



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Projekt współfinansowany przez Unię Europejską w ramach Europejskiego Funduszu Społecznego

scenariusz lekcji nr 1

Odniesienie do podstawy programowej: zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Węglowodory**

Temat: **Acetylen jako przedstawiciel alkinów**

Cel ogólny:

Powtórzenie wiadomości na temat acetylenu, najprostszego węglowodoru zawierającego w cząsteczce wiązanie potrójne.

Cele operacyjne:

uczeń:

- wie, że acetylen to etyn (etin) – węglowodór nienasycony należący do alkinów,
- definiuje pojęcie alkiny i wyjaśnia, dlaczego zalicza się je do węglowodorów nienasyconych
- wyjaśnia budowę cząsteczki etynu na podstawie hybrydyzacji orbitali atomowych węgla,
- umie zbudować model cząsteczki acetylenu,
- otrzymuje etyn i bada jego właściwości,
- opisuje sposób otrzymywania etynu z karbidu,
- zapisuje równania reakcji otrzymywania, spalania etynu oraz przyłączania wodoru i bromu,
- wymienia właściwości fizyczne i chemiczne etynu, podaje jego zastosowanie,
- umie współpracować w grupie,
- umie prezentować wyniki własnej pracy.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, pogadanka,
- praktyczna – ćwiczenia uczniowskie, eksperyment,
- praca w grupach.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era,
- karta pracy,
- modele kulkowe,
- karbid, woda z etanolem (1:1) lub woda z denaturatem, fenoloftaleina, woda,
- probówki, korki do probówek, probówka z boczną rurką, wkraplacz, duży krystalizator, rurki odprowadzające, łyżeczka, statyw z łapą.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie listy obecności, pracy domowej, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

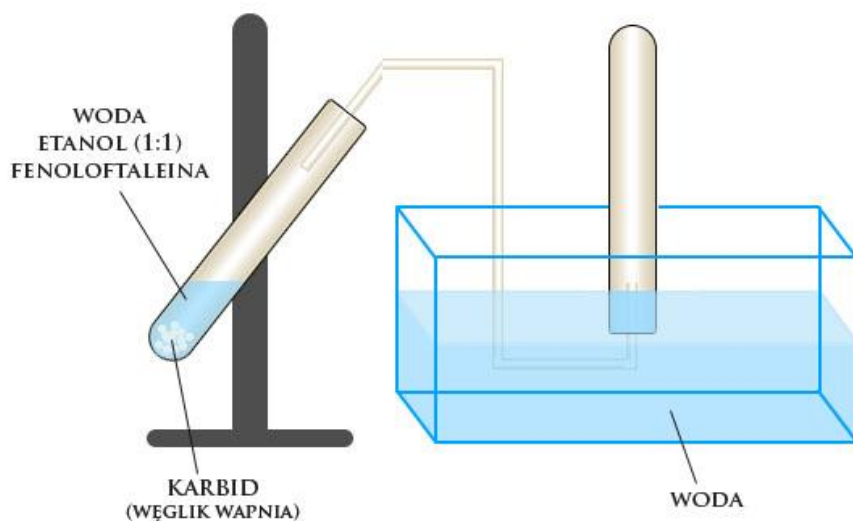
- Przypomnienie pojęć: węglowodór, szereg homologiczny, węglowodory nasycone i nienasycone.
- Podanie przykładów węglowodorów nasyconych i nienasyconych.
- Przypomnienie, w jaki sposób można odróżnić węglowodory nasycone od nienasyconych, np. etan od etenu.

III. Część właściwa:

- Nauczyciel przekazuje uczniom informację, że „bohaterem” lekcji jest węglowodór należący do alkinów o wzorze sumarycznym C_2H_2 . Zadaniem uczniów, którzy pracują w kilkuosobowych grupach, jest zbudowanie modelu tego węglowodoru z modeli kulkowo-pręcikowych, pamiętając, że węgiel jest czterowartościowy. Uczniowie mają na to zadanie 5 min.
- nauczyciel sprawdza poprawność wykonania modelu. Wybrany uczeń na podstawie modelu rysuje na tablicy wzór strukturalny tego związku.
- Po rozwiązaniu zadania nauczyciel podaje temat lekcji: Acetylen jako przedstawiciel alkinów, jednocześnie informuje uczniów, że nazwa chemiczna tego związku to etyn (etin).
- Nauczyciel zwraca się do uczniów z pytaniem: Jak można doświadczalnie sprawdzić, czy w cząsteczce acetylenu rzeczywiście występuje wiązanie wielokrotne? Uczniowie proponują, aby wprowadzić etyn do roztworu manganianu(VII) potasu lub do wody bromowej. Weryfikacja hipotezy poprzez wykonanie doświadczenia:

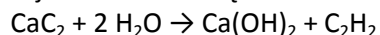
Doświadczenie.

OTRZYMYWANIE ACETYLENU I BADANIE JEGO WŁAŚCIWOŚCI



- Nauczyciel przeprowadza pokaz doświadczenia w asyście uczniów, uczniowie formułują ogólne wnioski, które jednocześnie są notatką:

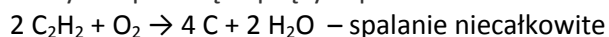
Acetylen (etyn) otrzymuje się w reakcji karbidu z wodą:



Użyty w doświadczeniu karbid (CaC_2) to biała, stała substancja krystaliczna. Jeśli jest świeży reakcja zachodzi gwałtownie. Wydziela się bezbarwny, bezwonny, nierozpuszczalny w wodzie gaz – acetylen C_2H_2 .

Acetylen powoduje odbarwienie wody bromowej lub roztworu manganianu(VII) potasu, podobnie jak etylen. Świadczy to o jego dużej aktywności chemicznej związanej z obecnością potrójnego wiązania między atomami węgla.

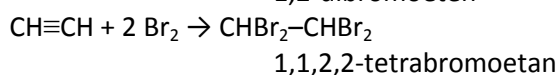
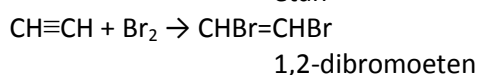
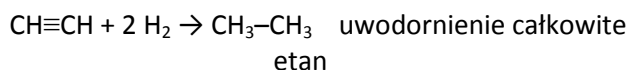
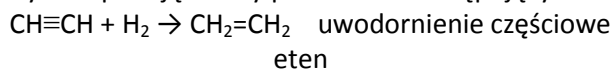
Acetylen spala się kopnącymi płomieniem. Proces spalania można opisać równaniami:



- Nauczyciel przekazuje uczniom informację, że acetylen jako węglowodór nienasycony ulega **reakcji addycji** i że reakcja przebiega podobnie jak w alkenach, uczniowie modelują przebieg reakcji etynu z wodorem i bromem, a następnie zapisują równania przebiegu tych reakcji.

- Nauczyciel zwraca uczniom uwagę, że ze względu na wiązanie potrójne, jedna cząsteczka etynu może reagować z jedną lub dwoma cząsteczkami wodoru lub fluorowca.

Uczniowie z pomocą nauczyciela podają nazwy produktów następujących reakcji.



- Nauczyciel ocenia poprawność odpowiedzi na zadania i aktywności uczniów.

III. Podsumowanie:

- przypomnienie, jakiej reakcji mogą ulegać węglowodory nienasycone z uwagi na wiązania wielokrotne między atomami węgla.
- omówienie polimeryzacji acetylenu na podstawie równania reakcji w podręczniku (jeśli czas pozwala –przedstawienie modelowe),
- określenie przez uczniów jakie nowe pojęcia wystąpiły na lekcji,
- pytania, analiza problemów.

IV. Zadanie domowe:

- Korzystając z różnych źródeł wiedzy, opisz zastosowanie acetylenu.
- Oblicz zawartość procentową węgla w cząsteczce etanu, etenu i etynu.

Literatura:

www.wikipedia.org.pl

scenariusz lekcji nr 2

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów**

Temat: **Alkohole monohydroksylowe - porównanie budowy i właściwości.**

Cel ogólny:

Zaprezentowanie alkoholi jako przykładu pochodnych węglowodorów oraz omówienie ich właściwości

Cele operacyjne:

uczeń:

- wyjaśnia, co to znaczy, że alkohole są pochodnymi węglowodorów nasyconych,
- wyjaśnia pojęcie jednofunkcyjne pochodne węglowodorów,
- wie co to jest grupa alkilowa i grupa funkcyjna,
- wyjaśnia pojęcie grupa hydroksylowa,
- wyjaśnia pojęcie alkohole monohydroksylowe,
- przedstawia szereg homologiczny oraz zapisuje wzory sumaryczne, strukturalne i półstrukturalne alkoholi monohydroksylowych,
- zapisuje wzór ogólny alkoholi monohydroksylowych,
- omawia zmiany właściwości alkoholi w szeregu homologicznym,
- określa rzędowość alkoholi,
- omawia metody otrzymywania i zastosowania alkoholi,
- bada właściwości etanolu,
- nazywa alkohole,
- bada odczyn etanolu i tłumaczy dlaczego mimo obecności grupy - OH odczyn jest obojętny,
- pisze równanie reakcji spalania etanolu,
- uświadamia sobie, że stałe spożywanie alkoholu prowadzi do uzależnienia i choroby – alkoholizmu,
- zna i stosuje się do przepisów BHP pracowni chemicznej,
- umie współpracować w grupie.

Metody formy pracy:

- słowna – praca z podręcznikiem,
- praktyczna – ćwiczenia uczniowskie,
- praca w grupach.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era,
- karta zadań dla grup,
- zestawy do modelowania atomów związków chemicznych,
- odczynniki: etanol, woda, nafta, papierek uniwersalny, białko jaja kurzego,
- szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, probówki, szalki Petriego, parownicza, bibuła filtracyjna, detektor przewodnictwa elektrycznego, łuczynko, zapałki.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie wiadomości na temat jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów.

III. Część właściwa:

- sformułowanie tematu lekcji i krótka rozmowa nauczyciela z uczniami – czego dowiemy się na dzisiejszej lekcji,
- nauczyciel wyjaśnia jak tworzy się cząsteczki alkoholu, następnie dzieli klasę na 6 grup i przydziela zadanie: utwórz i zbuduj model cząsteczki alkoholu monohydroksylowego pochodzącego od:

- I, III grupa – metanu
- II, V grupa – etanu
- III, VI grupa – propanu

Narysuj ich wzory strukturalne, półstrukturalne i napisz sumaryczne,

- uczniowie wykonują w grupach przydzielone zadania. Liderzy grup podchodzą do tablicy i rysują wzory strukturalne i półstrukturalne i na ich podstawie tworzą wzory sumaryczne alkoholi,
- uczniowie zapisują wzory w zeszytach,
- uczniowie przy pomocy nauczyciela tworzą wzór ogólny alkoholi i nazywają poszczególne grupy: R - grupa węglowodorowa i OH - grupa hydroksylowa,
- uczniowie nazywają alkohole i podkreślają charakterystyczną końcówkę –ol,
- nauczyciel ponownie dzieli klasę na 4 grupy i przydziela zadania dla poszczególnych grup (polecenia zawarte na kartkach):

Doświadczenie 1: Badanie fizyczne etanolu - **Gr. I**

Doświadczenie 2: Badanie odczynu etanolu - **Gr. II**

Doświadczenie 3: Działanie etanolu na białko jaja kurzego - **Gr. III**

Doświadczenie 4: Czy etanol jest substancją palną? - **Gr. IV**

- obserwacje i wnioski z przeprowadzonych doświadczeń uczniowie zapisują w zeszytach,
- nauczyciel ocenia poprawność wykonywanych zadań.

