od narkotyków i nikotyny. Doświadczalne wykazanie szkodliwości palenia papierosów (doświadczenie 18.10, 18.11).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 18.1. (N) Reakcja aniliny z kwasem solnym.
- 18.2. (N) Reakcja aniliny z wodą bromową.
- 18.3. (U) Badanie właściwości fizycznych glicyny.
- 18.4. (U) Reakcja glicyny z kwasem solnym i wodorotlenkiem sodu.
- 18.5. (U) Badanie właściwości fizycznych acetamidu.
- 18.6. (U) Reakcja acetamidu z wodą w obecności kwasu siarkowego(VI) i zasady sodowej.
- 18.7. (U) Badanie właściwości fizycznych mocznika.
- 18.8. (U) Reakcja mocznika z wodą w obecności kwasu siarkowego(VI) i zasady sodowej.
- 18.9. (U) Kondensacja mocznika. Wykrywanie obecności wiązania peptydowego w produkcie.

- 18.10. (N) Wykazanie obecności substancji szkodliwych dla zdrowia w dymie papierosowym.
- 18.11. (N) Sucha destylacja tytoniu.
- 18.12. (U) Identyfikacja związków organicznych na podstawie ich reakcji charakterystycznych.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia z uwzględnieniem stopnia i stałej dysocjacji amin.
- ◆ Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji przebiegających z udziałem: amin, amidów kwasowych i aminokwasów.

rozdział 19

Jak zbudowane są najważniejsze cząsteczki życia?

Treści tego rozdziału dotyczą m.in. wielkocząsteczkowych związków o znaczeniu biologicznym. Realizację rozdziału rozpoczynamy od opisu budowy i zbadania właściwości najważniejszych cukrów prostych (monosacharydów). Zwracamy uwagę uczniów, że cukry proste zawierają w cząsteczkach grupę aldehydową albo ketonową i co najmniej dwie grupy hydroksylowe. Młodzież, analizując wzór łańcuchowy glukozy, powinna sama przewidzieć, jakim reakcjom może ulegać ten związek. Reakcja z wodorotlenkiem miedzi(II) i amoniakalnym roztworem tlenku srebra potwierdza te przewidywania. Następnie przypominamy przebieg procesu fotosyntezy jako najważniejszego źródła glukozy w przyrodzie i stwierdzamy doświadczalnie obecność cukrów redukujących w owocach.

Przypominamy budowę związków wielkocząsteczkowych, np. polietylenu, aby uzmysłowić uczniom możliwość podobnego łączenia cząsteczek glukozy w dwucukry i wielocukry. Po omówieniu właściwości najważniejszych disacharydów opiszemy budowę i właściwości polisacharydów. Celuloza i skrobia stanowią naturalne związki wielkocząsteczkowe, analizując ich wzory strukturalne, uczniowie powinni wskazać powtarzające się elementy (jednostki glukozy) oraz dostrzegać różnice w sposobie ich połączenia. Reakcja disacharydów i polisacharydów z wodą powinna potwierdzić opisaną wcześniej budowę.

Podobnie jak w wypadku cukrów, wprowadzamy treści związane z właściwościami białek. Będzie to o tyle łatwiejsze, że uczniowie poznali w poprzednim dziale budowę aminokwasów i prostych peptydów. O wielkocząsteczkowym charakterze białek przekonujemy młodzież, pokazując zachowanie wiązki światła w roztworze albuminy jaja kurzego. Stwierdzenie obecności wiązania peptydowego w białkach w reakcji z wodorotlenkiem miedzi(II) ułatwi zrozumienie struktury pierwszorzędowej białek. Z kolei ich zachowanie pod wpływem wysokiej temperatury i soli metali ciężkich pozwala nawiązać do drugorzędowej i trzeciorzędowej struktury oraz związanych z nią funkcji.

Rozdział zamykają podstawowe wiadomości na temat budowy kwasów nukleinowych, które należy omówić w kontekście ich funkcji biologicznych.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Uświadomienie, że większość cukrów jest węglowodanami.
- ◆ Zapoznanie z wzorami najważniejszych cukrów prostych: rybozy, glukozy i fruktozy.
- ◆ Wykazanie, że monosacharydy należą do wielofunkcyjnych pochodnych węglowodorów, w których cząsteczkach znajdują się grupy wodorotlenowe i grupa aldehydowa lub ketonowa.
- ◆ Wykazanie zależności między budową a właściwościami cukrów prostych; zrozumienie przyczyny redukujących właściwości rybozy i glukozy.
- ◆ Uzmysłowanie powszechności występowania glukozy w przyrodzie i wykazanie jej funkcji biologicznych.
- ◆ Przypomnienie sposobu powstawania glukozy w procesie fotosyntezy.
- ◆ Wykazanie konieczności przekształcenia w roślinie rozpuszczalnej w wodzie glukozy w słabo rozpuszczalne cukry, będące jej rezerwą energetyczną.
- ◆ Poznanie budowy i właściwości najważniejszych disacharydów: maltozy, celobiozy i sacharozy.
- ◆ Zapoznanie z budową polisacharydów: skrobi, glikogenu i celulozy.
- ◆ Wykazanie, że skrobia jest mieszaniną dwóch polisacharydów: amylozy i amylopektyny.
- ◆ Uzmysłowanie znaczenia celulozy w rozwoju cywilizacji. Zapoznanie z produkcją papieru.
- ◆ Poznanie ważniejszych metod chemicznej modyfikacji celulozy i właściwości ich produktów.
- ◆ Poszerzenie umiejętności opisu budowy polipeptydów o białka.
- ◆ Wykazanie, że w cząsteczkach białek występują wiązania peptydowe.
- ◆ Omówienie elementów budowy cząsteczek kwasów nukleinowych.
- ◆ Uświadomienie znaczenia kwasów nukleinowych w funkcjonowaniu żyjących organizmów.
- ◆ Przypomnienie zasad racjonalnego żywienia i roli witamin w organizmie.

Zakres treści

- ◆ Monosacharydy jako wielofunkcyjne pochodne węglowodorów.
- ◆ Wzory łańcuchowe i taflowe cukrów: rybozy, glukozy i fruktozy.
- ◆ Właściwości chemiczne cukrów prostych.
- ◆ Maltoza, celobioza i sacharoza – budowa i właściwości disacharydów.
- ◆ Produkcja cukru z buraków cukrowych.
- ◆ Skrobia, glikogen, celuloza – budowa, występowanie, właściwości i zastosowanie polisacharydów.
- ◆ Produkcja papieru.
- ◆ Chemiczne metody modyfikacji celulozy.
- ◆ Budowa i funkcje biologiczne białek.
- ◆ Właściwości fizyczne i chemiczne białek.
- ◆ Witaminy.
- ◆ Kwasy nukleinowe.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego rozdziału uczeń powinien:

- ◆ mając wzór glukozy i fruktozy udowodnić, że monosacharydy są wielofunkcyjnymi pochodnymi węglowodorów;
- ◆ wyjaśnić pochodzenie cukrów prostych w owocach;
- ◆ zaproponować i wykonać doświadczenie potwierdzające obecność w cząsteczkach cukrów prostych grup –OH związanych z sąsiednimi atomami węgla;
- ◆ zaproponować i wykonać doświadczenie potwierdzające obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego glukoza wykazuje właściwości redukujące;
- ◆ wytłumaczyć, w jaki sposób cząsteczki monosacharydów (cukrów prostych) mogą łączyć się, tworząc disacharydy i polisacharydy;
- ◆ wskazać wiązanie O-glikozydowe w cząsteczkach maltozy, celobiozy i sacharozy oraz wyjaśnić, dlaczego jest to wiązanie eterowe;
- ◆ wskazać we wzorze maltozy fragment odpowiadający za właściwości redukujące tego disacharydu;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących;
- ◆ omówić produkcję cukru buraczanego w przemyśle;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste;
- ◆ wykryć obecność skrobi w produktach spożywczych;
- ◆ narysować wzór amylozy i amylopektyny, wyjaśnić różnice w ich budowie uzasadniające odmienne właściwości fizyczne;
- ◆ wskazać podobieństwa w strukturze amylopektyny i glikogenu oraz wyjaśnić ich funkcje biologiczne;
- ◆ porównać budowę amylozy i celulozy. Wskazać w obu wzorach sekwencje charakterystyczne dla maltozy i celobiozy;
- ◆ wytłumaczyć sposób przekształcenia polisacharydów w cukry proste;
- ◆ opisać sposób wykrywania białek w artykułach spożywczych;
- ◆ opisać strukturę pierwszorzędową białek;
- ◆ porównać budowę białek i peptydów;
- ◆ wymienić czynniki powodujące wysalanie i denaturację białka;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega proces trawienia pokarmów;
- ◆ omówić rolę witamin w racjonalnej diecie;
- ◆ opisać budowę i funkcje kwasów nukleinowych.

Procedury osiągania celów (proponowane do wyboru)

- ◆ Analiza przedstawionych na foliogramach wzorów łańcuchowych rybozy, glukozy i fruktozy. Wykazanie, że monosacharydy są wielofunkcyjnymi pochodnymi węglowodorów. Zwrócenie uwagi uczniów na fakt, że glukoza i fruktoza są izomerami.
- ◆ Przewidywanie właściwości chemicznych cukrów prostych, doświadczalna weryfikacja hipotez (doświadczenie 19.1, 19.2).

- ◆ Analizowanie wzorów taflowych cukrów prostych.
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat mechanizmu fotosyntezy i występowania cukrów w przyrodzie.
- ◆ Stwierdzenie braku charakteru redukującego sacharozy (doświadczenie 19.3). Przeprowadzenie reakcji sacharozy z wodą oraz udowodnienie obecności cukrów prostych w uzyskanym roztworze (doświadczenie 19.4).
- ◆ Udowodnienie, że niektóre dwucukry (disacharydy) wykazują właściwości redukujące (doświadczenie 19.5).
- ◆ Wykrywanie skrobi w ziarnach zbóż, ziemniakach i w chlebie (doświadczenie 19.6).
- ◆ Rozmowa na temat pochodzenia skrobi zawartej w roślinach. Oglądanie zamieszczonych w podręczniku zdjęć mikroskopowych ziaren skrobi różnych roślin.
- ◆ Badanie właściwości fizycznych skrobi oraz przeprowadzenie jej rozkładu (doświadczenie 19.7, 19.8).
- ◆ Analizowanie wzorów strukturalnych: amylozy, amylopektyny, glikogenu i celulozy. Stwierdzenie, że cukry te zbudowane są z cząsteczek glukozy połączonych w różny sposób.
- ◆ Odnajdowanie w dostępnych źródłach informacji danych na temat funkcji biologicznych skrobi i glikogenu.
- ◆ Omówienie zastosowań celulozy (doświadczenie 19.9).
- ◆ Badanie właściwości albuminy jaja kurzego (doświadczenie 19.10).
- ◆ Wykrywanie białek w produktach spożywczych (doświadczenie 19.11, 19.12).
- ◆ Porównywanie budowy białek ze sznurem, na który nanizano koraliki w 21 kolorach w ściśle określonej kolejności. Analiza wzorów i struktury wybranych białek.
- ◆ Przybliżenie sylwetki Linusa Paulinga, który otrzymał Nagrodę Nobla za ustalenie budowy przestrzennej białek.
- ◆ Sporządzenie wzorcowego jadłospisu z uwzględnieniem wartości energetycznej składników oraz zawartości cukrów (węglowodanów), białek i witamin.
- ◆ Odnajdywanie, w dostępnych źródłach, informacji o budowie i funkcjach najważniejszych witamin.
- ◆ Oglądanie fragmentu filmu na temat budowy i funkcji kwasów nukleinowych.
- ◆ Przybliżenie sylwetek Francisa Cricka i Jamesa D. Watsona – laureatów Nagrody Nobla za odkrycie struktury DNA.
- ◆ Badanie składu mleka krowiego (doświadczenie 19.13) lub wydzielanie skrobi z ziemniaka i badanie jej właściwości (doświadczenie 19.14).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

- 19.1. (U) Reakcja glukozy z wodorotlenkiem miedzi(II).
- 19.2. (U) Badanie redukujących właściwości glukozy w reakcji z $\text{Cu}(\text{OH})_2$ i z amoniakalnym roztworem Ag_2O . Wykrywanie cukrów prostych w owocach i miodzie.
- 19.3. (U) Wykazanie braku właściwości redukujących sacharozy.