IV. Podsumowanie:

- nauczyciel wraz z uczniami omawia wpływ alkoholu na organizm człowieka,
- analiza problemów, pytania.

V. Zadanie domowe:

- podaj nazwę alkoholu monohydroksylowego pochodzącego od butanu, narysuj wzory strukturalne oraz napisz wzór sumaryczny tego alkoholu,
- wyjaśnij na czym polega proces fermentacji alkoholowej.
- co to jest alkoholizm?

Załącznik.

KARTA ZADAŃ DLA GRUP

GRUPA 1. Badanie właściwości fizycznych etanolu

Do zlewki wlej etanol i obserwuj jego właściwości fizyczne (stan skupienia, barwę, gęstość). Następnie zanurz dwa paski bibuły kolejno w etanolu i w wodzie. Obserwuj je bezpośrednio po wynurzeniu i po upływie pewnego czasu.

Do dwóch probówek zawierających kolejno: wodę i naftę wlej taką samą objętość etanolu. Otrzymane mieszaniny wymieszaj szklanym pręcikiem.

- Podaj właściwości fizyczne etanolu: stan skupienia, barwę, lotność
- Porównaj rozpuszczanie się etanolu w wodzie i w naftcie. Jak nazwiesz mieszaniny, które otrzymano w przeprowadzonym doświadczeniu?

GRUPA 2. Badanie odczynu etanolu

Do zlewki wlej roztwór etanolu. Zanurz w nim elektrody detektora przewodnictwa elektrycznego, a następnie uniwersalny papierek wskaźnikowy.

- Oceń, czy roztwór etanolu jest elektrolitem, oraz podaj, jaki ma odczyn. Odpowiedź uzasadnij.

GRUPA 3. Działanie etanolu na białko kurze

Do szalki Petriego zawierającej białko jaja kurzego dodaj etanol. Zaobserwuj zachodzące zmiany.

- Opisz wpływ etanolu na białko jaja kurzego. Z jakim rodzajem przemiany masz doczynienia w tym doświadczeniu.

GRUPA 4. Czy etanol jest substancją palną?

Do parownicy wlej niewielką ilość etanolu. Za pomocą zapalonego łuczywka przeprowadź próbę zapalenia etanolu w temperaturze pokojowej.

- Zbadaj palność etanolu. (Napisz równanie reakcji spalania etanolu)

scenariusz lekcji nr 3

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Roztwory**

Temat: **Analiza rozpuszczalności substancji w wodzie. Rozwiązywanie zadań.**

Cel ogólny: Utrwalenie umiejętności rozwiązywania zadań w oparciu o wykresy rozpuszczalności różnych substancji w wodzie

Cele operacyjne:

uczeń:

- wie od czego zależy rozpuszczalność,
- oblicza masę roztworu wykorzystując do obliczeń rozpuszczalność,
- analizuje krzywe rozpuszczalności dla różnych substancji,
- wykorzystuje dane z wykresu do obliczeń,
- sporządza wykres rozpuszczalności,
- wykonuje obliczenia, gdy temperatura roztworu rośnie lub spada.

Metody i formy pracy:

- praktyczna – ćwiczenia uczniowskie,
- praca indywidualna i grupowa.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- Tablice chemiczne,
- karta pracy.

Czas zajęć: 2 godziny lekcyjne.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności, sprawdzenie pracy domowej z lekcji poprzedniej.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie wiadomości z ostatniej lekcji: Co to jest krzywa rozpuszczalności?
- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji.

III. Część właściwa:

- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji:

Pierwsza godzina lekcyjna:

Nauczyciel wprowadza uczniów w temat lekcji. Uczniowie pod kierunkiem nauczyciela analizują krzywe rozpuszczalności z Podręcznika i wspólnie rozwiązują zadane zadania. Nauczyciel kontroluje i ocenia pracę uczniów. Na pracę domową dokończyć zadania z lekcji.

Druga godzina lekcyjna: Wykorzystanie krzywych rozpuszczalności w zadaniach.

Uczniowie samodzielnie analizują krzywe rozpuszczalności gazów i ciał stałych – Tablice chemiczne. A następnie w oparciu o dane z tych krzywych rozwiązują zadania z karty pracy, przy czym mogą

korzystać z podręcznika i zeszytu. Pod koniec lekcji nauczyciel zbiera karty pracy do oceny i na następnej lekcji podaje oceny z ww. zadaniami oraz wyjaśnia, na czym polegały popełnione przez uczniów błędy.

IV. Podsumowanie:

- analiza problemów, pytania.

V. Zadanie domowe (dla chętnych na ocenę celującą):

Na podstawie tabeli zależności rozpuszczalności substancji w wodzie od temperatury (Tablice chemiczne) narysuj na papierze milimetrowym krzywe rozpuszczalności dla:

- chlorku baru – BaCl_2
- węglanu potasu – K_2CO_3
- siarczanu(VI) glinu – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Porównaj wykresy i wyciągnij wnioski.

Załącznik:

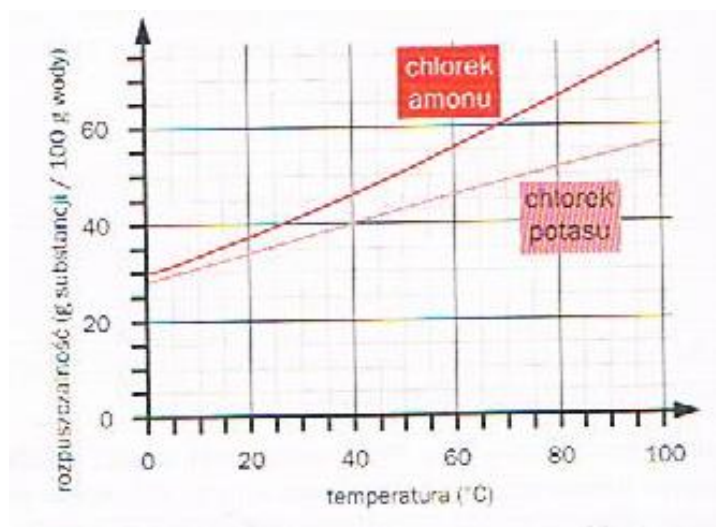
Temat: Wykorzystanie krzywych rozpuszczalności w zadaniach.

Imię i nazwisko ucznia:

.....

Karta pracy ucznia

Zadanie: Wykres przedstawia zależność rozpuszczalności od temperatury dla dwóch wybranych soli. Wykorzystaj informacje zawarte na wykresie, aby odpowiedzieć na pytania.



- Do 100 gramów wody o temperaturze 20°C dodano 60 g chlorku amonu. Ile gramów chlorku amonu uległo rozpuszczeniu, a ile się nie rozpuściło?
- W jakiej temperaturze rozpuszczalność chlorku potasu jest taka sama jak rozpuszczalność chlorku amonu w temperaturze 50°C?
- Ile gramów chlorku potasu można maksymalnie rozpuścić w 150 g wody o temperaturze 30°C?

Literatura: www.zamkor.pl

scenariusz lekcji nr 4

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych**

Temat: **Azot i jego związki.**

Cele operacyjne:

uczeń:

- wymienia najważniejsze składniki powietrza,
- zna symbol azotu i jego miejsce w układzie okresowym,
- określa właściwości azotu,
- wymienia właściwości fizyczne i chemiczne azotu,
- zna wzory najważniejszych związków azotu (tlenków, kwasu azotowego(V,)) oraz ich zastosowania,
- podaje cechy wspólne i różnice we właściwościach tlenu i azotu.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, praca z podręcznikiem,
- dyskusja,
- praca indywidualna – ćwiczenia uczniowskie na karcie pracy.

Materiały:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012,
- Encyklopedia chemiczna,
- Karta pracy ucznia.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie listy obecności, pracy domowej, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

Przypomnienie wiadomości:

1. Co to jest powietrze?
2. Wymień stałe i zmienne składniki powietrza?
3. Podaj zawartość procentową tlenu i azotu w powietrzu?

III. Część właściwa:

1. Sformułowanie tematu lekcji

Uczniowie pod kierunkiem nauczyciela analizują informację dotyczące tematu lekcji w podręczniku.

2. Przypomnienie wiadomości o budowie atomu azotu

Nauczyciel poleca wykonanie zadania 1. na Karcie pracy, kontroluje poprawność rozwiązań.

3. Ustalenie właściwości azotu

Nauczyciel poleca wykonanie zadania 2, koryguje odpowiedzi uczniów. Uczniowie wnioskuje i

przedstawiają właściwości azotu na podstawie danych

4. Ustalenie przemian związków azotu

Nauczyciel poleca wykonanie zadania 3, koryguje odpowiedzi uczniów. Uczniowie rozwiązują schemat, układają wzory związków, zapisują równania reakcji, nazywają produkty reakcji.

IV. Podsumowanie:

- nauczyciel zbiera karty pracy, ocenia pracę uczniów na lekcji, analiza problemów, pytania.

IV. Zadanie domowe:

1. Podaj zastosowanie azotu.
2. Opisz schemat obiegu azotu w przyrodzie.

Załączniki:

Temat: Azot i jego związki

Imię i nazwisko ucznia:

.....

Karta pracy ucznia

Zadanie 1. Uzupełnij brakujące dane w tabeli 1.

Tabela 1.

Pierwiastek	Symbol	Konfiguracja elektronowa atomu	Wzór elektronowy atomu	Wzór elektronowy cząsteczki N ₂	Wzór prostego jonu	Temp. topnienia, °C	Temp. wrzenia, °C
azot							

Informacje do zadania 2

Temperatura [°C]	0	20	40	60	80
Rozpuszczalność azotu [mg/100g H ₂ O]	2,7	1,7	1,4	1,3	1,2
Rozpuszczalność tlenu [mg/100g H ₂ O]	6,04	4,34	3,08	2,27	1,37

Średnia gęstość powietrza wynosi 1,29 g/dm³, a gęstości dwóch głównych składników powietrza wynoszą: 1,43 g/dm³ i 1,25 g/dm³. Zakładając, że powietrze zawiera objętościowo 21% tlenu i 78% azotu, wybierz z podanych gęstość azotu.

Do kolby z azotem wprowadzono żarzące się drewnienko. Zauważono, że palące się drewnienko gaśnie.

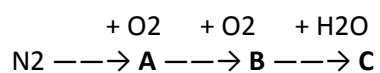
Zadanie 2. Korzystając z powyższych informacji określ właściwości azotu i wpisz je w tabelę 2.

Tabela 2.

Cechy substancji	Właściwości azotu
stan skupienia	
barwa i zapach	
rozpuszczalność w wodzie	
gęstość w porównaniu z powietrzem	
palność	
reaktywność	

Zadanie 3

Ustal wzory sumaryczne substancji oznaczonych w poniższym schemacie literami **A**, **B**, **C**.



Napisz odpowiednie równania reakcji i nazwij otrzymane związki azotu.

1.
2.
3.

scenariusz lekcji nr 5

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: *Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów*

Temat: **Badanie odczynu różnych roztworów.**

Cele operacyjne:

Uczeń wie:

- co to jest odczyn roztworu i od czego zależy,
- kiedy roztwór wykazuje odczyn kwaśny, zasadowy lub obojętny,
- co to jest i od czego zależy skala pH,
- jakie jest praktyczne zastosowanie skali pH w różnych dziedzinach życia,
- jakie są podstawowe substancje wskaźnikowe (indykatory).

Uczeń umie:

- zbadać odczyn roztworu za pomocą znanych wskaźników,
- oznaczyć pH roztworu za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego,
- określić odczyn roztworu na podstawie jego pH,
- współdziałać w grupie przy rozwiązywaniu problemów,
- formułować własny pogląd,
- wyciągać wnioski na podstawie informacji i obserwacji,
- stosować się do zasad BHP pracowni chemicznej.

Metody i formy pracy:

- podająca –opowiadanie z pokazem,
- poszukująca – dyskusja,
- praktyczna –eksperyment,
- praca w grupach

Materiały i pomoce:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- karta pracy ucznia,
- odczynniki: wywar z czerwonej kapusty, papierki uniwersalne, próbki substancji do badania pH (sok z kiszanej kapusty, sok z cytryny, ocet, Coca-Cola, woda destylowana, mleko, soda oczyszczona, płyn do naczyń, „kret”),
- szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewki, bagietki szklane, statyw.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. CZĘŚĆ ORGANIZACYJNA:

Sprawdzenie obecności, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. CZĘŚĆ NAWIAZUJĄCA:

Powtórzenie wiadomości z poprzedniej lekcji:

- Jaki może być odczyn roztworu?
- Od czego zależy odczyn roztworu?
- Co to jest pH?

Sprawdzenie pracy domowej

Uczniowie na podstawie podręcznika mieli określić odczyn roztworu dla różnych substancji o danej wartości pH.

III. CZĘŚĆ WŁAŚCIWA:

- podanie tematu lekcji i uświadomienie uczniom celów lekcji,
- nauczyciel formułuje hasło : „Jak zbadać odczyn roztworu?”- dyskusja,
- aby rozwiązać ewentualne wątpliwości dotyczące postawionego pytania uczniowie obserwują doświadczenie nr 1:

Doświadczenie 1: Wywar z czerwonej kapusty, jako wskaźnik kwasowo-zasadowy

Nauczyciel przeprowadza krótki eksperyment, uczniowie obserwują przebieg doświadczenia i wyciągają wnioski.

- uczniowie badają odczyn i pH różnych roztworów, wykonują doświadczenie nr2

Doświadczenie 2: Badanie pH i określanie odczynu wybranych roztworów

Uczniowie pracują w grupach według wskazówek nauczyciela i następującego porządku:

- rozdanie zestawów do doświadczenia, instrukcji i kart obserwacji
- przypomnienie zasad BHP
- wykonanie doświadczenia przez lidera
- zapis obserwacji na kartach (wszystkie osoby w grupie)
- formułowanie i zapis wniosków na temat odczynu roztworów (wszystkie osoby w grupie)

Podsumowanie i ocena pracy:

- uczniowie podają przykłady roztworów silnie kwaśnych, silnie zasadowych i obojętnych

IV. PODSUMOWANIE:

Pytania utrwalające np.:

- Jaki związek z odczynem roztworu ma jego pH?
- Wymień kolejne czynności, które prowadzą do ustalenia pH dowolnego roztworu.
- Do czego służy skala pH?
- Podaj w jakich dziedzinach życia ważne jest określanie pH i odczynu roztworu?

Ocena osób najbardziej aktywnych

Zebranie kart odpowiedzi

Zadanie domowe:

- Wyjaśnij, na podstawie dostępnych Ci źródeł, dlaczego raki są uważane za biologiczne wskaźniki wód?
- Wybrane zadania z podręcznika

KARTA PRACY UCZNIĄ

.....
Imię i nazwisko ucznia, klasa

.....
ocena

ph	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
odczyn roztworu	kwaśny						obo- jętny	zasadowy							



Rozdział 1 Instrukcja do Doświadczenia nr2.

Rozdział 2 Badanie pH i określanie odczynu wybranych roztworów

W kolejnych probówkach (naczyniach) znajdują się roztwory substancji, z którymi często spotykasz się w życiu codziennym.

Zadanie dla lidera grupy: Zbadaj **pH** tych roztworów przy pomocy papierka uniwersalnego. Otrzymane zabarwienia porównaj ze skalą barw na opakowaniu i odczytaj z niej **pH** każdego roztworu.

Zadania dla wszystkich osób w grupie: na podstawie odczytanej wartości pH określ odczyn badanych roztworów (wykorzystaj skalę pH znajdującą się na karcie). Obserwacje i wnioski samodzielnie zanotuj na karcie obserwacji.

Karta obserwacji

Uzupełnij tabelkę:

Badana substancja	Obserwacje		Wnioski
	Barwa papierka	pH roztworu	Odczyn roztworu
1. Ocet			
2. Coca cola			
3. Soda oczyszczona			
4. Płyn do naczyń			
5. Sok z cytryny			
6. Woda destylowana			
7. Sól kuchenna			
8. Mleko krowie			
9. „Kret”			
10. Sok z kiszzonej kapusty			

Zastanów się nad pytaniami:

- Które z badanych roztworów są silnie kwaśne?
- Które z badanych roztworów są silnie zasadowe?
- Które z badanych roztworów mają odczyn obojętny?
- Czy znasz przykłady procesów, zjawisk zachodzących w przyrodzie albo życiu codziennym, w których ściśle określona wartość pH ma istotne znaczenie?

scenariusz lekcji nr 6

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Roztwory**

Temat: **Co to jest i od czego zależy rozpuszczalność substancji?**

Cel ogólny: Zapoznanie uczniów z pojęciem rozpuszczalności substancji

Cele operacyjne:

uczeń:

- zna podział roztworów ze względu na ilość substancji rozpuszczonej,
- zna definicję roztworu: nasyconego, nienasyconego, stężonego, rozcieńczonego,
- zna definicję rozpuszczalności,
- wskazuje od czego zależy rozpuszczalność,
- zna metody rozdziału mieszanin na składniki,
- umie wyciągać wnioski na podstawie informacji i obserwacji,
- przestrzega zasad BHP pracowni chemicznej.
- odczytuje rozpuszczalność z wykresu dla danej substancji w danej temperaturze,
- umie na podstawie krzywych rozpuszczalności różnych substancji określić, dla których substancji szybkość zmian rozpuszczalności jest największa w podanym zakresie temperatur,
- umie określić zależność między rozpuszczalnością gazów w wodzie a temperaturą.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, pogadanka,
- ilustracyjna – wykresy rozpuszczalności ciał stałych i gazów w wodzie,
- praktyczna – eksperyment ,
- praca zespołowa i indywidualna– ćwiczenia uczniowskie.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- Tablice chemiczne,
- Karta pracy ucznia
- odczynniki: woda, siarczan(VI) miedzi(II),
- szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, tryskawka, bagietka, łyżeczka, krystalizator, palnik, trójnóg z siatką ceramiczną, waga analityczna, szalka Petriego.

Czas zajęć: 1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji.

II. Część nawiązująca:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- postawienie przez nauczyciela zadania problemowego – „Czy w danej ilości rozpuszczalnika można rozpuścić nieograniczoną ilość substancji?”

III. Część właściwa:

- aby odpowiedzieć na pytanie uczniowie obserwują przebieg doświadczenia pt. Sporządzenie nasyconego roztworu wodnego siarczanu(VI) miedzi(II),
- nauczyciel w asyście losowo wybranego ucznia przeprowadza eksperymenty zgodnie z instrukcją – karta pracy,
- uczniowie na podstawie obserwacji i wniosków z przeprowadzonych doświadczeń definiują rozpuszczalność substancji oraz dokonują podziału roztworów ze względu na ilość substancji rozpuszczonej (roztwór nasycony i nienasycony),
- nauczyciel wyjaśnia co to jest krzywa rozpuszczalności, oraz omawia, w jaki sposób rysuje się krzywe rozpuszczalności (tabela zależności rozpuszczalności substancji w wodzie od temperatury, np. z Tablic chemicznych).

IV. Podsumowanie:

- zapisanie w zeszycie przedmiotowym notatki z lekcji,
- zapytania uczniów.

V. Zadanie domowe:

- ćwiczenia w odszukiwaniu różnych informacji z wykresów rozpuszczalności substancji (Tablice chemiczne).

Załączniki:

Karta pracy – INSTRUKCJA DO DOŚWIADCZEŃ

Doświadczenie1. Sporządzenie nasyconego roztworu wodnego siarczanu(VI) miedzi(II)

BHP - **Siarczan(VI) miedzi(II)** jest substancją szkodliwą i niebezpieczną dla środowiska. Podczas wykonywania doświadczenia należy nosić odzież ochronną, okulary i rękawice ochronne.

1. Wlej do zlewki ok. 100 cm³ gorącej wody.
2. Dodawaj do zlewki z wodą porcjami CuSO₄. Zamieszaj bagietką zawartość zlewki po dodaniu każdej porcji.
3. Przerwij dodawanie siarczanu(VI) miedzi(II), gdy mimo mieszania sól nie będzie się rozpuszczać.
4. Otrzymany roztwór przesącz i zlej do krystalizatora.

Obserwacje:



siarczan(VI) miedzi(II) i woda przed wymieszeniem



W wodzie rozpuściła się tylko pewna możliwa do określenia ilość siarczanu(VI) miedzi(II).

Wniosek i komentarz:

Siarczan(VI) miedzi(II) dobrze rozpuszcza się w wodzie, tworząc roztwór. W danej ilości wody przy stałej temperaturze można rozpuścić ściśle określoną masę siarczanu(VI) miedzi(II). Uzyskany w ten sposób roztwór nazywamy roztworem nasyconym w tej temperaturze.

Doświadczenie 2. Wydzielenie siarczanu(VI) miedzi(II) z jego roztworu wodnego metodą krystalizacji.

1. Krystalizator z roztworem otrzymanym w doświadczeniu 1 ustaw w chłodnym i przewiewnym miejscu (lub wstaw do lodówki).
2. Obserwuj zawartość krystalizatora na następnych zajęciach.

Obserwacje:



W krystalizatorze pozostały niebieskie kryształy.