PROGRAM NAUCZANIA

- 19.4. (U) Reakcja sacharozy z wodą wobec HCl. Wykazanie redukujących właściwości produktów reakcji.
- 19.5. (U) Reakcja maltozy z $\text{Cu}(\text{OH})_2$ i z amoniakalnym roztworem Ag_2O z użyciem roztworu jodu.
- 19.6. (U) Wykrywanie skrobi w artykułach spożywczych.
- 19.7. (U) Badanie właściwości fizycznych skrobi.
- 19.8. (N) Rozpad skrobi pod wpływem roztworu H_2SO_4 . Badanie redukujących właściwości produktów reakcji.
- 19.9. (N) Rozpuszczanie celulozy w odczynniku Schweitzera.
- 19.10. (N) Badanie właściwości fizycznych (efekt Tyndalla) i chemicznych (wysalanie i denaturacja) albuminy jaja kurzego.
- 19.11. (N) Wykrywanie białek za pomocą stężonego kwasu azotowego(V) – reakcja ksantoproteinowa.
- 19.12. (U) Wykrywanie białek za pomocą $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – reakcja biuretowa.
- 19.13. (U) Wykrywanie kazeiny i laktozy w mleku krowim.
- 19.14. (U) Wykrywanie obecności skrobi w ziemniakach i badanie jej właściwości.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji przebiegających z udziałem węglowodanów.
- ◆ Obliczanie wartości energetycznej pokarmów.

Część druga

KSZTAŁCENIE W ZAKRESIE ROZSZERZONYM

moduł I

Wpływ struktury atomu i cząsteczki na właściwości substancji

Celem tego modułu jest przyswojenie przez uczniów bardziej zaawansowanych treści dotyczących struktury materii, co powinno zaowocować lepszym zrozumieniem jej właściwości. Na podstawie wiadomości o składzie jądra atomowego, które uczniowie zdobyli na wcześniejszych etapach kształcenia, należy szerzej omówić zagadnienie trwałości jąder atomowych. Problematyka tego modułu leży u podstaw wiedzy o promieniotwórczości i energetyce jądrowej. Poznawanie zagrożeń związanych ze skażeniami promieniotwórczymi powinno opierać się na znajomości prawa rozpadu promieniotwórczego i reguł rządzących przemianami jądrowymi.

Strukturę elektronową atomu omawiamy, opierając się na podstawowych zasadach mechaniki kwantowej. Nie wnikając w istotę równania Schrödingera, należy przedstawić niektóre wnioski płynące z falowego opisu stanu elektronu w atomie, np. warunki na liczby kwantowe. Znajomość tych warunków, jak również zakazu Pauliego i reguły Hunda, pozwala uczniom rozpisywać konfiguracje elektronowe

atomów większości pierwiastków, co przyczynia się do lepszego zrozumienia ich właściwości. Konieczne jest także zwrócenie uwagi na periodyczność właściwości nie tylko samych pierwiastków, ale też ich związków, takich jak wodorki, tlenki czy chlorki. W tym celu należy przypomnieć zdobyte przez uczniów wiadomości o rodzajach wiązań chemicznych i uzupełnić je, opierając się na podstawowych założeniach teorii orbitali molekularnych. Ważne jest również wyjaśnienie zjawiska delokalizacji elektronów w sprzężonym układzie wiązań wielokrotnych i pierścieniach aromatycznych.

Kluczowe dla dalszej nauki chemii są, poruszane w tym module, zagadnienia budowy przestrzennej drobin, niezbędne do zrozumienia wielu problemów, np. z zakresu chemii organicznej.

Moduł zamykają treści dotyczące izomerii związków organicznych.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Poszerzenie i pogłębienie wiedzy o strukturze i trwałości jąder atomowych.
- ◆ Przybliżenie aktualnych poglądów na strukturę materii.
- ◆ Uświadczenie znaczenia przemian promieniotwórczych w przyrodzie.
- ◆ Wykształcenie umiejętności operowania terminami: aktywność radionuklidu, okres połowicznego rozpadu.
- ◆ Zapoznanie z problematyką skażeń promieniotwórczych.
- ◆ Pogłębienie wiedzy o strukturze elektronowej atomów.
- ◆ Wykształcenie umiejętności zapisywania konfiguracji elektronowych atomów z uwzględnieniem podpowłok.
- ◆ Ugruntowanie i poszerzenie wiedzy o zależności między konfiguracją elektronową atomów a właściwościami pierwiastków.
- ◆ Zapoznanie z pojęciem hybrydyzacji orbitali.
- ◆ Wykształcenie umiejętności określania rodzaju hybrydyzacji orbitali atomowych w prostych cząsteczkach związków chemicznych.
- ◆ Zrozumienie różnic w pochodzeniu i właściwościach orbitali σ i π .
- ◆ Uświadczenie wpływu delokalizacji wiązań w cząsteczkach związku chemicznego na jego właściwości.
- ◆ Wykształcenie umiejętności operowania terminem: delokalizacja, aromatyczność.
- ◆ Zapoznanie z podstawowymi rodzajami izomerii w cząsteczkach związków organicznych.

Zakres treści

- ◆ Czynniki wpływające na trwałość jąder atomowych.
- ◆ Siły jądrowe.
- ◆ Cząstki elementarne, model standardowy.
- ◆ Naturalne i sztuczne przemiany promieniotwórcze.
- ◆ Reguła przesunięć Fajansa i Soddy'ego.
- ◆ Skład izotopowy pierwiastków.
- ◆ Prawo rozpadu promieniotwórczego.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Skażenia promieniotwórcze.
- ◆ Budowa atomów wieloelektronowych, zasada nieoznaczoności.
- ◆ Liczby kwantowe, zakaz Pauliego, reguła Hunda.
- ◆ Periodyczność zmian właściwości pierwiastków i ich związków w układzie okresowym.
- ◆ Hybrydyzacja orbitali atomowych.
- ◆ Orbitale molekularne σ i π .
- ◆ Delokalizacja wiązań, aromatyczność.
- ◆ Izomeria konstytucyjna i konfiguracyjna (geometryczna i enancjomeria).

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego modułu uczeń powinien:

- ◆ omówić czynniki wpływające na trwałość jąder atomowych;
- ◆ wyjaśnić, co nazywamy cząstkami elementarnymi;
- ◆ określić liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego na podstawie zapisu A_ZX ;
- ◆ omówić podstawowe założenia modelu standardowego;
- ◆ omówić najważniejsze cechy sił jądrowych;
- ◆ wyjaśnić istotę naturalnych przemian promieniotwórczych (α , β i γ);
- ◆ opisywać odpowiednimi równaniami przemiany promieniotwórcze, przewidując ich produkty na podstawie reguły przesunięć Fajansa i Soddy'ego;
- ◆ porównywać trwałość izotopów promieniotwórczych na podstawie ich okresów połowicznego rozpadu;
- ◆ zinterpretować wykres zależności ilości radionuklidu od czasu;
- ◆ wyjaśnić związek między masą atomową pierwiastka a jego składem izotopowym;
- ◆ obliczyć średnią masę atomową pierwiastka na podstawie procentowego składu izotopowego;
- ◆ opisać możliwe przyczyny skażeń promieniotwórczych;
- ◆ wyjaśnić sens zasady nieoznaczoności;
- ◆ uzasadnić, że modelu Bohra nie można stosować do opisu struktury atomów wieloelektronowych;
- ◆ określić możliwe kombinacje liczb kwantowych dla $n = 1, 2, 3$;
- ◆ podać treść zakazu Pauliego;
- ◆ stosować zasady zabudowy orbitali do zapisu konfiguracji elektronowych pierwiastków o Z od 1 do 40;
- ◆ przedstawiać konfiguracje elektronowe w formie skróconej z rdzeniem o strukturze helowca i w zapisie klatkowym;
- ◆ określić przynależność pierwiastków do bloków s , p , d układu okresowego na podstawie konfiguracji elektronowej;
- ◆ wskazać elektrony walencyjne pierwiastka i przewidywać jego stopnie utlenienia w różnych związkach;
- ◆ wyjaśnić na odpowiednich przykładach przyczynę periodycznych zmian właściwości pierwiastków;

- ◆ omówić zmiany właściwości tlenków, wodoroków i chlorków, pierwiastków 3. okresu;
- ◆ wyjaśnić przyczyny różnic we właściwościach wodoroków 16. grupy;
- ◆ zaplanować doświadczenia dowodzące podobieństwa właściwości sodu i potasu oraz chloru i bromu;
- ◆ określić rodzaj hybrydyzacji orbitali atomowych w cząsteczkach: H_2O , NH_3 , CO_2 , CH_4 , C_2H_4 i C_2H_2 ;
- ◆ określić rodzaj wiązań na podstawie teorii orbitali molekularnych (wiązania σ i wiązania π);
- ◆ przewidywać właściwości fizyczne i chemiczne substancji na podstawie struktury elektronowej jej cząsteczek;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega delokalizacja wiązań;
- ◆ wskazać charakterystyczne cechy związków aromatycznych;
- ◆ opisać przestrzenną strukturę węglowodorów łańcuchowych i pierścieniowych;
- ◆ wyjaśnić pojęcie izomerii geometrycznej i pojęcie enancjomerii;
- ◆ opisać warunki występowania izomerii geometrycznej i enancjomerii;
- ◆ w podanej grupie związków wskazać izomery geometryczne;
- ◆ nazwać izomery geometryczne w systemie *cis*, *trans*;
- ◆ wyjaśnić rolę izomerii geometrycznej we właściwościach i funkcjach biologicznych związków chemicznych, np. kwasów tłuszczowych;
- ◆ podać przykłady enancjomerów i diastereoizomerów;
- ◆ narysować wzór perspektywiczny najprostszego węglowodoru, alkoholu i hydroksyaldehydu wykazującego czynność optyczną;
- ◆ zbudować modele pary enancjomerów aldehydu glicerynowego, wskazać enancjomer L i D;
- ◆ znaleźć centra asymetrii w podanych cząsteczkach;
- ◆ na wybranym przykładzie opisać różnicę funkcji biologicznych enancjomerów.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Prezentacja i omówienie tablicy modelu standardowego.
- ◆ Wyszukiwanie w źródłach informacji danych o trwałości i rozpowszechnieniu izotopów o różnym składzie jąder (parzystość, liczby magiczne).
- ◆ Wyszukiwanie w dostępnych źródłach informacji aktualnych danych o strukturze materii.
- ◆ Obejrzenie filmu ilustrującego rodzaje przemian promieniotwórczych i skutki ich oddziaływania na żyjące organizmy.
- ◆ Zapisywanie równań przemian jądrowych i określanie ich produktów na podstawie reguły przesunięć Fajansa i Soddy'ego.
- ◆ Prezentacja, za pomocą foliogramów, rozszczepienia elektronowych poziomów energetycznych w atomach wieloelektronowych.
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu przedstawiającego doświadczenia dowodzące falowej natury elektronów lub oglądanie zdjęć pokazujących interferencję wiązki elektronów.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Wykazanie, że wielkości fizyczne, opisujące zachowanie elektronów w atomie, podlegają kwantowaniu.
- ◆ Wyjaśnienie sensu zasady nieoznaczoności oraz zakazu Pauliego.
- ◆ Dyskusowanie związku między wartościami liczb kwantowych a liczbą elektronów na danej powłoce.
- ◆ Prezentacja kształtów orbitali atomowych za pomocą foliogramów.
- ◆ Ćwiczenie zapisu konfiguracji elektronowych pierwiastków o Z do 40, z uwzględnieniem podpowłok.
- ◆ Praca z układem okresowym: określanie konfiguracji elektronowej pierwiastka na podstawie jego położenia w układzie okresowym i położenia pierwiastka na podstawie jego konfiguracji.
- ◆ Modelowanie cząsteczek izomerów konstytucyjnych i konfiguracyjnych; określanie konfiguracji absolutnej asymetrycznych atomów węgla.
- ◆ Wyszukiwanie w dostępnej literaturze danych na temat różnicy we właściwościach fizjologicznych enancjomerów. Omówienie historii talidomidu.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczanie składu izotopowego pierwiastków na podstawie ich mas atomowych.
- ◆ Obliczenia uwzględniające prawo rozpadu promieniotwórczego.

moduł II

Energetyka chemiczna

Opanowanie treści tego modułu pozwoli uczniom zrozumieć przyczyny przebiegu reakcji chemicznych i zjawisk fizycznych. Realizację tej części programu rozpoczynamy od wprowadzenia definicji układu, otoczenia i parametrów stanu. Analiza mikroskopowego modelu układu, np. zamkniętej korkiem kolby zawierającej mieszaninę wodoru i tlenu, pozwala wnioskować, jakie czynniki decydują o jego całkowitej energii. Uczniowie łatwo domyślą się, w jaki sposób cząsteczki wodoru i tlenu gromadzą energię. Warto nawiązać do poznanych na lekcjach fizyki pojęć: energii kinetycznej ruchu postępowego, energii kinetycznej ruchu obrotowego, energii ruchu drgającego (energii oscylacji) oraz energii elektronowej. Rozważania te powinniśmy zakończyć określeniem energii wewnętrznej jako funkcji stanu, której dziedziną są parametry stanu. Istotne jest zaakcentowanie konieczności operowania zmianą energii wewnętrznej, a nie jej wartością bezwzględną.