Wniosek i komentarz:

Siarczan(VI) miedzi(II) można wydzielić z jego roztworu wodnego metodą krystalizacji. W metodzie tej wykorzystuje się różnice w rozpuszczalności ciała stałego w wodzie dla różnych temperatur, a także różnice w lotności zmieszanych substancji. Im niższa temperatura, tym rozpuszczalność ciał stałych na ogół maleje. W związku z tym nadmiar substancji rozpuszczonej krystalizuje z roztworu nasyconego po obniżeniu jego temperatury. Jednocześnie zachodzi również proces parowania rozpuszczalnika, co powoduje dalszy wzrost kryształów w temperaturze otoczenia.

Literatura:

www.gim3chemia.strefa.pl

www.wikipedia.org

scenariusz lekcji nr 7

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Wiązania chemiczne**

Temat: **Co to jest wartościowość pierwiastka?**

Cel ogólny: Przypomnienie i utrwalenie wiadomości o zasadach łączenia się atomów.

Cele operacyjne:

uczeń wie:

- co to jest wartościowość pierwiastka,
- że pierwiastek może mieć kilka wartościowości,
- że pierwiastki w stanie wolnym mają wartościowość 0,

uczeń umie:

- odnaleźć wartościowość pierwiastka w dostępnych źródłach,
- opisać sposób powstawania cząsteczek pierwiastków chemicznych,
- określić rodzaj wiązań chemicznych w cząsteczkach pierwiastków chemicznych,
- rozróżniać wzory sumaryczne i strukturalne,
- tworzyć wzory sumaryczne i strukturalne związków chemicznych.

Metody i formy pracy:

- podająca
- poszukująco – naprowadzająca,
- zabawa ruchowa,
- praca indywidualna i grupowa.

Materiały:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- układ okresowy pierwiastków,
- tabela wartościowości.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie listy obecności, pracy domowej, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie wiadomości z ostatniej lekcji:
- 4. Jakie poznaliśmy rodzaje wiązań chemicznych?
- 5. Co to jest wzór: sumaryczny, strukturalny, elektronowy?

III. Część właściwa:

- sformułowanie tematu lekcji,
- nauczyciel wyjaśnia pojęcie wartościowości opierając się na wzorach prostych związków chemicznych np. H_2O , CO_2 . Co oznaczają te cyfry? Skąd wiemy ile atomów może połączyć się ze sobą tworząc związek chemiczny?
- zapoznanie się z tabelą wartościowości (uczniowie otrzymują tabelki):

WARTOŚCIOWOŚĆ	Rozdział 3 METALE	NIEMETALE
I	Na, K, Ag, Cu, Hg,	H, Cl, N,
II	Ca, Mg, Cu, Pb, Hg, Fe, Sn, Zn, Mn, Ba	N, S, C, O
III	Fe, Al, Cr,	N, Cl, P
IV	Sn, Pb,	N, Si, C, S,
V	Bi	P, N, Cl,
VI	Cr,	S
VII	Mn	Cl

- Zabawa ruchowa na dobry początek: „**Atomy łączcie się!**”.

Reguły gry:

(Zabawa sprawdza się podczas tłumaczenia uczniom zależności między wartością pierwiastka, a wzorem jego tlenku).

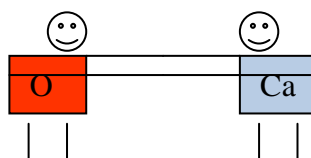
Nauczyciel prowadzący zabawę przyczepia uczniom karteczki z symbolami pierwiastków (w zabawie można wykorzystać tylko pierwiastki I i II wartościowe).



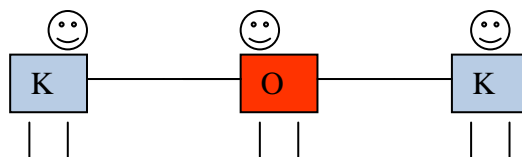
(jeden uczeń dostaje kilka karteczek, najwięcej uczniów otrzymuje symbole O)

Uczniowie poruszają się po klasie udając atomy będące w ruchu. Nauczyciel co kilka sekund podaje nazwę tlenku, jaki uczniowie muszą utworzyć, pamiętając że jedna ręka, to jedno wiązanie.

Np. tlenek wapnia



tlenek potasu



Uczniowie po kilku minutach mogą wymienić się karteczkami z symbolami pierwiastków.

- ćwiczenia w pisaniu wzorów sumarycznych i strukturalnych różnych związków chemicznych w oparciu o daną tabelę wartościowości (losowo wybrani uczniowie przedstawiają zapis wzorów związków chemicznych na tablicy),
- nauczyciel ocenia pracę uczniów na lekcji.

IV. Podsumowanie:

- zapisanie notatki, zdefiniowanie pojęć

Załącznik:

Przykładowy materiał dydaktyczny

Znając wartościowość pierwiastków możemy łatwo napisać wzór sumaryczny i strukturalny cząsteczki złożonej z dwóch pierwiastków. Zasady te dotyczyć będą tylko tych cząsteczek, w których nie ma wiązań chemicznych między atomami tego samego pierwiastka.

1. Pisanie wzoru sumarycznego na podstawie wartościowości.

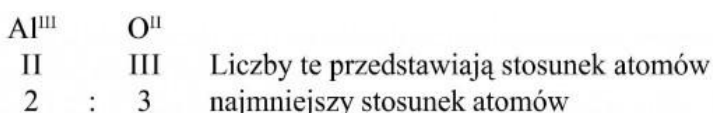
- Piszemy obok siebie symbole pierwiastków (aby lepiej wyjaśnić zasady tworzenia wzorów, symbole pierwiastków będą teraz pisane w pewnej odległości).



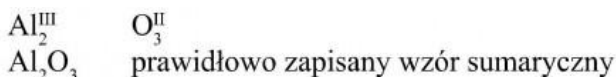
- W prawym górnym rogu symbolu zapisujemy wartościowość pierwiastków liczbami rzymskimi.



- Spisujemy na krzyż liczby podające wartościowość



- Stosunek ten zapisujemy liczbami arabskimi w prawym dolnym rogu symbolu pierwiastka.

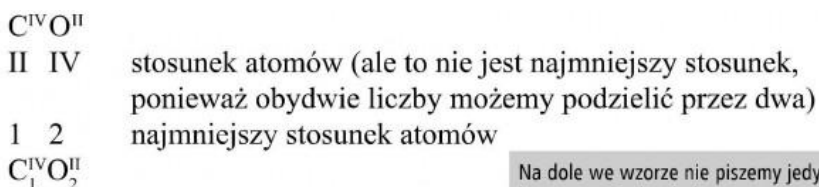


Interpretacja słowna: jedna cząsteczka Al_2O_3 jest zbudowana z dwóch atomów glinu i trzech atomów tlenu.

Model cząsteczki Al_2O_3

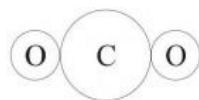


Wzór sumaryczny mówi nam, z ilu i z jakich atomów zbudowana jest dana molekula.



Na dole we wzorze nie piszemy jedynek. Jedynka oznacza, że jest jeden atom pierwiastka. Skoro napisany jest symbol pierwiastka, to już oznacza, że jest go jeden atom.

Interpretacja słowna: jedna cząsteczka CO_2 (tlenku węgla (IV) lub dwutlenku węgla) jest zbudowana z jednego atomu węgla i dwóch atomów tlenu.



Model cząsteczki:

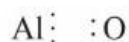
2. Pisanie wzoru strukturalnego na podstawie wartościowości.

- Piszemy w pewnym oddaleniu symbole pierwiastków, które mają tworzyć związek chemiczny oraz ich wartościowość.



Dla lepszego zrozumienia traktuj wartościowość jak ręce. Ilu wartościowy jest pierwiastek, tyle ma rąk. Tworząc związek chemiczny atomy pierwiastka podają ręce atomom innego pierwiastka. W związku chemicznym nie może zostać ani jedna wolna ręka.

W wolnej przestrzeni pomiędzy symbolami pierwiastków przy każdym z nich piszemy tyle kropek, ilu jest on wartościowy.

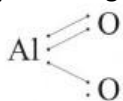


Kropki łączymy parami za pomocą kreszek.



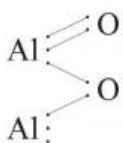
Atomy podają sobie ręce. Przy atomie glinu została jeszcze wolna ręka. Związek chemiczny ma być zbudowany z glinu i tlenu, a glin nie może podać ręki drugiemu atomowi glinu, dlatego trzeba dorysować drugi atom tlenu.

Przy atomie glinu została wolna kropka. Rysujemy drugi atom tlenu i łączymy kreskami.



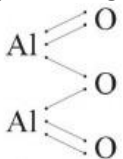
Tym razem tlen ma wolną rękę, więc musimy dołożyć atom glinu.

Przy atomie tlenu została wolna kropka. Rysujemy drugi atom glinu.



Znowu zostały dwie ręce przy atomie glinu, dlatego dołożymy jeszcze jeden atom tlenu.

Przy atomie glinu zostały dwie wolne kropki. Rysujemy następną atom tlenu.



Wszystkie te czynności wykonujemy na jednym wzorze.

Powstał wzór strukturalny cząsteczki Al_2O_3 .

Od każdego atomu glinu odchodzą trzy kreski, ponieważ glin w tym związku jest trójwartościowy.

Od każdego atomu tlenu odchodzą dwie kreski, ponieważ tlen jest dwuwartościowy.

Źródło: www.chemia.opracowania.pl

- analiza problemów, pytania.

IV. Zadanie domowe:

Wybrane zadania z podręcznika.

scenariusz lekcji nr 8

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych**

Temat: **Co wiemy o promieniotwórczości naturalnej?**

Cel ogólny: Poznanie zjawiska promieniotwórczości naturalnej

Cele operacyjne:

uczeń:

- zna pojęcie promieniotwórczości naturalnej i podaje cechy różniące ją od promieniotwórczości sztucznej,
- zna pojęcie radionuklidu i wymienia przykładowe naturalne nuklidy promieniotwórcze,
- wyjaśnia pojęcie okresu półtrwania radionuklidu,
- wymienia i krótko charakteryzuje szeregi promieniotwórcze,
- wymienia przykłady praktycznego wykorzystania zjawiska promieniotwórczości.
-

Metody i formy pracy:

- słowna – wykład, dyskusja,
- ilustracyjna – analiza materiału graficznego,
- praktyczna – ćwiczenia uczniowskie,
- praca indywidualna.

Materiały:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- układ okresowy pierwiastków, tablice chemiczne, karta pracy ucznia.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

- sprawdzenie listy obecności oraz pracy domowej z ostatniej lekcji.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie wiadomości na temat rodzajów rozpadów promieniotwórczych,
- podanie tematu i celów lekcji,
- wprowadzenie do tematu przez uświadomienie uczniom, że promieniotwórczość to nie jest tylko śmiertelne zagrożenie życia, ale zjawisko, z którym spotykamy się na co dzień, które jest chętnie wykorzystywane w diagnostyce medycznej, w różnych terapiach oraz w badaniach naukowych, podkreślenie, że bez promieniotwórczości nie byłoby życia.