Dyskusja na temat sposobów wymiany energii między układem i otoczeniem pozwala zapoznać uczniów z przyjętą w termodynamice konwencją znakowania i wprowadzić treść pierwszej zasady termodynamiki. Następnie zwracamy uwagę, że przemiany samorzutne, znane uczniom z życia codziennego, oraz niektóre reakcje chemiczne, prowadzone w laboratorium, zachodzą zwykle z wydzieleniem energii do otoczenia. Obserwacja zjawiska topnienia lodu, które jest procesem samorzutnym, ale zachodzi z pobraniem, a nie wydzieleniem energii, stwarza sytuację problemową umożliwiającą wprowadzenie pojęcia entropii. Mikroskopowa inter-

pretacja entropii pozwoli znaleźć uzasadnienie operowania tą funkcją stanu oraz umożliwi dostrzec głęboki sens drugiej zasady termodynamiki.

Moduł zamykają problemy związane z oceną samorzutności przemian. Konieczność uwzględnienia dwóch sił „napędowych” – czynnika entalpowego i entropowego, uzasadnia operowanie funkcją optymalizującą zwaną potencjałem termodynamicznym. Realizacja treści tej części programu wymaga rozwiązywania wielu problemów rachunkowych, należy przy tym położyć szczególny nacisk na obliczenia efektów cieplnych przemian znanych młodzieży z życia codziennego, np. ustalić, jaką ilość gazu ziemnego trzeba spalić, aby zagotować szklankę wody na herbatę.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Uświadomienie, że przemianom fizycznym i reakcjom chemicznym towarzyszą efekty energetyczne.
- ◆ Wprowadzenie pojęcia układu otwartego, zamkniętego, izolowanego.
- ◆ Zrozumienie, że energia może być przekazywana na sposób ciepła i na sposób pracy, np. zmiany objętości.
- ◆ Wykształcenie umiejętności dostrzegania efektów energetycznych procesów znanych z życia codziennego.
- ◆ Pogłębienie wiedzy o podziale reakcji chemicznych na procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne.
- ◆ Uzmysłowanie, że efekty energetyczne przemiany są głównym, ale nie jedynym czynnikiem decydującym o jej kierunku.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych poprzez rozwiązywanie zadań dotyczących efektów cieplnych przemian chemicznych.
- ◆ Zrozumienie pojęcia funkcji stanu.
- ◆ Uświadomienie, że entropia jest funkcją stanu, która opisuje dążność układu do zapewnienia możliwie największej różnorodności podziału zawartej w nim energii.
- ◆ Wprowadzenie pojęcia potencjału termodynamicznego jako funkcji stanu optymalizującej dwie siły napędowe przemian – czynnik entalpowy i entropowy.
- ◆ Poznanie kryteriów samorzutności przemian fizycznych i reakcji chemicznych.
- ◆ Poznanie sposobów pomiarów kalorymetrycznych stosowanych w termochemii.
- ◆ Kształtowanie przekonania, że efekty energetyczne przemian chemicznych są wynikiem rozrywania wiązań w cząsteczkach substratów i tworzenia nowych wiązań w cząsteczkach produktów.

Zakres treści

- ◆ Układ, funkcje stanu.
- ◆ Energia wewnętrzna, pierwsza zasada termodynamiki.
- ◆ Entalpia, reakcje egzotermiczna i endotermiczne.
- ◆ Entalpia tworzenia i spalania.
- ◆ Prawo Hessa, cykle termodynamiczne.

- ◆ Energia wiązań.
- ◆ Entropia, druga zasada termodynamiki.
- ◆ Potencjał termodynamiczny.
- ◆ Samorzutność przemian.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego modułu uczeń powinien:

- ◆ operować podstawowymi pojęciami termodynamiki, takimi jak: układ, otoczenie układu, parametry stanu;
- ◆ omówić sposoby gromadzenia energii przez molekuly składające się na układ;
- ◆ klasyfikować układy jako otwarte, zamknięte i izolowane;
- ◆ wyjaśnić definicję funkcji stanu jako funkcji, której dziedziną są parametry stanu;
- ◆ podać treść pierwszej zasady termodynamiki;
- ◆ wytłumaczyć, na czym polega wymiana energii między układem a otoczeniem na sposób pracy objętościowej i na sposób ciepła;
- ◆ opisać zmiany energii wewnętrznej układu podczas przemiany egzotermycznej i endotermycznej;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie dowodzące, że reakcja np. rozkładu węglanu sodu jest procesem endotermicznym;
- ◆ zdefiniować entalpię przemiany;
- ◆ wytłumaczyć pojęcie entalpii tworzenia i entalpii spalania;
- ◆ stosować prawo Hessa w konstruowaniu tzw. cykli termodynamicznych;
- ◆ obliczyć, znając entalpię spalania metanu, ile gazu ziemnego należy zużyć, aby np. zagotować szklankę wody na herbatę;
- ◆ odnaleźć w tablicach energię podanych wiązań chemicznych;
- ◆ oszacować, na podstawie wartości energii wiązań, entalpię podanej reakcji chemicznej;
- ◆ przedstawić molekularną interpretację entropii;
- ◆ podać treść drugiej zasady termodynamiki;
- ◆ zdefiniować potencjał termodynamiczny;
- ◆ zastosować kryterium energetyczne i entropowe do określania samorzutności przemiany;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie dowodzące, że np. reakcja katalitycznego rozkładu nadtlenu wodoru zachodzi samorzutnie;
- ◆ wykazać doświadczalnie i wytłumaczyć, dlaczego rozkład NH_4HCO_3 , zawartego w proszku do pieczenia, jest procesem wymuszonym.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Dyskusja nad budową układu otwartego, zamkniętego i izolowanego. Próby konstruowania różnych układów. Rozmowa na temat warunków izobarycznych, izotermicznych i izochorycznych prowadzenia przemian.
- ◆ Wprowadzenie mikroskopowego modelu układu oraz próba zdefiniowania energii wewnętrznej układu. Wyjaśnienie za pomocą modeli gromadzenia energii

przez molekuly. Przypomnienie terminów: energia kinetyczna ruchu postępowego, energia kinetyczna ruchu obrotowego, energia ruchu drgającego (energia oscylacji), energia elektronowa.

- ◆ Wyjaśnienie sposobów przekazywania przez układ energii otoczeniu na przykładzie reakcji cynku z kwasem siarkowym(VI), prowadzonej w naczyniu z tłokiem (foliogramy). Wprowadzenie pierwszej zasady termodynamiki.
- ◆ Eksperymentalne wykazanie, że większość przemian samorzutnych to procesy egzotermiczne (doświadczenie 1).
- ◆ Modelowanie zmian energii wewnętrznej układu podczas przemiany egzoenergetycznej i endoenergetycznej. Wyjaśnienie znaczenia energii aktywacji.
- ◆ Wykazanie, że najłatwiejszy jest pomiar ciepła reakcji przebiegającej w warunkach izotermiczno-izobarycznych (entalpii przemiany) i dlatego wielkości tej używa się najczęściej w obliczeniach termochemicznych.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań z wykorzystaniem cykli termochemicznych.
- ◆ Doświadczalne wykazanie, że niektóre przemiany przebiegają samorzutnie, pomimo że są procesami endotermicznymi (doświadczenie 2, 3, 4). Wprowadzenie pojęcia entropii.
- ◆ Opracowanie mikroskopowej interpretacji entropii. Omówienie znaczenia drugiej zasady termodynamiki.
- ◆ Uświadomienie konieczności wprowadzenia nowej funkcji stanu, optymalizującej efekty entalpowe i entropowe, tj. potencjału termodynamicznego, służącego ocenie samorzutności przemian.
- ◆ Praca z podręcznikiem i tablicami chemicznymi – wyszukiwanie danych termochemicznych.

Doświadczenia (proponuje do wyboru)

1. (N) Reakcja glicerolu z manganianem(VII) potasu, jako przykład procesu egzotermicznego.
2. (U) Obserwacja topnienia lodu jako przemiany samorzutnej przebiegającej z pochłanianiem energii z otoczenia.
3. (U) Badanie efektu cieplnego rozpuszczania chlorku amonu, azotanu(V) potasu w wodzie.
4. (N) Reakcja tiocyjanianu amonu z azotanem(V) amonu i wodorotlenkiem baru jako przykład reakcji samorzutnej przebiegającej z pochłanianiem energii z otoczenia.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczanie standardowych entalpii reakcji na podstawie entalpii tworzenia i spalania.
- ◆ Obliczanie entalpii reakcji na podstawie prawa Hessa.
- ◆ Szacowanie entalpii reakcji z energii wiązań substratów i produktów.
- ◆ Określanie samorzutności przemiany na podstawie wartości entalpii i entropii lub za pomocą potencjału termodynamicznego.

Pełny opis przebiegu reakcji wymaga oprócz omówienia aspektów energetycznych oceny jej szybkości i mechanizmu. Treści modułu III poruszają zagadnienia kinetyki i równowagi chemicznej; mechanizmy reakcji zostaną omówione później. Kinetyka i równowaga chemiczna dają wiedzę ważną nie tylko z teoretycznego punktu widzenia, ale istotną również w zastosowaniach praktycznych.

Realizację treści modułu rozpoczynamy od omówienia warunków niezbędnych do przekształcenia substratów w produkty. Mikroskopowa analiza zachowania elementów układu pozwala wyprowadzić najważniejsze postulaty teorii zderzeń aktywnych. Badając przebieg wybranej reakcji, wykazujemy wpływ temperatury, stężeń reagentów oraz obecności innych substancji (katalizatorów) na jej szybkość. Uczniowie powinni formułować wnioski z pokazów na podstawie czasu pojawienia się charakterystycznych oznak przebiegu przemiany. Przykładami takich oznak są zmętnienie roztworu pochodzącego od koloidalnej siarki tworzącej się w reakcji tiosiarczanu sodu z kwasem siarkowym(VI), zanik fioletowego zabarwienia związku kompleksowego jonów żelaza(III) z tiosiarczanami czy pojawienie się granatowej barwy kompleksu jodu ze skrobią w reakcji zwanej zegarem jodowym. Nie jest przy tym istotna natura obserwowanej przemiany – uwagę uczniów koncentrujemy wyłącznie na czynnikach wpływających na jej szybkość.

Sporządzanie wykresu objętości wodoru, wydzielonego w reakcji magnezu z kwasem, w funkcji czasu przemiany pozwoli wprowadzić definicję szybkości reakcji. W dalszej kolejności omawiamy postać równania kinetycznego, akcentując jego dwa elementy: stężeniowy i temperaturowy. Wyjaśnienie sensu stałej szybkości reakcji pomoże uczniom zrozumieć wpływ temperatury i katalizatora na szybkość przemiany chemicznej. Opisując teorię kompleksu aktywnego, tłumaczymy działanie katalizatora homogenicznego i kontaktu. Wyjaśniamy również działanie biokatalizatorów, zwracając uwagę na funkcje, jakie pełnią te substancje w organizmach żyjących.

Niezwykle ważnym jest uzmysłowienie młodzieży, że reakcje chemiczne zachodzą nie zawsze do całkowitego wyczerpania substratów. Stwierdzenie to powinno stanowić podstawę opisu stanu równowagi dynamicznej. Duży nacisk należy położyć na ugruntowanie umiejętności ilościowego opisu stanu równowagi układu za pomocą stężeń równowagowych i prawa działania mas. Analizę zachowania układu w stanie równowagi prowadzimy na przykładzie roztworu nasyconego trudno rozpuszczalnej substancji. Doświadczenia ze strącaniem i rozpuszczaniem osadów soli i wodorotlenków umożliwiają wprowadzenie reguły przekory.

Realizację modułu zamyka rozwiązywanie zadań rachunkowych z zastosowaniem iloczynu rozpuszczalności oraz analiza warunków prowadzenia przemian w przemyśle chemicznym, np. syntezy amoniaku.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Wprowadzenie pojęcia szybkości reakcji poprzez analogię do znanego z lekcji fizyki pojęcia prędkości ciała.
- ◆ Poznanie metod wyznaczania szybkości reakcji chemicznych.
- ◆ Wykazanie, że reakcje chemiczne przebiegają z różną szybkością.
- ◆ Uzmysłowanie, że szybkość reakcji jest funkcją wielu czynników, a ich liczba zależy od tego, czy dana przemiana zachodzi w układzie homogenicznym czy heterogenicznym.
- ◆ Zapoznanie uczniów z przebiegiem reakcji chemicznych w ujęciu mikroskopowym.
- ◆ Wyrobienie umiejętności przewidywania wpływu różnych czynników na szybkość konkretnej reakcji na podstawie teorii zderzeń aktywnych.
- ◆ Uświadomienie, że można zmieniać szybkość przemiany substratów w produkty.
- ◆ Uświadomienie korzyści płynących z możliwości regulowania szybkości reakcji w życiu codziennym i przemyśle.
- ◆ Zrozumienie, że szybkość danej przemiany chemicznej można zmieniać, wybierając inny sposób przekształcania substratów w produkty – wyjaśnienie funkcji katalizatora.
- ◆ Zapoznanie z energetycznymi aspektami przemiany substratów w produkty i podstawami teorii kompleksu aktywnego.
- ◆ Poznanie działania najważniejszych enzymów i wyjaśnienie ich roli w funkcjonowaniu żyjących organizmów.
- ◆ Uświadomienie, że każda reakcja chemiczna zachodzi tylko do częściowego wyczerpania substratów (nie przebiega ze stuprocentową wydajnością).
- ◆ Udowodnienie, że w układzie zamkniętym w miarę postępu reakcji „w prawo” rośnie szybkość przemiany odwrotnej.
- ◆ Wykazanie, że reakcje chemiczne, przebiegające w układzie zamkniętym, osiągną stan równowagi charakteryzujący się stałością stężeń reagentów.
- ◆ Wprowadzenie pojęcia stałej równowagi jako wielkości opisującej ilościowo układ w warunkach równowagi dynamicznej.
- ◆ Wykazanie wpływu ciśnienia i temperatury na położenie stanu równowagi niektórych reakcji chemicznych.
- ◆ Uzasadnienie praktycznych zastosowań reguły przekory na przykładzie reakcji syntezy amoniaku.
- ◆ Udowodnienie, że katalizator nie wpływa na wartość stałej równowagi, ale pozwala na szybsze osiągnięcie tego stanu.

Zakres treści

- ◆ Szybkość reakcji chemicznej.
- ◆ Równania kinetyczne.
- ◆ Teoria zderzeń aktywnych.
- ◆ Energia aktywacji.
- ◆ Teoria kompleksu aktywnego.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Wpływ temperatury na szybkość przemian chemicznych.
- ◆ Kataliza.
- ◆ Prawo działania mas, stała równowagi.
- ◆ Iloczyn rozpuszczalności.
- ◆ Reguła przekory Le Chateliera-Browna.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego modułu uczeń powinien:

- ◆ narysować wykres zmian stężenia reagentów i szybkości reakcji w funkcji czasu;
- ◆ na podstawie teorii zderzeń aktywnych przewidzieć czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie udowodniające, że szybkość reakcji cynku z kwasem solnym zależy od temperatury, stężenia kwasu oraz wielkości granicy faz (stopnia rozdrobnienia cynku);
- ◆ wskazać w konkretnym równaniu kinetycznym człon temperaturowy i stężeniowy;
- ◆ obliczyć na podstawie równania kinetycznego całkowity rząd reakcji;
- ◆ na podstawie równania kinetycznego przewidywać zmiany szybkości reakcji wywołane zmianą stężeń lub ciśnień reagentów;
- ◆ na podstawie teorii kompleksu aktywnego opisać działanie katalizatora;
- ◆ wskazać przykłady enzymów oraz wyjaśnić ich rolę w przebiegu reakcji zachodzących w naszym organizmie;
- ◆ wykazać się znajomością i zrozumieniem pojęcia stanu równowagi dynamicznej i pojęcia stałej równowagi;
- ◆ napisać wyrażenie na stężeniową lub ciśnieniową stałą równowagi podanej reakcji;
- ◆ obliczać wydajność reakcji, stałą równowagi oraz stężenia początkowe i równowagowe reagentów;
- ◆ określić, jak zmieni się położenie stanu równowagi reakcji chemicznej:
 - po wprowadzeniu lub usunięciu reagenta,
 - po zmianie ciśnienia (objętości) dla reakcji biegnących w fazie gazowej,
 - po ogrzaniu lub ochłodzeniu układu dla reakcji egzotermicznych i endotermicznych;
- ◆ przedyskutować sposób prowadzenia przemiany, pozwalający uzyskać maksymalną ilość pożądanego produktu;
- ◆ zdefiniować iloczyn rozpuszczalności;
- ◆ wykazać doświadczalnie obecność jonów Pb^{2+} w roztworze nad osadem siarczynu(VI) ołowiu(II);
- ◆ zapisać wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności trudno rozpuszczalnej soli lub wodorotlenku;
- ◆ omówić czynniki wpływające na rozpuszczalność osadów;
- ◆ zaplanować doświadczenie, którego wynik potwierdzi wpływ temperatury na rozpuszczalność jodku ołowiu(II);

- ◆ obliczyć stężenie jonów w roztworze nasyconym z wartości iloczynu rozpuszczalności;
- ◆ obliczyć, na podstawie wartości iloczynu rozpuszczalności, czy po zmieszaniu dwóch roztworów o podanym stężeniu wytrąci się osad. Sprawdzić przewidywania doświadczalnie.

Procedury osiągnięcia celów (proponowane do wyboru)

- ◆ Dyskusja na temat warunków niezbędnych do przebiegu reakcji chemicznych. Wyprowadzenie wniosków w postaci postulatów teorii zderzeń aktywnych. Eksperymentalna weryfikacja hipotez uczniowskich (doświadczenie 1, 2 lub 3).
- ◆ Przedyskutowanie metod wyznaczania szybkości przemiany, na przykładzie reakcji magnezu z kwasem siarkowym(VI), pomiaru objętości wydzielonego wodoru w czasie (doświadczenie 4).
- ◆ Analiza danych eksperymentalnych. Sporządzanie odpowiednich wykresów (objętości wydzielonego wodoru w funkcji czasu). Wprowadzenie pojęcia średniej i chwilowej szybkości reakcji. Sporządzenie wykresu zmian chwilowej szybkości reakcji w funkcji czasu.
- ◆ Interpretowanie danych kinetycznych zawartych w podręczniku – ustalanie rzędu reakcji.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań dotyczących szybkości reakcji.
- ◆ Omówienie analogii hydraulicznej reakcji wieloetapowej – przelewania wody ze zbiornika górnego do dolnego z zastosowaniem naczynia pośredniego.
- ◆ Badanie reakcji wieloetapowej (doświadczenie 5).
- ◆ Dyskusja na temat działania katalizatora homogenicznego i kontaktu.
- ◆ Eksperymentalne stwierdzenie efektów działania katalizatora homogenicznego i katalizatora heterogenicznego (doświadczenie 6, 7).
- ◆ Rozmowa na temat zastosowania katalizatorów w prowadzeniu przemian chemicznych zachodzących w otoczeniu i realizowanych w przemyśle.
- ◆ Wyjaśnienie działania biokatalizatorów na przykładzie reakcji hydrolizy skrobi katalizowanej amylazą zawartą w ślinie (doświadczenie 8).
- ◆ Rozmowa na temat działania i funkcji biokatalizatorów. Odnajdywanie w dostępnych źródłach informacji danych na temat enzymów.
- ◆ Wykazanie, na przykładzie reakcji estryfikacji, że reakcja chemiczna prowadzona w układzie zamkniętym nie zachodzi do końca.
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu ilustrującego osiągnięcie przez mieszaninę reakcyjną stanu równowagi dynamicznej.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań z uwzględnieniem stężenia początkowego, stężenia równowagowego i stałej równowagi.
- ◆ Eksperymentalne wykazanie wpływu czynników zewnętrznych na położenie stanu równowagi dynamicznej układu (doświadczenie 9).
- ◆ Zastosowanie reguły przekory w planowaniu syntezy amoniaku. Próba wyjaśnienia warunków prowadzenia syntezy amoniaku w przemyśle.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Dyskusja na temat równowagi panującej w roztworze nasyconym trudno rozpuszczalnej soli. Wprowadzenie pojęcia iloczynu rozpuszczalności.
- ◆ Badanie warunków strącania i rozpuszczania osadów (doświadczenie 10).
- ◆ Porównywanie rozpuszczalności związków chemicznych na podstawie wartości iloczynu rozpuszczalności (doświadczenie 11, 12, 13).
- ◆ Rozwiązywanie zadań z zastosowaniem iloczynu rozpuszczalności.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

1. (U) Badanie wpływu stężenia substratów i temperatury na szybkość reakcji na przykładzie reakcji tiosiarczanu sodu z kwasem siarkowym(VI).
2. (U) Badanie wpływu stężenia substratów i temperatury na szybkość reakcji na przykładzie reakcji tiosiarczanu sodu z chlorkiem żelaza(III).
3. (N) Badanie wpływu stężenia reagentów, temperatury i obecności katalizatora na szybkość przemiany chemicznej w tzw. zegarze jodowym.
4. (U) Wyznaczanie szybkości reakcji magnezu z kwasem siarkowym(VI). Pomiar objętości wydzielanego w czasie reakcji wodoru. Sporządzanie wykresu zależności objętości zebranego wodoru w funkcji czasu trwania reakcji.
5. (U) Obserwacja przebiegu reakcji azotanu(V) srebra z tiosiarczanem sodu.
6. (N) Reakcja utleniania winianu sodowo-potasowego nadtlentkiem wodoru katalizowana solami kobaltu(II).
7. (N) Reakcja rozkładu nadtlentku wodoru katalizowana tlenkiem manganu(IV).
8. (U) Badanie reakcji hydrolizy skrobi katalizowanej amylazą zawartą w ślinie.
9. (N) Badanie wpływu temperatury na reakcję dimeryzacji tlenku azotu(IV).
10. (U) Strącanie osadów wodorotlenków cynku, miedzi(II) i glinu oraz badanie ich rozpuszczalności w kwasach i zasadach.
11. (N) Wykazanie obecności jonów wapnia w nasyconym roztworze CaSO_4 w reakcji ze szczawianem amonu i chlorkiem baru.
12. (U) Wykazanie obecności jonów ołowiu(II) w nasyconym roztworze PbCl_2 w reakcji z KI.
13. (N) Otrzymywanie chromianu(VI) ołowiu(II) z siarczanu(VI) ołowiu(II).

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczanie stężeń równowagowych reagentów w układzie, który osiągnął stan równowagi dynamicznej w warunkach zadanych ilości początkowych substratów.
- ◆ Ustalanie początkowych stężeń reagentów przy znanych wartościach stężeń równowagowych i wartości stałej równowagi.
- ◆ Ustalanie możliwości strącenia osadu po zmieszaniu dwóch roztworów o zadanym stężeniu molowym.

Kwasy, zasady i związki kompleksowe

moduł IV

Podczas realizacji tego modułu uczniowie poznają ewolucję pojęcia kwas i zasada. Porównywanie definicji formułowanych zgodnie z różnymi teoriami i wyszukiwanie odpowiednich przykładów pozwala uporządkować i rozszerzyć zdobyte wcześniej wiadomości. Istotne jest przy tym wykształcenie umiejętności klasyfikowania substancji ze względu na charakter kwasowo-zasadowy według teorii Brönsteda. Nowym elementem jest analiza reakcji zachodzących w rozpuszczalnikach niewodnych. Badanie równowag kwas-zasada w roztworach wodnych można zilustrować doświadczeniem, w którym uczniowie badają zmiany pH roztworu podczas miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą.

Omawianie dysocjacji słabych kwasów i słabych zasad stanowi kontynuację tematyki procesów równowagowych podjętej w poprzednim module. Jeżeli sprawia ona uczniom trudności, wskazane jest rozpatrzenie większej liczby przykładów zarówno w sposób jakościowy (wpływ różnych czynników na równowagę), jak i ilościowy (obliczenia stężeń równowagowych).

Omawianie buforów powinno być ukierunkowane na zrozumienie mechanizmu ich działania, poznanie znaczenia biologicznego i zastosowań. Konieczne jest zilustrowanie tych treści doświadczeniem, w którym wykazujemy stabilność pH roztworów buforowych.