III. Część właściwa:

- zapoczątkowanie dyskusji na temat źródeł promieniowania naturalnego,
- wyjaśnienie pojęcia promieniotwórczość,

- wprowadzenie pojęcia radionuklidu, podanie przykładów pierwiastków o stabilnych i promieniotwórczych izotopach,
- zainicjowanie dyskusji na temat metody datowania węglem C-14 znalezisk archeologicznych,
- wyjaśnienie pojęcia okresu półtrwania radionuklidów i przeanalizowanie czasów połowicznego rozpadu niektórych pierwiastków (analiza odpowiedniej tabeli zamieszczonej w podręczniku lub tablicach chemicznych),
- wyjaśnienie istnienia tzw. szeregów promieniotwórczych w przyrodzie, jako podstawowego źródła promieniotwórczości naturalnej,
- analiza szeregów promieniotwórczych na podstawie karty pracy ucznia.

IV. Podsumowanie:

- powtórzenie wiadomości o źródłach promieniowania naturalnego i czasie półtrwania radionuklidów,
- określenie przez uczniów jakie nowe pojęcia wystąpiły na lekcji,
- zapisanie notatki:

Materia składa się z atomów. Atomy tego samego pierwiastka mogą się jednak różnić masą, są to **izotopy**.

Jądra niektórych izotopów są nietrwałe, ulegają samorzutnemu rozpadowi wysyłając przy tym promieniowanie i przekształcając się w nowe jądra innego pierwiastka. Są to **izotopy promieniotwórcze** (radioaktywne) zwane **nuklidami promieniotwórczymi lub radionuklidami**.

Znanych jest około 60 naturalnych izotopów promieniotwórczych, które są obecne w środowisku człowieka. Należą do nich min. węgiel-14, potas-40, oraz izotopy tzw. szeregów promieniotwórczych uranu-238 i toru-232.

Sztuczne izotopy wytwarza się przez bombardowanie jąder stabilnych izotopów strumieniem neutronów, protonów lub jądrami lekkich pierwiastków. Powstają wtedy izotopy innych pierwiastków, najczęściej naturalnie nie występujących w przyrodzie.

Okres połowicznego rozpadu izotopu promieniotwórczego (okres półtrwania) - czas, po którym połowa pierwiastka ulega rozpadowi, równocześnie zmniejsza się o połowę ilość wysyłanego promieniowania. Im krótszy jest okres połowicznego rozpadu, tym szybszy jest rozpad izotopu (izotop jest mniej trwały, ma większą aktywność), np.:

okres połowicznego rozpadu uranu – 238	wynosi	$4,5 \cdot 10^9$ lat
radu – 226		1600 lat
polonu – 210		138 dni
bizmutu – 214		19,7 minut

Główne izotopy naturalne obecne w skorupie ziemskiej, charakteryzujące się czasem połowicznego rozpadu zbliżonym do wieku Ziemi, to tor ^{232}Th , uran ^{238}U oraz uran ^{235}U .

Izotopy te dają początek **szeregom promieniotwórczym**, czyli ciągom przemian jądrowych, w wyniku których powstają inne naturalne radionuklidy.

Istnieją trzy szeregi promieniotwórcze: torowy, uranowo-radowy i uranowo-aktynowy. Wszystkie one kończą się trwałymi izotopami ołowiu Pb.

W skład tych trzech szeregów promieniotwórczych wchodzi izotopy odpowiadające 12 pierwiastkom. Są to tal Tl, ołów Pb, bizmut Bi, polon Po, astat At, radon Rn, frans Fr, rad Ra, aktyn Ac, tor Th, protaktyn Pa i uran U. Tylko jeden z nich jest gazem (radon), pozostałe to metale ciężkie.

Izotopami promieniotwórczymi powstającymi pod wpływem promieniowania kosmicznego są np. tryt ^3H i węgiel ^{14}C .

Źródło: www.wikipedia.pl

- pytania, analiza problemów.

V. Zadanie domowe:

Zapisać wszystkich przemian jądrowych zachodzących w obrębie jednego z poznanych szeregów promieniotwórczych (karta pracy).

Załącznik:

Temat: Co wiemy o promieniotwórczości naturalnej?

Karta pracy ucznia - materiał dydaktyczny do lekcji

SZEREG URANOWO-RADOWY

Szereg rozpoczyna się rozpadem izotopu uranu ^{238}U , a kończy na stabilnym ołowiu ^{206}Pb .

	142	143	144	145	146	147	148	149	150
96									
95					Am241				
94						Pu 241			
93			Np 237						
92	U 234	U 235			U 238				
91	Pa 233	Pa 234							
90	Th 232		Th 234						
89									
88									

	122	123	124	125	126	127	128	129	130
88									
87									
86									
85									
84					Po 210	Po 211	Po 212	Po 213	Po 214
83					Bi 209	Bi 210	Bi 211	Bi 212	Bi 213
82			Pb 206	Pb 207	Pb 208	Pb 209	Pb 210	Pb 211	Pb 212
81					Tl 207	Tl 208	Tl 209	Tl 210	
80									

SZEREG URANOWO-AKTYNOWY

Szereg rozpoczyna się rozpadem izotopu uranu ^{235}U , a kończy na stabilnym ołowiu ^{207}Pb .

	139	140	141	142	143	144	145	146	147
96									
95								Am241	
94									Pu 241
93						Np 237			
92		U 232	U 233	U 234	U 235			U 238	
91		Pa 231	Pa 232	Pa 233	Pa 234				
90	Th 229	Th 230	Th 231	Th 232		Th 234			
89	Ac 228								
88		Ra 228							

	122	123	124	125	126	127	128	129	130
85									
84					Po 210	Po 211	Po 212	Po 213	Po 214
83					Bi 209	Bi 210	Bi 211	Bi 212	Bi 213
82			Pb 206	Pb 207	Pb 208	Pb 209	Pb 210	Pb 211	Pb 212
81					Tl 207	Tl 208	Tl 209	Tl 210	
80									
79									
78									
77									

SZEREG TOROWY

Szereg rozpoczyna się rozpadem izotopu toru ^{232}Th , a kończy na stabilnym ołowiu ^{208}Pb .

	124	125	126	127	128	129	130	131	132
88									
87									
86									
85									At 217
84			Po 210	Po 211	Po 212	Po 213	Po 214	Po 215	Po 216
83			Bi 209	Bi 210	Bi 211	Bi 212	Bi 213	Bi 214	
82	Pb 206	Pb 207	Pb 208	Pb 209	Pb 210	Pb 211	Pb 212		Pb 214
81			Tl 207	Tl 208	Tl 209	Tl 210			
80									

	124	125	126	127	128	129	130	131	132
88									
87									
86									
85									At 217
84			Po 210	Po 211	Po 212	Po 213	Po 214	Po 215	Po 216
83			Bi 209	Bi 210	Bi 211	Bi 212	Bi 213	Bi 214	
82	Pb 206	Pb 207	Pb 208	Pb 209	Pb 210	Pb 211	Pb 212		Pb 214
81			Tl 207	Tl 208	Tl 209	Tl 210			
80									

scenariusz lekcji nr 9

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Systematyka związków nieorganicznych**

Temat: **Kwaśne opady**

Cel ogólny: zapoznanie uczniów z mechanizmem powstawania kwaśnych deszczy i ich wpływem na nasze otoczenie.

Cele szczegółowe:

a) cel motywacyjny:

- kształtowanie pozytywnej postawy wobec przedmiotu nauczania w praktycznym działaniu

b) w zakresie wiadomości (uczeń wie):

- wie co to są kwaśne opady i jak powstają
- wie jakie szkody powodują kwaśne deszcze
- wymienia skutki kwaśnych opadów
- podaje przykłady w jakiej postaci opadają na ziemię kwaśne deszcze

c) w zakresie umiejętności (uczeń potrafi):

- nazwać i napisać wzory kwasów występujących w kwaśnych deszczach,
- napisać reakcje otrzymywania kwasów
- zbadać odczyn roztworu za pomocą wskaźników

d) w zakresie postaw (uczeń potrafi):

- wykazać własną inicjatywę w działaniu
- proponuje sposoby ochrony środowiska przed kwaśnymi opadami
- formułuje własny pogląd na problemy związane z ochroną środowiska

Metody pracy:

- słowna – pogadanka
- naprowadzająca – praca z literaturą
- aktywizująca – praca uczniów z tablicą multimedialną

Formy pracy:

- indywidualna
- grupowa (karta pracy)

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- strona www, pt. Kwaśne deszcze,
- Encyklopedia multimedialna, Słownik chemiczny
- tablica multimedialna
- karta pracy dla ucznia

Przebieg lekcji:

I. Część wprowadzająca:

- sprawy organizacyjne
- nawiązanie do tematu lekcji: Jak powstają kwasy?

II. Część właściwa:

1. Krótka informacja co to są kwaśne opady na podstawie dostępnej literatury.
2. Analiza materiału dydaktycznego: Kwaśne deszcze
 - Omówienie szkodliwości działania związków siarki i azotu
 - Źródła związków siarki i azotu
 - Wpływ kwaśnych opadów na rośliny, zwierzęta, budowle, itp
3. Przypomnienie wzorów kwasów występujących w kwaśnych deszczach, zapisanie reakcji otrzymywania kwaśnych deszczy - praca z tablicą multimedialną
4. Rozwiązanie zadań z karty pracy (podział na grupy)

III. Część podsumowująca:

- Zebranie kart pracy do oceny
- Uwagi i spostrzeżenia dotyczące tematu lekcji
- Ocena aktywności uczniów

IV. Zadanie pracy domowej: Wykonaj w zeszyte przedmiotowym rysunek ilustrujący powstawanie kwaśnych opadów.

Załącznik:

Temat: Kwaśne opady

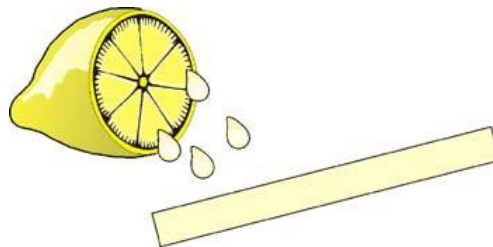
Imię i nazwisko ucznia:

Grupa

.....

KARTA PRACY UCZNIĄ

Zadanie.1. Pomaluj rysunek odpowiednimi kolorami.



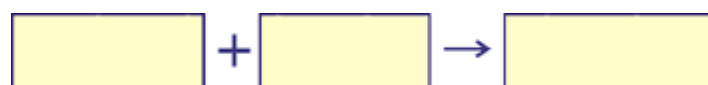
Wniosek: Każdy kwas zabarwia uniwersalny papierek wskaźnikowy na

Zadanie.2. Wyjaśnij, jak powstaje kwaśny deszcz. Wpisz w okienka odpowiednie wyrazy i zapisz równania reakcji:



..... + →

- tlenek siarki (IV), tlen, siarka;



..... + →

- kwas siarkowy(IV), tlenek siarki (IV), woda.