Teoria Lewisa łączy tematykę kwasów i zasad oraz związków kompleksowych. Jej poznanie pozwoli uczniom także w pełni zrozumieć mechanizmy reakcji w chemii organicznej. Uczniowie poznają strukturę kompleksów, podstawy ich nazewnictwa, zjawisko wymiany ligandów i niektóre z zastosowań reakcji kompleksowania. Efektowne doświadczenia, w których powstawanie kompleksów przejawia się zmianą barwy roztworów, uatrakcyjniają przekaz i ułatwiają przyswojenie nowych treści. Doniosłą rolę biologiczną związków kompleksowych wyjaśniamy na przykładzie procesu przenoszenia tlenu przez hemoglobinę i zatrucia organizmu tlenkiem węgla(II) i cyjankami. Wskazane jest przy tym korzystanie z odpowiednich foliogramów i fragmentów podręcznika.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Zapoznanie uczniów ze współczesnymi poglądami na naturę kwasów i zasad.
- ◆ Uświadomienie wpływu rozpuszczalnika na charakter kwasowo-zasadowy substancji.
- ◆ Pogłębienie umiejętności obliczania pH roztworów mocnych kwasów i mocnych zasad.
- ◆ Ugruntowanie pojęcia równowagi chemicznej i zastosowanie go do opisu procesów zachodzących w roztworach.
- ◆ Wykształcenie umiejętności obliczania pH roztworu słabego kwasu i słabej zasady na podstawie stałych równowagi.
- ◆ Poznanie mechanizmu działania roztworów buforowych i ich zastosowań.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Wykształcenie umiejętności rozpoznawania kwasów i zasad Lewisa.
- ◆ Wykazanie, że procesy hydrolizy są reakcjami kwas-zasada według Brönsteda.
- ◆ Udowodnienie, że reakcje kompleksowania są procesami kwas-zasada według Lewisa.
- ◆ Opanowanie podstaw nazewnictwa związków kompleksowych.
- ◆ Uświadomienie znaczenia i zastosowań reakcji kompleksowania.

Zakres treści

- ◆ Kwas i zasada według teorii Brönsteda.
- ◆ Hydroliza soli.
- ◆ Kwasowo-zasadowy charakter wody i innych rozpuszczalników.
- ◆ Stała równowagi dysocjacji kwasowej i zasadowej.
- ◆ pH roztworu słabego kwasu i słabej zasady.
- ◆ Roztwory buforowe.
- ◆ Kwasy i zasady według teorii Lewisa.
- ◆ Powstawanie i budowa związków kompleksowych.
- ◆ Nazewnictwo związków kompleksowych.
- ◆ Znaczenie reakcji kompleksowania, zastosowanie ważniejszych związków kompleksowych.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego modułu uczeń powinien:

- ◆ podać definicje kwasu i zasady według Brönsteda;
- ◆ podając odpowiednie przykłady, wyjaśnić różnice między teorią Arrheniusa i Brönsteda;
- ◆ wyjaśnić wpływ rozpuszczalnika na charakter kwasowo-zasadowy substancji rozpuszczonej;
- ◆ obliczyć pH roztworów mocnego kwasu i mocnej zasady;
- ◆ wytłumaczyć, na czym polega i czemu służy miareczkowanie;
- ◆ narysować krzywą miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą (oraz mocnej zasady mocnym kwasem);
- ◆ wyjaśnić zastosowanie wskaźników pH w analizie chemicznej;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie pozwalające oznaczyć ilość mocnego kwasu lub mocnej zasady w roztworze;
- ◆ poprawnie stosować pojęcia stałej dysocjacji kwasowej i stałej dysocjacji zasadowej;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega różnica między mocnym i słabym kwasem (oraz między mocną i słabą zasadą);
- ◆ obliczyć pH roztworu słabego kwasu i słabej zasady na podstawie podanych wartości stałych dysocjacji;
- ◆ określić moc elektrolitu na podstawie wartości stałej dysocjacji;
- ◆ przedstawić zależność między stopniem i stałą dysocjacji;
- ◆ wytłumaczyć mechanizm działania buforów;
- ◆ podać przykłady zastosowań roztworów buforowych;

- ◆ opracować skład roztworu buforowego, sporządzić bufor i zbadać jego działanie;
- ◆ wyjaśnić podobieństwa i różnice między teoriami Brönsteda i Lewisa;
- ◆ opisać budowę związków kompleksowych;
- ◆ podać przykłady cząsteczek i jonów, które mogą pełnić funkcję ligandów;
- ◆ nazwać proste związki i jony kompleksowe;
- ◆ napisać równanie reakcji amfoterycznego wodorotlenku metalu z mocną zasadą;
- ◆ wykazać doświadczalnie, że w odróżnieniu od jonów cynku, jony glinu nie tworzą aminakompleksów;
- ◆ dysponując roztworami amoniaku i wodorotlenku sodu, odróżnić sole: glinu, cynku i miedzi;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie, którego przebieg udowodni, że amoniak jest silniejszym ligandem niż woda;
- ◆ wytłumaczyć, dlaczego hemoglobina i chlorofil są zaliczane do związków kompleksowych;
- ◆ podać przykłady zastosowań związków kompleksowych.

Procedury osiągnięcia celów (proponycje do wyboru)

- ◆ Planowanie eksperymentów, których wynik pozwala oceniać i porównywać moc kwasów i zasad z doświadczalną weryfikacją propozycji uczniów (doświadczenie 1, 2, 3, 4).
- ◆ Klasyfikowanie znanych substancji ze względu na charakter kwasowo-zasadowy według teorii Brönsteda.
- ◆ Ćwiczenia w pisaniu równań reakcji kwas-zasada (zgodnie z teorią Brönsteda).
- ◆ Przypomnienie wiadomości o skali pH i wskaźnikach kwasowo-zasadowych.
- ◆ Pisanie równań dysocjacji kwasowej i zasadowej oraz wyrażenia na stałe dysocjacji słabych elektrolitów.
- ◆ Obliczanie stałych równowagi reakcji na podstawie pH roztworu i stężenia elektrolitu (doświadczenie 4). Porównywanie uzyskanych wyników z wartościami odnalezionymi w tablicach.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań dotyczących równowag kwasowo-zasadowych: obliczanie pH roztworów, stałych dysocjacji i stopnia dysocjacji.
- ◆ Miareczkowanie mocnego kwasu mocną zasadą i słabego kwasu mocną zasadą z zastosowaniem pehametru.
- ◆ Sporządzanie krzywych miareczkowania – graficzne wyznaczenie punktu końcowego.
- ◆ Miareczkowanie mocnego kwasu mocną zasadą wobec wskaźników (doświadczenie 5).
- ◆ Sporządzanie roztworów buforowych i badanie ich właściwości (doświadczenie 6).
- ◆ Dyskusja na temat podobieństw i różnic teorii Brönsteda i Lewisa.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Badanie przebiegu reakcji tworzenia i właściwości związków kompleksowych (doświadczenie 7, 8, 9, 10, 11).
- ◆ Wyjaśnienie biologicznego znaczenia reakcji kompleksowania (przenoszenie tlenu przez hemoglobinę i zatrucie CO i CN^-) z użyciem foliogramów.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

1. (U) Badanie odczynu wodnych roztworów np. Na_3PO_4 , NaNO_2 , SnCl_2 za pomocą fenoloftaleiny i oranżu metylowego.
2. (U) Reakcja soli słabych kwasów z mocnymi kwasami, np. siarczku sodu z HCl .
3. (N) Wypieranie fenolu z fenolanu sodu przez dwutlenek węgla.
4. (U) Badanie odczynu roztworów: HCl , CH_3COOH , NaOH , NH_3 , NaCl , NH_4Cl , CH_3COONa o stężeniu 1 mol/dm^3 za pomocą papierków wskaźnikowych i wskaźników lub z użyciem pehametru.
5. (U) Miareczkowanie roztworu NaOH roztworem kwasu solnego wobec fenoloftaleiny.
6. (N) Sporządzanie buforu octanowego lub amonowego i wykazanie stabilności jego pH pod wpływem rozcieńczania i dodatku mocnego kwasu i mocnej zasady.
7. (U) Badanie akwakompleksów Co(II) i Cu(II) .
8. (N) Badanie równowagi wymiany ligandów na przykładzie reakcji tworzenia chloro- i tiocyjanianowych kompleksów kobaltu(II).
9. (U) Rozpuszczanie wodorotlenków Cu(II) , Cr(III) , Ni(II) i Zn(II) w amoniaku.
10. (U) Otrzymywanie hydroksykompleksów Cr(III) , Zn(II) i Al .
11. (U) Identyfikacja jonów glinu, cynku i miedzi za pomocą roztworu amoniaku i wodorotlenku sodu.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczanie pH roztworów mocnych kwasów i mocnych zasad.
- ◆ Obliczanie pH roztworów słabych kwasów i słabych zasad.
- ◆ Elementarne obliczenia z zakresu pH buforów.

moduł V

Elektrochemia

Zagadnienia poruszane w tym module stanowią pogłębienie i poszerzenie treści zawartych w działach 10 i 13, *pierwszej części* programu. Bilansowanie reakcji utleniania-redukcji, zwłaszcza w ujęciu jonowym, wymaga dokładnego omówienia i przećwiczenia na wielu przykładach. Staje się to okazją do pogłębienia wiadomości o właściwościach pierwiastków bloku *d*.

Ważnym etapem w nauczaniu elektrochemii jest zrozumienie, że procesom przenoszenia elektronów między atomami lub jonami towarzyszy zmiana energii układu. Proste doświadczenie, w którym metal reaguje z kwasem, daje możliwość zaob-

serwowania wydzielania energii na dwa sposoby: na sposób ciepła (wzrost temperatury) i na sposób pracy (napełnianie balonu wodorem).

Wiadomości o ogniwach, które uczniowie przyswoili podczas realizacji *pierwszej części* programu, powinny zostać wzbogacone o znajomość budowy oraz zasady działania ogniw Volty i Leclanch'ego, a także ogniw litowych.

Kluczową rolę w elektrochemii odgrywa pojęcie potencjału półogniwa, któremu należy poświęcić wiele uwagi. Istotne jest zarówno poznanie czynników wpływających na tę wielkość, jak i zdobycie umiejętności przewidywania kierunku reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości standardowych potencjałów. W realizacji treści zwracamy uwagę na możliwość obliczenia SEM ogniw i potencjałów półogniw w warunkach niestandardowych.

Proces elektrolizy uczniowie poznali wcześniej, ale tylko w prostych wypadkach stopionych soli i wyłącznie pod względem jakościowym. Obecnie mają okazję poszerzyć te wiadomości o znajomość procesów przebiegających w roztworach wodnych oraz o ilościowe zależności występujące w procesie elektrolizy opisane prawami Faradaya.

Ze względu na powszechne stosowanie akumulatorów ołowiowych oraz niklo-wodorkowych wskazane jest omówienie procesów, które zachodzą podczas ich ładowania oraz rozładowywania.

Nieustanne poszukiwania nowych źródeł energii i metod jej magazynowania powinny stać się tematem dyskusji stymulującej zainteresowanie uczniów tą tematyką.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Pogłębienie wiadomości o właściwościach chemicznych związków chromu i manganu.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności bilansowania współczynników w równaniach reakcji utleniania-redukcji zapisanych w formie cząsteczkowej.
- ◆ Opanowanie umiejętności bilansowania równań reakcji utleniania-redukcji w formie jonowej.
- ◆ Wykształcenie umiejętności porównywania aktywności chemicznej metali.
- ◆ Zrozumienie, że badane reakcje utleniania-redukcji zachodzą samorzutnie i że energia wydzielana podczas ich przebiegu może służyć do wykonania przez układ pracy lub może być oddana otoczeniu w postaci ciepła.
- ◆ Przekonanie uczniów, że reakcję utleniania-redukcji można zrealizować w taki sposób, aby procesy utleniania i redukcji zachodziły w różnych miejscach układu.
- ◆ Poznanie konstrukcji ogniw galwanicznych różnego typu.
- ◆ Uświadomienie, że powszechnie używane baterijki są ogniwami galwanicznymi.
- ◆ Zapoznanie z pojęciem potencjału elektrycznego oraz wskazanie na względny jego charakter.
- ◆ Omówienie budowy standardowego półogniwa wodorowego jako wzorca skali potencjałów.
- ◆ Zapoznanie uczniów ze sposobem wyznaczania potencjału półogniwa.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Opanowanie umiejętności obliczania potencjału półogniwa w warunkach niestandardowych.
- ◆ Wykazanie różnicy między napięciem a SEM ogniwa.
- ◆ Zapoznanie z elektrolizą jako zespołem reakcji wymuszonych przez zewnętrzne źródło prądu.
- ◆ Wskazanie praktycznych zastosowań elektrolizy.
- ◆ Zrozumienie podstaw działania ogniw ładowalnych.
- ◆ Wprowadzenie praw elektrolizy Faradaya.

Zakres treści

- ◆ Właściwości związków chromu i manganu.
- ◆ Jonowe równania reakcji utleniania-redukcji.
- ◆ Potencjał utleniania-redukcji.
- ◆ Standardowa elektroda wodorowa.
- ◆ Równanie Nernsta.
- ◆ Kierunek reakcji utleniania-redukcji.
- ◆ SEM ogniwa.
- ◆ Elektroliza roztworów wodnych jako proces wymuszony.
- ◆ Ogniwa ładowalne.
- ◆ Prawa elektrolizy.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego działu uczeń powinien:

- ◆ omówić właściwości utleniająco-redukujące związków chromu i manganu, w których pierwiastki te znajdują się na różnych stopniach utlenienia;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenie potwierdzające, że manganiany(VII) wykazują właściwości utleniające;
- ◆ opisać różnicę we właściwościach kwasowo-zasadowych związków chromu i manganu, w których pierwiastki te występują na różnych stopniach utlenienia;
- ◆ napisać równanie tworzenia hydroksykompleksu chromu(III) w reakcji wodorotlenku chromu(III) z mocną zasadą;
- ◆ dobrać współczynniki w podanych jonowych równaniach reakcji utleniania-redukcji;
- ◆ przewidywać kierunek reakcji utleniania-redukcji na podstawie potencjałów utleniania-redukcji;
- ◆ zaprojektować i wykonać doświadczenie udowadniające, że np. żelazo jest aktywniejsze od miedzi;
- ◆ opisać budowę standardowego półogniwa wodorowego;
- ◆ przedyskutować sposób eksperymentalnego wyznaczenia potencjału półogniwa;
- ◆ obliczyć z równania Nernsta potencjał półogniwa w warunkach niestandardowych;
- ◆ skonstruować ogniwo Volty oraz zmierzyć jego SEM;
- ◆ zapisać równania reakcji przebiegających podczas pracy ogniwa Volty;
- ◆ opisać budowę ogniwa Leclanch'ego;

- ◆ wytłumaczyć działanie ogniwa Leclanch'ego;
- ◆ wyjaśnić różnicę między napięciem a SEM ogniwa;
- ◆ wskazać praktyczne zastosowania ogniw galwanicznych;
- ◆ zbudować ogniwo o podanym schemacie, zmierzyć jego SEM. Wskazać kierunek ruchu nośników ładunku elektrycznego w obwodzie;
- ◆ wymienić różnice między pracą ogniwa a procesem elektrolizy;
- ◆ przewidzieć produkty elektrolizy wodnych roztworów soli, kwasów i zasad na elektrodach platynowych i grafitowych;
- ◆ wytłumaczyć zmianę odczynu przestrzeni przyelektrodowych podczas elektrolizy wodnych roztworów soli aktywnych metali i kwasów tlenowych na elektrodach platynowych;
- ◆ omówić proces elektrolizy wodnego roztworu chlorku sodu na katodzie rtęciowej i anodzie grafitowej;
- ◆ omówić zastosowania elektrolizy;
- ◆ zaplanować i wykonać doświadczenia pozwalające otrzymać metodą elektrolizy np. wodór, tlen, cynk i jod;
- ◆ wymienić rodzaje ogniw ładowalnych;
- ◆ opisać procesy zachodzące podczas ładowania i rozładowywania akumulatora ołowiowego i niklowo-wodorkowego;
- ◆ dokonać prostych obliczeń rachunkowych z uwzględnieniem praw elektrolizy Faradaya.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Badanie właściwości chemicznych związków manganu (doświadczenie 1, 2) i chromu (doświadczenie 3, 4).
- ◆ Dyskusja na temat amfoterycznych właściwości wodorotlenku chromu(III). Eksperymentalna weryfikacja hipotez (doświadczenie 5).
- ◆ Wykazanie, że reakcja cynku z H_2SO_4 jest procesem egzoenergetycznym. Stwierdzenie wydzielania energii na sposób pracy (zmiana objętości) i na sposób ciepła (doświadczenie 6).
- ◆ Budowa ogniwa Volty. Stwierdzenie wydzielania wodoru na płycie miedzianej. Rozmowa na temat zasady działania ogniwa (doświadczenie 7).
- ◆ Badanie konstrukcji ogniwa Leclanche'go; próba identyfikacji jego elementów składowych (doświadczenie 8).
- ◆ Omówienie, z zastosowaniem odpowiednich foliogramów, konstrukcji i przeznaczenia standardowego półogniwa wodorowego.
- ◆ Rozmowa na temat sposobu pomiaru potencjału półogniw. Korzystanie z tabel potencjałów standardowych półogniw.
- ◆ Planowanie doświadczeń z możliwością przewidywania kierunku reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych.
- ◆ Obliczanie ze wzoru Nernsta potencjału półogniw w warunkach niestandardowych.
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu na temat mechanizmu elektrolizy wodnych roztworów kwasów, zasad i soli.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Badanie przebiegu elektrolizy wodnych roztworów kwasów, zasad i soli (doświadczenie 9).
- ◆ Odnajdowanie w dostępnej literaturze danych na temat zastosowań elektrolizy.
- ◆ Ilustrowanie zastosowań elektrolizy odpowiednimi doświadczeniami (doświadczenie 10, 11, 12).
- ◆ Omówienie, z użyciem foliogramu, budowy akumulatora ołowiowego.
- ◆ Konstruowanie i sprawdzenie działania akumulatora ołowiowego (doświadczenie 13).
- ◆ Rozmowa na temat reakcji zachodzących w akumulatorze ołowiowym podczas czerpania z niego energii oraz w trakcie procesu ładowania.
- ◆ Omówienie (na podstawie fragmentu podręcznika) budowy i zasad działania akumulatorów zasadowych.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań dotyczących praw elektrolizy Faradaya.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

1. (U) Redukcja manganianu(VII) potasu w obecności: kwasu siarkowego(VI), wodorotlenku sodu i w środowisku obojętnym azotanem(III) potasu lub azotanem(III) sodu.
2. (U) Strącanie osadu wodorotlenku manganu(II) i utlenianie go nadtlenkiem wodoru.
3. (U) Utlenianie siarczanu(VI) chromu(III) nadtlenkiem wodoru w środowisku zasadowym.
4. (U) Redukcja dichromianu(VI) potasu nadtlenkiem wodoru w środowisku kwaśnym.
5. (U) Strącanie osadu wodorotlenku chromu(III) i badanie jego amfoterycznych właściwości.
6. (N) Badanie efektów energetycznych reakcji cynku z kwasem siarkowym(VI). Wykazanie wzrostu temperatury układu i wykonywania przez wodór pracy zmiany objętości.
7. (N) Konstruowanie ogniwa Volty.
8. (U) Rozmontowanie ogniwa Leclanche'go oraz badanie jego elementów składowych. Wykrycie obecności sadzy, NH_4Cl w reakcji ze stężonym roztworem NaOH oraz MnO_2 w reakcji ze stężonym HCl .
9. (U) Elektroliza wodnych roztworów NaCl , CuSO_4 i Na_2SO_4 z użyciem elektrod platynowych lub grafitowych.
10. (U) Elektroliza wodnego roztworu CuSO_4 z zastosowaniem elektrod miedzianych.
11. (N) Elektroliza roztworu wodnego NaCl przy użyciu katody rtęciowej i anody grafitowej.
12. (N) Elektroliza wodnego roztworu NaCl w U-rurce z użyciem elektrod grafitowych. Stwierdzenie odczynu zasadowego roztworu w pobliżu katody.
13. (N) Budowa i ukazanie działania akumulatora ołowiowego.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Obliczanie ze wzoru Nernsta potencjału półogniw w warunkach niestandardowych.
- ◆ Ustalanie wartości SEM ogniw.
- ◆ Obliczenia z uwzględnieniem praw elektrolizy Faradaya.

Nowoczesne metody badania struktury materii

moduł VI

Moduł ten należy w całości potraktować jako nadobowiązkowy. Zachęcamy jednak do zapoznania uczniów z poruszonymi w nim treściami. We współczesnych laboratoriach klasyczne techniki badania substancji przestały odgrywać rolę, jaką pełniły jeszcze kilkadziesiąt lat temu. Trudno więc mówić o wszechstronnym i nowoczesnym kształceniu, pomijając opis najważniejszych narzędzi pracy chemików. Stanowisko to znalazło również odzwierciedlenie w *Standardach międzynarodowej matury*, w których metody spektroskopowe zajęły należne im miejsce.

W różnych odmianach spektroskopii występują efekty fizykochemiczne, które umożliwiają szybką i precyzyjną identyfikację substancji, a także opis budowy ich cząsteczek. Coraz częściej stosuje się spektroskopię nie tylko w laboratoriach naukowych, ale także w medycynie (rezonans jądrowy), w przemyśle do kontroli jakości produktów, w badaniach zawartości alkoholu w wydychanym powietrzu oraz w monitorowaniu zanieczyszczeń środowiska naturalnego. W laboratoriach badawczych większość osób korzystających z metod spektroskopowych nie obsługuje własnoręcznie przyrządów, ale jedynie zajmuje się interpretacją otrzymanych widm. Dlatego brak spektroskopów w szkołach nie powinien być argumentem stojącym na przeszkodzie omawiania podstaw technik instrumentalnych.

Treści modułu korespondują z zagadnieniami poruszonymi w 3. dziale *pierwszej części* programu. Ich realizację rozpoczynamy od opisu spektroskopii masowej, kładąc nacisk na interpretację zamieszczonych w podręczniku widm masowych i zwracając uwagę uczniów na zalety i zastosowania tej metody badania materii. Następnie przypominamy najważniejsze cechy promieniowania elektromagnetycznego i przystępujemy do opisu jego oddziaływania z materią. Pomijamy spektroskopię atomową omówioną w *pierwszej części* programu i przystępujemy do klasyfikacji spektroskopii cząsteczkowej.

Spektroskopię magnetycznego rezonansu jądrowego, z powodu złożonej natury zjawisk fizycznych, omawiamy, koncentrując się głównie na wyglądzie i analizie widma węglowego i protonowego. Bogato ilustrowany widmami NMR podręcznik pomoże uczniom dostrzec związek między formą i położeniem sygnałów w widmie a budową związku. Następnie opisujemy spektroskopię w podczerwieni, akcentując jej zastosowanie np. w kryminalistyce. Ważne jest, aby rozważania uzmysłowiły uczniom kwantowanie poziomów elektronowych, oscylacyjnych i rotacyjnych. Dopiero wtedy można dostrzec związek między absorpcją promieniowania

o danej długości fali a strukturą molekuł, np. obecnością w nich określonych grup funkcyjnych.

Spektroskopia w obszarze widzialnym i w nadfiolecie daje możliwość pogłębienia wiedzy o elektronowej budowie drobin chemicznych, m.in. teorii orbitali molekularnych oraz roli wiązań. Stwarza także okazję poszerzenia wiedzy uczniów o barwie związków. Młodzież powinna dojść do przekonania, że cząsteczki działają jak swoiste filtry, a rodzaj absorbowanego promieniowania zależy od występujących w nich wiązań i ugrupowań atomów.

Niestety, większości omawianych w tym dziale treści nie będzie można zilustrować doświadczeniami, dlatego niezbędne jest korzystanie z widm, wykresów i schematów zamieszczonych w podręczniku albo wyszukiwanie stosownych danych w dostępnej literaturze. Warto posługiwać się foliogramami, które pozwolą na wspólną interpretację widm.

Uczniowie powinni stosować zdobytą wiedzę i umiejętności w rozwiązywaniu prostych problemów, np. przewidywać możliwe struktury związków organicznych na podstawie danych spektroskopowych.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Przypomnienie teoretycznych podstaw spektrometrii mas.
- ◆ Zrozumienie przyczyn zastosowania spektroskopii masowej do identyfikacji substancji i oznaczania ich mas cząsteczkowych.
- ◆ Opanowanie podstaw interpretacji widm masowych prostych substancji.
- ◆ Zrozumienie zastosowania spektroskopii masowej do oznaczania składu izotopowego pierwiastków.
- ◆ Wykazanie możliwości określenia za pomocą węglowego widma NMR struktury szkieletu węglowego badanej cząsteczki.
- ◆ Ukazanie możliwości analizy budowy cząsteczki na podstawie widma protonowego NMR.
- ◆ Opanowanie podstaw interpretacji najprostszych widm NMR.
- ◆ Przypomnienie podstawowych wielkości fizycznych (długości fali, częstości i energii) opisujących promieniowanie elektromagnetyczne.
- ◆ Poznanie zakresów długości fal promieniowania elektromagnetycznego absorbowanego w różnych rodzajach spektroskopii molekularnej.
- ◆ Zrozumienie, że różnym rodzajom widm cząsteczkowych odpowiada absorpcja promieniowania odpowiedzialna za zmianę poziomów energetycznych cząsteczki (elektronowych, oscylacyjnych i rotacyjnych).
- ◆ Zastosowanie spektroskopii IR do określania struktury prostych cząsteczek.
- ◆ Przedstawienie zastosowania tzw. zakresu daktyloskopowego widma IR w badaniach detektywistycznych oraz monitorowaniu skażeń środowiska naturalnego.
- ◆ Wykazanie roli wiązań σ i π w absorpcji promieniowania elektromagnetycznego.
- ◆ Pogłębienie wiadomości o przyczynach barwy niektórych związków chemicznych.
- ◆ Poznanie zastosowań spektroskopii w zakresie nadfioletu i światła widzialnego.