Wniosek: Podczas spalania węgla zawierającego siarkę powstają ,
Łączą się one z zawartą w Opadają na ziemię w postaci
..... .

(wodą, spaliną, gaz, chmurach, kwaśnego deszczu)

Zadanie.3. Wymień źródła powstawania kwaśnych opadów w swoim środowisku:

.....
.....
.....

Zadanie.4. Podaj sposoby ochrony zabytków Polski przed szkodliwym działaniem kwaśnych opadów:

.....
.....
.....

Literatura:

www.kwasne.opady.pl

www.wikipedia.org.pl

scenariusz lekcji nr 10

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów**

Temat: **Pachnąca chemia czyli estry**

Cel ogólny: Poznanie budowy i właściwości estrów

Cele operacyjne:

Uczeń wie:

- na czym polega reakcja estryfikacji,
- jakie są właściwości estrów,
- gdzie występują w przyrodzie i jakie mają zastosowanie.

Uczeń umie:

- napisać wzór ogólny estrów,
- zapisać równania reakcji estryfikacji i reakcji hydrolizy estru,
- wskazać rodnik i grupę estrowa we wzorze estru,
- stworzyć nazwy estrów,
- na podstawie nazwy i wzoru estru przewidzieć nazwy oraz wzory alkoholu i kwasu, z których powstał ester,
- wyjaśnić różnicę między reakcją estryfikacji a reakcją zobojętniania.

Metody:

- słowna – praca z podręcznikiem, pogadanka,
- praktyczna – ćwiczenia uczniowskie,
- ilustracyjna.

Materiały:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era,
- karta pracy (zadania do wykonania na lekcji + praca domowa),
- plansze dydaktyczne,
- „pachnąca wystawa” (aromaty do ciast, owoce, perfumy itp.).

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie na podstawie pracy domowej, jakie znamy niższe kwasy karboksylowe, jakie mają właściwości fizyczne i chemiczne,
- przypomnienie reakcji tworzenia soli przez kwasy karboksylowe,
- przypomnienie na czym polega reakcja zobojętniania niższych kwasów karboksylowych.

III. Część właściwa:

- postawienie problemu przez nauczyciela: Czy kwasy reagują z alkoholami?

- praca z podręcznikiem: analiza doświadczenia – Otrzymywanie estrów,
- podanie informacji, jak nazywa się reakcja alkoholu z kwasem i substancja, która powstanie w wyniku takiej reakcji,
- zapis reakcji dla analizowanego doświadczenia,
- sformułowanie tematu lekcji w nawiązaniu do doświadczenia i zgromadzonych na stoliku pachnących produktów,
- podanie zasad pisania wzorów i tworzenia nazw estrów (plansze dydaktyczne),
- zapisanie ogólnego wzoru estru,
- wyjaśnienie pojęć: estry i reakcja estryfikacji,
- wyjaśnienie roli stężonego kwasu siarkowego(VI) w reakcji estryfikacji,
- wprowadzenie pojęcia hydroliza estru,
- ogólny zapis reakcji estryfikacji i hydrolizy,
- określenie różnicy między reakcją estryfikacji a zobojętniania,
- określenie właściwości fizycznych estrów,
- praca uczniów w grupach: nauczyciel dzieli klasę na grupy - uczniowie rozwiązują zadanie 1 na karcie pracy (zapisują reakcję otrzymywania estrów i nazwy substratów),
- nauczyciel zwraca się z pytaniem do uczniów: na podstawie informacji z podręcznika odpowiedz czy któryś z otrzymanych estrów w zadaniu 1 odpowiada zapachowi produktów z „pachnącej wystawy”?,
- uczniowie rozwiązują samodzielnie zadanie 2 z karty pracy (uzupełniają równania reakcji estryfikacji),
- trudniejsze równania reakcji uczniowie zapisują na tablicy z pomocą nauczyciela, nauczyciel zwraca się z pytaniem do uczniów: na podstawie informacji z podręcznika odpowiedz czy któryś z otrzymanych estrów w zadaniu 1 i 2 odpowiada zapachowi produktów z „pachnącej wystawy”?

IV. Podsumowanie:

- nauczyciel ocenia poprawność rozwiązywanych zadań i prace na lekcji,
- określenie przez uczniów jakie nowe pojęcia wystąpiły na lekcji,
- zdefiniowanie nowych pojęć: estry, estryfikacja, hydroliza,
- analiza problemów, pytania.

V. Zadanie domowe:

1. Korzystając z podręcznika i innej dostępnej literatury, wyjaśnij znaczenie następujących pojęć: nitogliceryna, woski, tłuszcze.
2. Zapisz równania reakcji:
 - a) otrzymywania propionianu etylu,
 - b) hydrolizy maślanu propylu.

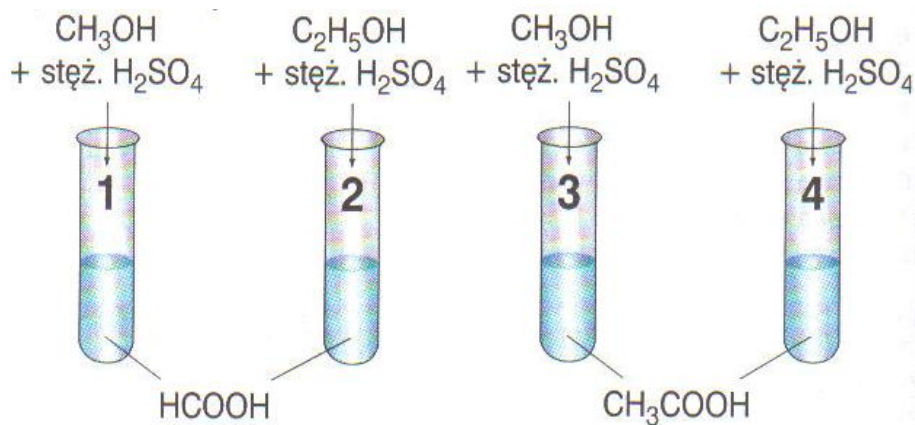
Załącznik:

KARTA PRACY UCZNIA

.....
 Imię i nazwisko ucznia, klasa

ocena

Rozdział 4 **Zadanie 1.** Napisz i uzgodnij równania reakcji, które zaszły w probówkach. Podpisz substraty i produkty reakcji.



1.
2.
3.
4.

Rozdział 5 **Zadanie 2.** Dokończ i uzgodnij równania reakcji. Nazwij estry.



scenariusz lekcji nr 11

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych**

Temat: **Nasze szkolne laboratorium chemiczne**

Cel ogólny:

Zapoznanie uczniów z regulaminem pracowni chemicznej i przepisami bhp na lekcjach chemii.

Cele szczegółowe:

Uczeń:

- zna argumenty przemawiające za zachowaniem szczególnej ostrożności w szkolnym laboratorium,
- poznaje regulamin pracowni chemicznej,
- wymienia wyposażenie pracowni i środki ochrony osobistej,
- analizuje wybrane karty charakterystyki,
- określa znaczenie piktogramów,
- obserwuje eksperyment i formułuje wnioski.

Metody:

- podająca – opowiadanie z pokazem,
- poszukująca – „burza mózgów”, metoda laboratoryjna.

Formy pracy:

- praca w grupie,
- ćwiczenia uczniowskie.

Materiały i pomoce:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012.
- karta pracy ucznia,
- regulamin BHP pracowni chemicznej,
- karty charakterystyki substancji (według doświadczenia pokazowego),
- plansza pt. „Piktogramy”,
- szkło i sprzęt laboratoryjny,
- prezentacja multimedialna.

Przygotowanie nauczyciela:

Scenariusz lekcji został wzbogacony o prezentację multimedialną zawierającą wytyczne do przeprowadzenia pokazu chemicznego pt. „Podwodny ogród”.

Przebieg lekcji

I. CZĘŚĆ ORGANIZACYJNA:

Przywitanie, sprawdzenie obecności, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. CZĘŚĆ NAWIAZUJĄCA:

- podanie tematu lekcji i uświadomienie uczniom celów lekcji,
 - uczniowie drogą „burzy mózgów” podają argumenty (nauczyciel zapisuje je na planszy lub tablicy) przemawiające za zachowaniem szczególnej ostrożności w szkolnym laboratorium.
- Przykładowe argumenty:

- 1) łatwo o pożar,
- 2) dużo trucizn,
- 3) czasami coś wybuchu itd.

III. CZĘŚĆ WŁAŚCIWA:

- uczniowie zapoznają się z regulaminem pracowni chemicznej oraz przepisami bhp,
- nauczyciel prezentuje wyposażenie pracowni i środki ochrony osobistej,
- nauczyciel omawia z uczniami przykładową kartę charakterystyki np.: siarczanu (VI) miedzi (II) używanego w pokazie Podwodny ogród. Nauczyciel zwraca szczególną uwagę na:

- 1) identyfikację zagrożeń,
- 2) postępowanie w przypadku pożaru,
- 3) pierwszą pomoc,
- 4) informację toksykologiczną,
- 5) informację ekologiczną,
- 7) piktogramy.

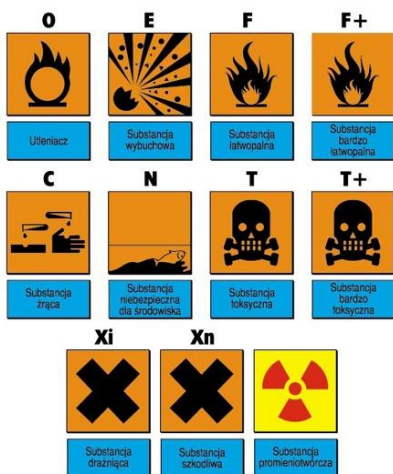
- uczniowie objaśniają znaczenia pozostałych piktogramów,
- nauczyciel dzieli zespół klasowy na 4 grupy,
- uczniowie, pracując w grupach, zapoznają się z kartami charakterystyk innych substancji występującym w przygotowanym doświadczeniu,
- grupy dokonują analizy karty charakterystyki pod kątem zawartych w niej piktogramów i zaleceń,
- uczniowie prezentują efekty analizy, przygotowując tym samym zadania dla „przeciwników” (każda grupa opisuje właściwości analizowanej substancji a pozostałe na tej podstawie dobierają dla niej piktogramy),
- nauczyciel przeprowadza doświadczenie pokazowe zgodnie z wytycznymi zawartymi w prezentacji,
- uczniowie robią notatkę: zapisują obserwacje oraz formułują wnioski z prezentowanego doświadczenia.

IV. PODSUMOWANIE:

- uczniowie utrwalają treści poprzez uzupełnienie karty pracy,
- uczniowie formułują podstawowe zasady bezpiecznego eksperymentowania,
- nauczyciel ocenia pracę grup,
- Zadanie domowe: Podaj przykłady substancji niebezpiecznych wokół nas.

Załączniki:

PIKTOGRAMY OSTRZEGAWCZE NA OPAKOWANIACH ODCZYNNIKÓW CHEMICZNYCH



© Copyright 2008. Wszelkie prawa zastrzeżone. Wszelkie prawa zastrzeżone. Wszelkie prawa zastrzeżone.