Zakres treści

- ◆ Spektroskopia mas.
- ◆ Spektroskopia magnetycznego rezonansu jądrowego.
- ◆ Spektroskopia w podczerwieni.
- ◆ Spektroskopia w nadfiolecie i w świetle widzialnym.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego modułu uczeń powinien:

- ◆ omówić działanie spektrometru masowego;
- ◆ zinterpretować proste widmo masowe;
- ◆ z danych, odczytanych z widma masowego, ustalić masę cząsteczkową substancji o prostej budowie;
- ◆ wytłumaczyć zastosowanie technik izotopowych w badaniach chemicznych;
- ◆ omówić podstawy magnetycznego rezonansu jądrowego ^1H i ^{13}C ;
- ◆ wyjaśnić, jak otoczenie chemiczne protonu wpływa na pole magnetyczne, które na niego działa, i w konsekwencji na absorpcję energii;
- ◆ opisać wpływ sąsiednich protonów na pole magnetyczne działające na dany proton;
- ◆ określić na podstawie widma NMR liczbę protonów w każdej z grup obecnych w danej cząsteczce (wielkość powierzchni pików daje względną liczbę protonów w grupie);
- ◆ określić na podstawie widma NMR liczbę protonów sąsiadujących z danym protonem;
- ◆ zaproponować na podstawie widma NMR możliwe struktury cząsteczki;
- ◆ omówić zastosowanie spektroskopii NMR jako narzędzia diagnostycznego w medycynie;
- ◆ wykazać, że promieniowanie elektromagnetyczne ma charakter kwantowy;
- ◆ przeliczyć długość fali na częstotliwość;
- ◆ obliczyć energię kwantu promieniowania elektromagnetycznego o danej częstotliwości;
- ◆ zidentyfikować charakterystyczne pasma absorpcyjne w widmie IR;
- ◆ opisać zastosowanie spektroskopii IR w analizie, np. w kontroli jakości, monitorowaniu zawartości alkoholu w wydychanym powietrzu, monitorowaniu zanieczyszczeń powietrza;
- ◆ omówić procesy prowadzące do absorpcji energii, uwzględniając rolę elektronów σ i π ;
- ◆ wytłumaczyć przyczyny barwy związków organicznych;
- ◆ omówić korzyści płynące z wykorzystania widm absorpcyjnych w nadfiolecie i w świetle widzialnym w badaniach struktury cząsteczek.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Omówienie, z użyciem foliogramu, zasady działania spektrometru masowego.
- ◆ Rozmowa na temat składu izotopowego pierwiastków (doświadczenie 1).
- ◆ Dyskusja na temat zastosowania technik znakowania izotopami w celu poznania sposobu przebiegu reakcji oraz metod radioizotopowego oznaczania wieku.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Interpretowanie widm masowych substancji (doświadczenie 2, 3).
- ◆ Analiza, za pomocą stosownego foliogramu widma promieniowania elektromagnetycznego.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych poprzez rozwiązywanie zadań dotyczących przeliczania długości fali na częstość i obliczanie energii kwantu promieniowania elektromagnetycznego o podanej częstości lub długości fali.
- ◆ Omówienie podstaw teoretycznych metod spektroskopowych.
- ◆ obejrzenie fragmentu filmu na temat zastosowania spektroskopii magnetycznego rezonansu jądrowego w diagnostyce medycznej.
- ◆ Interpretowanie widm ^1H i ^{13}C prostych substancji organicznych (doświadczenie 4, 5).
- ◆ Dyskusja na temat przyczyn absorpcji promieniowania tylko o określonej energii. Modelowanie zachowania cząsteczek i atomów w trakcie absorpcji energii. Wyprowadzenie wniosku o kwantowaniu elektronowych, oscylacyjnych i rotacyjnych poziomów energetycznych cząsteczki.
- ◆ Analiza i interpretacja widm IR substancji (doświadczenie 6, 7).
- ◆ Rozmowa na temat możliwości zastosowania zakresu daktyloskopowego widma IR w badaniach detektywistycznych oraz w monitorowaniu skażeń środowiska naturalnego.
- ◆ Dyskusja na temat możliwości korzystania z barw związków w badaniach chemicznych (doświadczenie 8).
- ◆ Prezentacja przykładowych widm w nadfiolecie i świetle widzialnym oraz omówienie korzyści płynących z ich analizy podczas badania struktury cząsteczek.
- ◆ Przewidywanie struktury nieznanej substancji na podstawie interpretacji różnych jej widm.

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

1. (N/U) Analiza widma masowego chloru – stwierdzenie istnienia izotopów.
2. (N/U) Analiza widma masowego metanu, etanu i propanu.
3. (N/U) Analiza widm masowych etanolu, kwasu octowego, octanu etylu i benzenu.
4. (N/U) Porównanie widm ^1H i ^{13}C octanu metylu.
5. (N/U) Analiza widm wodorowych i węglowych NMR alkoholu etylowego, kwasu octowego i octanu etylu.
6. (N/U) Analiza widma IR alkoholu etylowego, kwasu octowego, octanu etylu i acetonu.
7. (N/U) Porównanie widm IR heksanu, heks-1-enu, heks-1-ynu.
8. (N) Otrzymywanie i badanie właściwości fenoloftaleiny.

Typy zadań rachunkowych

- ◆ Przeliczanie długości fali na częstość.
- ◆ Obliczanie energii kwantu promieniowania elektromagnetycznego o podanej częstości lub długości.
- ◆ Ustalanie wzorów związków organicznych na podstawie ich składu procentowego, masy molowej i charakteru widma.

Mechanizmy reakcji chemicznych

moduł VII

Nadrzędnym celem realizacji tej części programu jest usystematyzowanie i pogłębienie wiadomości uczniów o właściwościach związków organicznych i reakcjach, którym podlegają. Omawiamy tu przebieg najistotniejszych reakcji, uzupełniając wiadomości uczniów o ważniejsze właściwości związków.

Realizację modułu rozpoczynamy od przypomnienia zależności między budową elektronową cząsteczek i jonów a ich właściwościami kwasowo-zasadowymi w ujęciu Lewisa. Zajmujemy się najpierw charakterystyką reagentów atakujących cząsteczki związków organicznych. Zwrócenie uwagi młodzieży na obecność wolnej pary elektronowej na atomie azotu cząsteczki amoniaku pozwala zaliczyć amoniak i podobne mu indywidua, np. wodę i jon wodorotlenkowy, do grupy odczynników nukleofilowych. Nukleofile, w przemianach chemicznych, atakują cząsteczki mające niedomiar elektronów i atak taki pozwala wyróżnić pierwszą grupę reakcji.

Przeciwstawne do nukleofilów właściwości wykazują cząstki (cząsteczki lub jony) z deficytem elektronów, np. BF_3 i H^+ , nazywane elektrofilami. Reagenty te atakują cząsteczki bogate w elektrony π wiązania wielokrotnego lub zdelokalizowane elektrony układu aromatycznego. Atak czynników elektrofilowych jest typowy dla drugiej grupy omawianych reakcji.

Trzecim rodzajem omawianych czynników są rodniki, czyli atomy lub grupy atomów zawierające niesparowany elektron. Procesy z udziałem rodników są podstawą wyróżnienia ostatniej, omawianej w liceum, grupy reakcji. Godnym polecenia sposobem ilustracji struktury elektronowej cząstek są wzory Lewisa.

Dopiero po tym wstępie przystępujemy do opisu głównych sposobów przekształcenia substratów w produkty. Rozpoczynamy od substytucji wolnorodnikowej, uzupełniając przy okazji najważniejsze informacje o właściwościach i zastosowaniach alkanów. Nacisk kładziemy na kraking cięższych frakcji destylacji ropy naftowej, który ma charakter wolnorodnikowy. Powstające podczas krakingu niższe alkeny są kłamrą tematyczną pozwalającą zająć się addycją elektrofilową, czyli reakcją przyłączenia. W tym miejscu omawiamy także przebieg reakcji Kuczerowa – addycję wody do acetylenu.

Kluczowym elementem realizacji tego modułu jest ugruntowanie wiadomości o aromatyczności związków i jej wpływie na przebieg reakcji, np. nitrowania benzenu. Omawianie mechanizmu substytucji elektrofilowej w pochodnych benzenu wymaga wyjaśnienia reguły podstawników. Zrozumienie mechanizmu substytucji elektrofilowej porządkuje wiedzę uczniów o sposobach przekształcania pochodnych węglowodorów aromatycznych.

Mechanizm substytucji nukleofilowej, omówiony na przykładzie reakcji halogenopochodnych alkanów, systematyzuje wiedzę uczniów o alifatycznych pochodnych węglowodorów. Uzupełnieniem tych wiadomości będzie zrozumienie przebiegu reakcji eliminacji.

Dział zamykają treści dotyczące addycji nukleofilowej. Przyłączenie nukleofilów do grupy karbonylowej stanowi podstawę pogłębienia wiadomości o chemii

aldehydów i ketonów oraz monosacharydów. Hydroliza estrów kwasów karboksylowych pozwoli wykazać, że nukleofil może spełniać nie tylko funkcję cząstki przyłączającej się do węgla karbonylowego, ale także wypierać z cząsteczki pochodnej kwasu inny fragment.

Dodatkowego wyjaśnienia wymaga nazewnictwo mechanizmów reakcji w chemii organicznej, które są określane w dwojaki sposób, np. reakcja podstawienia lub substytucja. Używanie nazw „substytucja”, „addycja” jest uzasadnione występowaniem tych określeń w *Syllabusie*.

Szczegółowe cele kształcenia

- ◆ Ugruntowanie i poszerzenie wiadomości o budowie i nazewnictwie związków organicznych.
- ◆ Pogłębienie wiedzy na temat najważniejszych klas związków organicznych poprzez zrozumienie sposobu, w jaki reagują.
- ◆ Uświadomienie korzyści płynących ze znajomości mechanizmu przemiany substratów w produkty.
- ◆ Wykazanie związku między budową czynników atakujących i sposobem, w jaki reagują.
- ◆ Poznanie mechanizmu substytucji wolnorodnikowej jako najważniejszego typu reakcji węglowodorów nasyconych.
- ◆ Uświadomienie, że reakcja krakingu cięższych frakcji destylacji ropy naftowej jest procesem o mechanizmie rodnikowym.
- ◆ Udowodnienie, że wiele gwałtownych reakcji, np. spalanie węglowodorów, ma przebieg wolnorodnikowy.
- ◆ Powiązanie właściwości elektrofilowych i nukleofilowych substancji z ich strukturą elektronową.
- ◆ Zwrócenie uwagi uczniów na rolę kwasów i zasad Lewisa w przebiegu reakcji związków organicznych.
- ◆ Pogłębienie wiedzy o budowie i właściwościach węglowodorów nienasyconych poprzez zrozumienie mechanizmu reakcji przyłączenia do alkenów.
- ◆ Wykazanie, że wiązania wielokrotne π mogą być źródłem elektronów dla czynników elektrofilowych.
- ◆ Wyjaśnienie słuszności reguły Markownikowa różnicą trwałości karbokationów.
- ◆ Pogłębienie wiedzy o budowie i właściwościach węglowodorów aromatycznych.
- ◆ Zrozumienie konsekwencji delokalizacji elektronów w układach aromatycznych dla przebiegu reakcji substytucji elektrofilowej.
- ◆ Poznanie mechanizmu substytucji elektrofilowej w układach aromatycznych na przykładzie reakcji nitrowania benzenu.
- ◆ Wyjaśnienie wpływu kierującego podstawników w reakcji substytucji elektrofilowej pochodnych benzenu.
- ◆ Opanowanie umiejętności planowania syntez pochodnych węglowodorów aromatycznych.
- ◆ Pogłębienie wiedzy o właściwościach halogenopochodnych i metodach otrzymywania z nich innych pochodnych węglowodorów alifatycznych.

- ◆ Zrozumienie mechanizmu substytucji nukleofilowej na przykładzie reakcji hydrolizy zasadowej halogenków alkilów.
- ◆ Uzmysłowanie wpływu budowy halogenków alkilów (rzędowości) na mechanizm reakcji wymiany atomu halogenu na inne grupy funkcyjne.
- ◆ Poznanie mechanizmu reakcji eliminacji.
- ◆ Opanowanie umiejętności przewidywania orientacji reakcji eliminacji, np. określania produktu reakcji usunięcia cząsteczki HX z halogenopochodnych alkanów.
- ◆ Pogłębienie wiadomości o właściwościach związków karbonylowych: aldehydach, ketonach i monosacharydach.
- ◆ Zrozumienie sposobu przyłączenia czynników nukleofilowych do atomu węgla grupy karbonylowej.
- ◆ Poznanie mechanizmu hydrolizy pochodnych kwasów karboksylowych w środowisku kwaśnym i zasadowym.