Temat: **Nasze szkolne laboratorium chemiczne**

Imię i nazwisko ucznia:

Grupa

Karta pracy

Ćwiczenie 1. Dlaczego w pracowni chemicznej należy zachować szczególną ostrożność?

-
-
-
-
-
-
-
-
-
-

Ćwiczenie 2. Wymień podstawowe punkty regulaminu pracowni chemicznej?

-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-

Literatura:

WWW.wersus.com.pl

WWW.chemia.zamkor.pl

scenariusz lekcji nr 12

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Systematyka związków nieorganicznych**

Temat: **Otrzymywanie soli różnymi metodami.**

Cel ogólny: Utrwalenie przez uczniów wiadomości o metodach otrzymywania soli.

Cele operacyjne;

uczeń:

- wymienia różne metody otrzymywania soli,
- zapisuje wzory tlenków, kwasów, wodorotlenków i soli,
- zapisuje równania reakcji chemicznych otrzymywania soli różnymi metodami,
- umie korzystać z tabeli rozpuszczalności wodorotlenków i soli oraz szeregu aktywności metali,
- stosuje zapis cząsteczkowy i jonowy reakcji.
- poprawnie nazywa związki chemiczne.

Metody i formy pracy:

- praktyczna –ćwiczenia uczniowskie,
- praca indywidualna uczniów.

Materiały:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- układ okresowy pierwiastków,
- tablica rozpuszczalności wybranych substancji w wodzie,
- karta pracy ucznia.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie wiadomości z ostatnich lekcji dotyczących reakcji tlenków, kwasów i zasad,
- przypomnienie wiadomości na temat reakcji chemicznych otrzymywania soli.

Nauczyciel podkreśla, że produktami tych reakcji chemicznych nie zawsze są sól i woda, oraz przypomina, w jaki sposób tworzy się wzory soli.

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji.

III. Część właściwa:

- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji:

Uczniowie rozwiązują zadania z karty pracy. Początkowo samodzielnie lub wspólnie z kolegą/koleżanką, nauczyciel sprawdza poprawność wykonania zadań. Po kilku minutach uczniowie przystępują do rozwiązywania zadań z karty na tablicy.

KARTA PRACY UCZNI – „Metody otrzymywania soli”

Znanych jest wiele metod otrzymywania soli. Trzy podstawowe metody to:

1. **KWAS + ZASADA** → **SÓL + WODA** (reakcja zobojętniania)
2. **KWAS + METAL AKTYWNY** → **SÓL + WODÓR**
3. **KWAS + TLENEK METALU** → **SÓL + WODA**

Pozostałe metody to np.:

4. TLENEK METALU + TLENEK NIEMETALU → SÓL
(tlenek kwasowy)
5. METAL + NIEMETAL → SÓL (kwasu beztlenowego)
6. SÓL(I) + KWAS(II) → SÓL(II) + KWAS(I)
7. SÓL(I) + ZASADA(II) → SÓL(II) + ZASADA(I)
8. SÓL(I) + SÓL(II) → SÓL(III) + SÓL(IV)
9. TLENEK NIEMETALU + ZASADA → SÓL + WODA
(tlenek kwasowy)

Zadanie.1. Otrzymaj dane sole wszystkimi możliwymi metodami:

- a) węglan potasu, **b) siarczek sodu,** **c) siarczan(IV) magnezu,** d) chlorek magnezu

Rozwiązanie dla przykładu „a”:

węglan potasu – K_2CO_3

Metody podstawowe:

- 1) $H_2CO_3 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + 2H_2O$
- 2) $H_2CO_3 + 2K \rightarrow K_2CO_3 + H_2\uparrow$
- 3) $H_2CO_3 + K_2O \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$

Pozostałe metody:

- 4) $K_2O + CO_2 \rightarrow K_2CO_3$
- 5) nie zachodzi dla soli kwasu tlenowego
- 6) $2KCl + H_2CO_3 \rightarrow K_2CO_3 + 2HCl$
- 7) $Na_2CO_3 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + 2NaOH$
- 8) $Na_2CO_3 + 2KCl \rightarrow K_2CO_3 + 2NaCl$
- 9) $CO_2 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$

Rozwiązanie dla przykładu „d”:

chlorek magnezu – $MgCl_2$

Metody podstawowe:

- 1) $2HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$
- 2) $2HCl + Mg \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$
- 3) $2HCl + MgO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

Pozostałe metody:

- 4) nie zachodzi dla soli kwasu beztlenowego
- 5) $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$
- 6) $MgSO_4 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2SO_4$
- 7) $CaCl_2 + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + Ca(OH)_2$
- 8) $CaCl_2 + MgSO_4 \rightarrow MgCl_2 + CaSO_4$
- 9) nie zachodzi dla soli kwasu beztlenowego

* Reakcje otrzymywania wytluszczonych soli napisz w zeszyte przedmiotowym cząsteczkowo i jonowo!

IV. Podsumowanie:

- Nauczyciel, podsumowując lekcję, zadaje uczniom pytania:
 - Jakimi metodami można otrzymać sole?
- Zapowiedź kolejnej lekcji na której omówiona zostanie hydroliza soli.

V. Zadanie domowe:

- rozwiązać wybrane zadania z podręcznika.

scenariusz lekcji nr 13

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Systematyka związków nieorganicznych**

Temat: **Prawo stałości składu związku chemicznego.**

Cel ogólny:

Utrwalenie wiadomości na temat stosunku wagowego pierwiastków wchodzących w skład określonego związku chemicznego.

Cele operacyjne:

uczeń:

- zna prawo stałości składu – Prousta,
- wie co to jest masa atomowa pierwiastka,
- umie odczytać liczbę masową pierwiastka z układu okresowego,
- oblicza stosunek masowy pierwiastków w związkach chemicznych,
- wykorzystuje stosunek masowy do obliczania składu procentowego związku chemicznego.

Metody i formy pracy:

- słowna – naprowadzająca, praca z podręcznikiem,
- praktyczna – ćwiczenia uczniowskie,
- praca indywidualna .

Materiały:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012,
- układ okresowy pierwiastków.

Czas zajęć:

1 godziny lekcyjne.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności, sprawdzenie pracy domowej z lekcji poprzedniej.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie reguł właściwego ustalania wzorów związków chemicznych,
- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,

III. Część właściwa:

- nauczyciel wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji:

Uczniowie pod kierunkiem nauczyciela analizują informację dotyczące tematu lekcji w podręczniku, nauczyciel objaśnia istotę prawa Prousta na konkretnych przykładach związków chemicznych.

Przykładowy materiał dydaktyczny

Prawo stałości składu związku chemicznego sformułował J.L. Proust i brzmi ono:

Skład związku chemicznego jest zawsze stały, tzn. stosunek wagowy pierwiastków wchodzących w skład określonego związku chemicznego jest zawsze jednakowy.

Pewna ilość substancji reaguje ze ściśle określoną ilością drugiej substancji.

Każda cząsteczka składa się z określonej liczby atomów. Masa atomów jest stała i w reakcjach

chemicznych nie ulega zmianie. Stosunki wagowe atomów w danej cząsteczce są stałe bez względu na metody otrzymywania danego związku.

Przeanalizujmy skład cząsteczki wody.

H₂O w cząsteczce wody są dwa atomy wodoru i jeden atom tlenu.

Stosunek wagowy wodoru do tlenu w cząsteczce wody wynosi:

$$\begin{array}{ccc} & \text{mH : mO} & \\ & \leftarrow 2 \cdot 1\text{u} : 16\text{u} \rightarrow & \text{masa 1 atomu tlenu} \\ & \downarrow & \\ & \text{masa 1 atomu wodoru} & \\ & 2 : 16 & \\ & 1 : 8 & \end{array}$$

stosunek wyrażamy za pomocą najmniejszych liczb całkowitych

Stosunek wagowy wodoru do tlenu w cząsteczce wody wynosi 1 : 8.

Oznacza to, że 1 część masowa wodoru łączy się z 8 częściami masowymi tlenu i powstaje 9 części masowych wody (aby wyprodukować wodę, na każdy kilogram wodoru należy użyć osiem kilogramów tlenu, mając do dyspozycji 3 kg wodoru musimy użyć 8 razy więcej tlenu, czyli $8 \cdot 3 \text{ kg} = 24 \text{ kg}$ tlenu).

Stosunek ilościowy pierwiastków zawartych w związku chemicznym jest zawsze stały i możemy go przedstawić jako stosunek masowy (stosunek mas atomów w cząsteczce) lub wyrazić w procentach (będzie przedstawiał zawartość procentową poszczególnych składników).

Zawartość procentowa danego pierwiastka to wyrażony w procentach stosunek masy pierwiastka w cząsteczce do masy całej cząsteczki (ułamka wagowego) pierwiastka.

$$\text{zawartość procentowa pierwiastka} = \frac{\text{masa pierwiastka}}{\text{masa całego związku}} \cdot 100\%$$

Źródło: www.chemia.opracowania.pl

Uczniowie rozwiązują zadania z podręcznika, na ochotnika przedstawiają rozwiązania na tablicy. Nauczyciel ocenia poprawność rozwiązań i aktywność uczniów.

IV. Podsumowanie:

- analiza problemów, pytania.

V. Zadanie domowe:

- Oblicz, jaki jest stosunek mas pierwiastków w tlenku żelaza (III)
- Oblicz skład procentowy kwasu siarkowego (VI) oraz węglanu wapnia

scenariusz lekcji nr 14

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych**

Temat: **Przypomnienie wiadomości o budowie atomu.**

Cel ogólny: Powtórzenie i utrwalenie wiadomości o budowie atomu

Cele operacyjne:

uczeń:

- przedstawia ewolucję poglądów na temat budowy materii od starożytności do czasów współczesnych,
- wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym,
- umie podać informacje wynikające z liczby atomowej i liczby masowej pierwiastka,
- definiuje pojęcia: atom, elektron, proton, neutron, nukleony, elektrony walencyjne,
- oblicza liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu A_ZE ,
- umie narysować model atomu pierwiastka,
- zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych – Z od 1 do 36 oraz jonów wybranych pierwiastków chemicznych,
- umie wyjaśnić różnice w budowie między atomami dowolnych pierwiastków,
- umie współpracować w grupie.

Metody i formy pracy:

- ilustracyjna – układ okresowy pierwiastków,
- praktyczna – ćwiczenia uczniowskie,
- praca w parach oraz praca indywidualna

Materiały:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- płyta DVD z filmem „Świat chemii” Ronalda Hoffmana,
- układ okresowy pierwiastków,
- karta pracy ucznia (karta z tabelą informacji o pierwiastkach, do wypełnienia przez ucznia).

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie listy obecności oraz pracy domowej z ostatniej lekcji.