Zakres treści

- ◆ Mechanizm reakcji substytucji wolnorodnikowej.
- ◆ Addycja elektrofilowa.
- ◆ Substytucja elektrofilowa w układach aromatycznych.
- ◆ Reguła podstawników.
- ◆ Substytucja nukleofilowa.
- ◆ Eliminacja.
- ◆ Addycja nukleofilowa do związków karbonylowych.
- ◆ Hydroliza pochodnych kwasów karboksylowych.

Przewidywane osiągnięcia ucznia

Po zakończeniu tego modułu uczeń powinien:

- ◆ napisać wzory ogólne związków należących do szeregów homologicznych: alkanów, alkenów, alkinów i różnych grup, jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów;
- ◆ podać nazwy systematyczne różnych typów węglowodorów i jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów, zawierających od 1 do 10 atomów węgla w cząsteczkach;
- ◆ stosować w nazewnictwie dwupodstawionych pochodnych benzenu system przedrostków: *orto-*, *meta-* i *para-*;
- ◆ opisać mechanizm substytucji wolnorodnikowej na przykładzie reakcji chlorowania metanu na świetle;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego światło lub podwyższona temperatura inicjują reakcje wolnorodnikowe;
- ◆ wytłumaczyć budowę rodników uzasadniającą ich reaktywność;
- ◆ wyjaśnić, dlaczego w reakcji chlorowania na świetle wymiana atomu wodoru, związanego z trzeciorzędowym atomem węgla, jest łatwiejsza niż wodoru związanego z węglem pierwszorzędowym;
- ◆ wytłumaczyć mechanizm reakcji przyłączenia bromu i chlorowodoru do etenu;

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ wyjaśnić warunki, w jakich zachodzi reakcja przyłączenia wody do etenu; podać treść reguły Markownikowa;
- ◆ uzasadnić orientację reakcji addycji jonowej chlorowodoru do propenu;
- ◆ napisać równanie reakcji polimeryzacji etenu i depolimeryzacji polietylenu;
- ◆ wytłumaczyć mechanizm reakcji polimeryzacji jonowej;
- ◆ narysować wzory strukturalne: benzenu, toluenu, *o*-, *m*-, *p*-ksylenu i naftalenu;
- ◆ wytłumaczyć na podstawie budowy cząsteczki benzenu przyczynę jego aromatyczności;
- ◆ wyjaśnić, na czym polega wpływ kierujący podstawników;
- ◆ przewidywać produkty reakcji nitrowania i bromowania pochodnych benzenu (toluenu, nitrobenzenu, kwasu benzoowego, fenolu i aniliny);
- ◆ napisać równania reakcji halogenków alkilowych z wodą, zasadą sodową, amoniakiem i cyjankiem sodu;
- ◆ wyjaśnić mechanizm substytucji nukleofilowej;
- ◆ wyjaśnić, jak zmiana stężenia zasady może wpłynąć na mechanizm zasadowej hydrolizy drugorzędowego halogenku alkilu;
- ◆ wytłumaczyć przebieg reakcji trzeciorzędowych halogenków alkilowych z czynnikami nukleofilowymi;
- ◆ zaprojektować doświadczenie, w wyniku którego halogenek alkilu zostanie przekształcony w alkohol;
- ◆ wykazać, że reakcja odwodnienia etanolu w środowisku kwasu siarkowego(VI) przebiega według mechanizmu eliminacji;
- ◆ wytłumaczyć budowę związków karbonylowych: aldehydów, ketonów i monosacharydów;
- ◆ wyjaśnić, w jaki sposób następuje przyłączenie czynników nukleofilowych do aldehydów i ketonów;
- ◆ napisać równanie reakcji aldehydu octowego z alkoholem etylowym;
- ◆ narysować wzory pierścieniowe glukozy;
- ◆ omówić właściwości cukrów prostych;
- ◆ wyjaśnić, co oznacza odwracalność reakcji estryfikacji i hydrolizy;
- ◆ opisać równowagę reakcji estryfikacji za pomocą stałej równowagi;
- ◆ omówić mechanizm hydrolizy octanu etylu w środowisku kwaśnym i zasadowym;
- ◆ zaprojektować i wykonać doświadczenie potwierdzające, że w wyniku hydrolizy zasadowej acetamidu powstaje amoniak i octan sodu.

Procedury osiągnięcia celów (propozycje do wyboru)

- ◆ Modelowanie heterolitycznego i homolitycznego rozrywania wiązań w cząsteczce X:Y. Przewidywanie produktów homolizy i heterolizy.
- ◆ Dyskusja na temat właściwości środowiska, sprzyjającego heterolizie – tworzeniu jonów i homolizie – powstawaniu rodników.
- ◆ Modelowanie cząsteczek fluorku boru, amoniaku, wody i jonów wodorowych oraz wodorotlenkowych; klasyfikowanie ich jako nukleofile i elektrofile.

- ◆ Eksperymentalne wykazanie, że reakcje zachodzące według mechanizmu substytucji wolnorodnikowej przebiegają gwałtownie (doświadczenie 1).
- ◆ Rozmowa na temat przebiegu reakcji chlorowania metanu na świetle, ze wskazówkami naprowadzającymi, np.: „Produktem ubocznym reakcji jest etan. *W jaki sposób powstaje etan z jednowęglowych cząsteczek substratów?*”
- ◆ Analiza ilustracji zamieszczonych w podręczniku, przedstawiających przebieg reakcji substytucji wolnorodnikowej.
- ◆ Eksperymentalne udowodnienie, że długie łańcuchy węglowodorów pękają w procesie krakingu termicznego (doświadczenie 2).
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu przedstawiającego sposób prowadzenia w petrochemii krakingu termicznego i katalitycznego.
- ◆ Zbadanie przebiegu reakcji addycji elektrofilowej do alkenów (doświadczenie 3).
- ◆ Próba wyjaśnienia przebiegu reakcji przyłączenia chlorowodoru do etenu. Analizowanie ilustracji zamieszczonych w podręczniku, przedstawiających mechanizm addycji elektrofilowej.
- ◆ Przedyskutowanie czynników wpływających na trwałość karbokationów.
- ◆ Przewidywanie możliwych produktów addycji jonowej chlorowodoru do propenu. Wnioskowanie, który z produktów dominuje w mieszaninie poreakcyjnej.
- ◆ Ilustracja doświadczalna przebiegu reakcji przyłączenia wody do etynu (doświadczenie 4).
- ◆ Rozmowa na temat przyczyn aromatyczności benzenu i naftalenu; modelowanie cząsteczek węglowodorów aromatycznych.
- ◆ Zbadanie przebiegu reakcji substytucji elektrofilowej w układach aromatycznych (doświadczenie 5, 6, 7).
- ◆ Dyskusja na temat zachowania pochodnych benzenu w reakcji substytucji elektrofilowej (szybkości reakcji i rodzaju produktu), potwierdzona eksperymentalnie (doświadczenie 8).
- ◆ Badanie przebiegu reakcji hydrolizy halogenku alkilu (doświadczenie 9).
- ◆ Modelowanie przebiegu reakcji hydrolizy halogenku alkilu. Rozmowa na temat warunków sprzyjających przebiegowi reakcji według mechanizmu jonowego.
- ◆ Przewidywanie produktów reakcji substytucji nukleofilowej halogenków alkilów (reakcja z wodą, zasadą sodową, amoniakiem, cyjankiem sodu).
- ◆ Badanie przebiegu reakcji eliminacji (doświadczenie 10, 11).
- ◆ Rozmowa na temat mechanizmu reakcji odwodnienia etanolu – wytłumaczenie roli kwasu siarkowego(VI). Wyjaśnienie obecności eteru dietylowego w produktach reakcji.
- ◆ Analiza schematów zamieszczonych w podręczniku, ilustrujących przebieg reakcji eliminacji.
- ◆ Przypomnienie budowy grupy karbonylowej, omówienie rozkładu ładunku w jej obrębie. Zaakcentowanie deficytu elektronowego na atomie węgla.
- ◆ Dyskusja na temat właściwości substancji, które mogą reagować ze związkami karbonylowymi.

PROGRAM NAUCZANIA

- ◆ Omówienie mechanizmu reakcji addycji nukleofilowej do związków karbonylowych. Analizowanie schematu zamieszczonego w podręczniku.
- ◆ Obejrzenie fragmentu filmu na temat właściwości chemicznych monosacharydów.
- ◆ Badanie przebiegu reakcji hydrolizy pochodnych kwasów karboksylowych (doświadczenie 12).
- ◆ Dyskusja o odwracalności reakcji estryfikacji i hydrolizy estrów oraz mechanizmu obu przemian. Uwzględnienie w rozmowie wyników metody atomów znaczących.
- ◆ Ćwiczenie umiejętności rachunkowych – rozwiązywanie zadań dotyczących odwracalności reakcji (z uwzględnieniem stałej równowagi).

Doświadczenia (propozycje do wyboru)

1. (N) Chlorowanie lub bromowanie metanu na świetle.
2. (N) Kraming termiczny nafty.
3. (N) Reakcja addycji chloru do etenu.
4. (N) Przyłączenie wody do acetylenu wobec siarczanu(VI) rtęci(II) i kwasu siarkowego(VI).
5. (N) Bromowanie toluenu wobec żelaza. Wykrycie obecności bromowodoru w produktach reakcji.
6. (N) Nitrowanie naftalenu.
7. (U) Reakcja naftalenu z wodą bromową.
8. (N) Reakcja fenolu i aniliny z wodą bromową.
9. (N) Reakcja wybranego halogenku alkilu, np. 1-bromobutanu, z wodnym roztworem wodorotlenku potasu.
10. (N) Reakcja wybranego halogenku alkilu, np. 1-bromobutanu, z alkoholowym roztworem wodorotlenku potasu.
11. (N) Dehydratacja alkoholu etylowego lub propylowego stężonym kwasem siarkowym(VI).
12. (U) Hydroliza octanu etylu w środowisku kwasu siarkowego(VI) lub wodorotlenku sodu.

Typy zadań rachunkowych

- Obliczenia z uwzględnieniem stałej równowagi.
- Obliczanie stężeń równowagowych reagentów w reakcji estryfikacji.
- Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji przebiegających z udziałem związków organicznych.

Kontrola i ocena osiągnięć uczniów

6

W realizacji programu niezbędna jest bieżąca i działowa ocena stopnia opanowania przez uczniów omawianych treści. W każdym dziale i module „Szczegółowe cele kształcenia” określają poziom wymagań, których minimum odpowiada *Podstawie programowej*... Przewidywane osiągnięcia ucznia wskazują na zakres wiadomości i umiejętności podlegających ocenie. W całym kursie chemii konieczne jest położenie nacisku na zrozumienie przyswajanych treści, co powinno znajdować odzwierciedlenie w formułowanych pytaniach kontrolnych.

Niezbędne jest również sprawdzanie poprawności stosowanej nomenklatury chemicznej oraz umiejętności korzystania ze zdobytej wiedzy w życiu codziennym.

W celu ułatwienia uczniom oceny stopnia przyswajania wiedzy, w podręczniku, na końcu każdego rozdziału znajdują się zagadnienia zatytułowane „Sprawdź, czego się nauczyłeś” i „Sprawdź, czy potrafisz”. Dotyczą one m.in. problemów eksperymentalnych, na których rozwiązywanie został zarezerwowany czas po realizacji odpowiedniej partii materiału.

Ponieważ cele ogólne nauczania w zakresie kształcenia podstawowego (ogólnego) są inne niż w kształceniu rozszerzonym, nauczyciel powinien, w pewnym stopniu, zróżnicować stosowane formy kontroli i oceny osiągnięć uczniów. Wydaje się uzasadnione, aby w *części pierwszej*, w bieżącej ocenie, preferować odpowiedzi ustne młodzieży, gdyż dają one możliwość sprawdzenia nie tylko znajomości, ale i zrozumienia podstawowych praw, pojęć i istoty przemian chemicznych.

Kształcenie rozszerzone ma na celu m.in. przygotowanie uczniów do pisemnego egzaminu z chemii, konieczne jest więc regularne stosowanie sprawdzianów zawierających pytania otwarte i testowe oraz kontrolowanie umiejętności rozwiązywania problemów obliczeniowych. Na tym etapie kształcenia praca uczniów powinna być bardziej twórcza i samodzielna, co również musi znaleźć odbicie w stawianych im wymaganiach. Wskazane jest sprawdzanie umiejętności stawiania hipotez w celu wyjaśnienia obserwowanych faktów oraz ich doświadczalnego weryfikowania poprzez samodzielne projektowanie i wykonywanie odpowiednich eksperymentów.

Poradniki dla nauczyciela, wchodzące w skład niniejszego pakietu edukacyjnego, zawierają przykładowe testy, zadania i sprawdziany dotyczące treści objętych prezentowanym programem. Dla ułatwienia pracy nauczyciela podlegające ocenie osiągnięcia uczniów są przełożone na oceny szkolne.

NOTATKI