II. Część nawiązująca:

- omówienie celu i tematu lekcji,
- wykład o rozwoju teorii budowy atomu: świat widziany oczyma Greków (Demokryta i Leukipa) oraz atomistyczna teoria Daltona,
- omówienie elementarnych cząstek materii,
- przedstawienie i omówienie planetarnego modelu atomu wodoru Bohra-Rutherforda,

- pokaz filmu popularno-naukowego „Świat chemii” Ronalda Hoffmana wyjaśniającego model budowy atomu , doświadczenie Rutherforda oraz metody badań materii,
- przypomnienie wiadomości o budowie atomu (protony, neutrony, elektrony, elektrony walencyjne),
- przypomnienie wiadomości o układzie okresowym i położeniu pierwiastka w układzie (numer grupy, numer okresu, liczba masowa, liczba atomowa),
- przypomnienie wiadomości o zapisie konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków chemicznych.

III. Część właściwa:

- sformułowanie tematu lekcji,
- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji,
- nauczyciel rozdaje uczniom karty pracy – jedną na ławkę, uczniowie pracują w parach. Zadanie uczniów polega na rozwiązaniu zadań na podstawie informacji odczytanych z układu okresowego. Po wykonaniu zadań nauczyciel i reszta klasy sprawdzają poprawność odpowiedzi. Dobre rozwiązania nauczyciel nagradza (np. „+”).

IV. Podsumowanie:

- ćwiczenia utrwalające (samodzielne) np. podaj wszystkie informacje o atomie potasu na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków, narysuj uproszczony model atomu potasu i zapisz konfigurację elektronową.

V. Zadanie domowe:

- Podręcznik: zadania wybrane.

Załącznik:

Temat: Przypomnienie wiadomości o budowie atomu.

Imię i nazwisko ucznia:

Grupa

.....

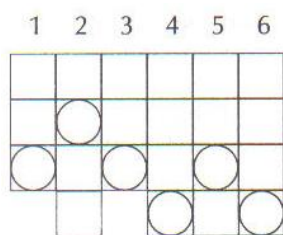
Karta pracy ucznia

Zadanie 1.

Uzupełnij tabelkę, korzystając z układu okresowego pierwiastków.

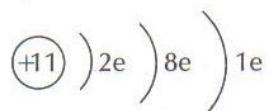
Nazwa pierwiastka		
Symbol		
Numer grupy		
Numer okresu		
Liczba atomowa Z		
Liczba protonów w jądrze atomu		20
Liczba elektronów w atomie		
Liczba powłok elektronowych	3	
Liczba elektronów walencyjnych	5	
Model atomu		

Zadanie 2.

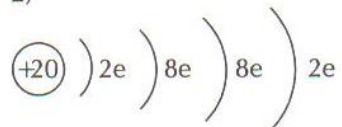


Rysunki przedstawiają modele atomów pierwiastków. Wpisz ich nazwy do krzyżówki. Litery z zaznaczonych pól dadzą rozwiązanie – nazwisko twórcy podstaw teorii atomistycznej budowy materii.

1)



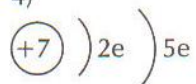
2)



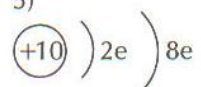
3)



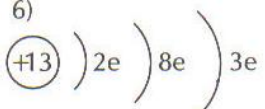
4)



5)



6)



scenariusz lekcji nr 15

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Systematyka związków nieorganicznych**

Temat: **Równania reakcji chemicznych – zadania powtórzeniowe.**

Cel ogólny:

Utrwalenie przez uczniów zasad zapisu równań reakcji chemicznych.

Cele operacyjne:

uczeń:

- poprawnie zapisuje i bilansuje równania reakcji,
- odczytuje liczbę atomów i cząsteczek biorących udział w reakcji,
- poprawnie nazywa związki chemiczne,
- umie współpracować w grupie.

Metody i formy pracy:

- praktyczna – konkurs chemiczny,
- praca w grupach.

Materiały i pomoce:

- karty z zadaniami do wykonania (zadania konkursowe),
- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji.

II. Część nawiązująca:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji (podział na 3 grupy, konkurs chemiczny): w pierwszej części lekcji – wykonanie otrzymanego zadania, w drugiej części lekcji samoocena przez porównanie własnych rozwiązań z poprawnymi zapisami reakcji na kartach odpowiedzi.

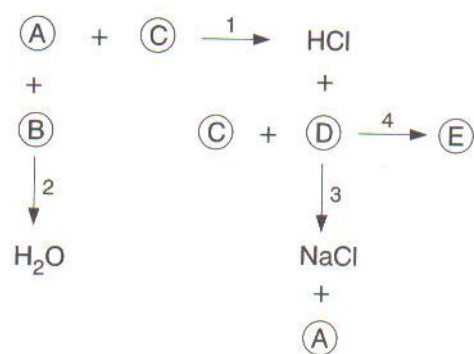
III. Część właściwa:

Konkurs chemiczny

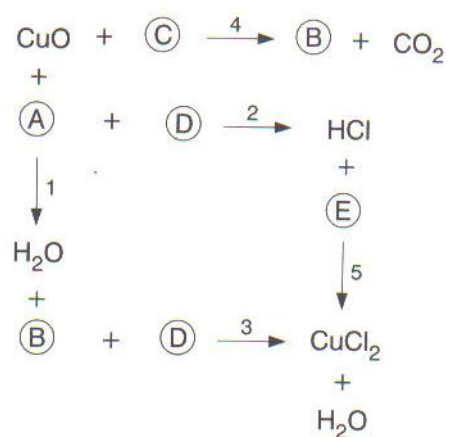
Nauczyciel rozdaje karty z zadaniami do rozwiązania. Zadaniem każdej grupy jest rozwiązać chemograf, tzn. podać wzory i nazwy substancji oznaczonych literami: A,B,C,D,E oraz napisać równania reakcji oznaczonych cyframi: 1,2,3,4,5,6.

Karta pracy

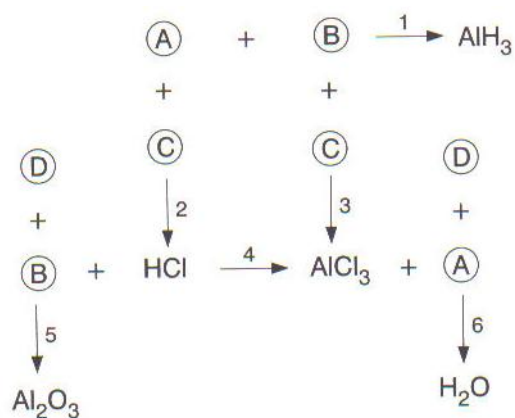
Zadanie 1. – dla grupy I.



Zadanie 2. – dla grupy II.



Zadanie 3. – dla grupy III.



IV. Podsumowanie:

- po rozwiązaniu zadań grupy oddają karty pracy do nauczyciela,
- nauczyciel sprawdza poprawność rozwiązań i dokonuje oceny,
- każde poprawnie zapisane i zbilansowane równanie 2 punkty, każdy błędny zapis 0 punktów,
- każda grupa sumuje punkty otrzymane w konkursie,
- grupa, która otrzymała najwięcej punktów, jest nagrodzona (częstkowe oceny bardzo dobre dla każdego ucznia w grupie),

- nauczyciel podsumowuje pracę w grupach, udziela wskazówek, które treści nauczania wymagają jeszcze utrwalenia.

V. Zadanie domowe:

- rozwiązać wybrane zadania z podręcznika.

scenariusz lekcji nr 16

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Systematyka związków nieorganicznych**

Temat: **Równania reakcji chemicznych - zapis, bilansowanie, odczyt.**

Cel ogólny:

Przypomnienie i utwalenie zasad zapisu równań reakcji chemicznych.

Cele operacyjne:

uczeń:

- wskazuje lewą i prawą stronę równania,
- rozumie zasadę bilansowania równania,
- nazywa związki chemiczne prawidłowo stosując nazewnictwo,
- ustala indeksy i współczynniki stechiometryczne,
- poprawnie bilansuje równania,
- podaje interpretację słowną równania.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, praca z podręcznikiem i zeszytem ćwiczeń,
- praca w grupach i indywidualna – ćwiczenia uczniowskie.

Materiały i pomoce:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012
- Karta pracy – ćwiczenia uczniowskie.

Czas zajęć:

2 godziny lekcyjne.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji.

II. Część nawiązująca:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- nauczyciel przypomina zasady zapisywania równań reakcji chemicznych za pomocą symboli pierwiastków i wzorów związków chemicznych.

III. Część właściwa:

- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji;

Pierwsza godzina lekcyjna:

Nauczyciel objaśnia na wybranych przykładach z podręcznika zasady zapisu, bilansowania i odczytu równań reakcji chemicznych. Uczniowie wspólnie przypominają zasady nazewnictwa związków chemicznych. Następnie uczniowie w parach rozwiązują zadania z podręcznika. Nauczyciel w tym czasie sprawdza, jak uczniowie rozwiązują zadania, trudniejsze przykłady rozwiązują z pomocą nauczyciela na tablicy.

Druga godzina lekcyjna:

Utwalenie wiadomości z lekcji poprzedniej – ćwiczenia w zapisywaniu i odczytywaniu równań reakcji chemicznych. Uczniowie rozwiązują samodzielnie zadania z karty pracy - ćwiczenia zadane

przez nauczyciela, rozwiązania zapisują w zeszyte przedmiotowym. Nauczyciel prosi losowo wybranych uczniów aby przedstawili rozwiązania na tablicy, ocenia poprawność zapisu równań.

IV. Podsumowanie:

- nauczyciel ocenia poprawność rozwiązywanych zadań i aktywności uczniów na lekcji,
- analiza problemów, pytania.

V. Zadanie domowe:

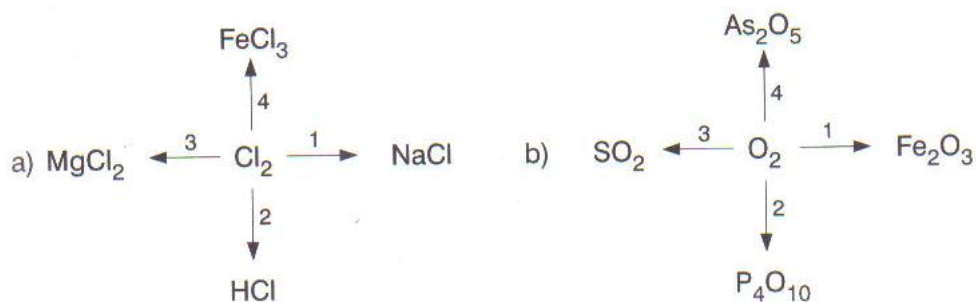
- dokończyć zadania z karty pracy,
- rozwiązać wybrane zadania z podręcznika.

Załącznik:

Temat: Ćwiczenia w zapisywaniu i odczytywaniu równań reakcji chemicznych

Karta pracy

Ćwiczenie 1. Napisz równania reakcji za pomocą których można dokonać następujących przemian, nazwij substraty i produkty reakcji:



scenariusz lekcji nr 17

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych**

Temat: **Tlen i jego właściwości.**

Cele ogólne: Utrwalenie wiadomości o właściwościach tlenu i jego roli w przyrodzie.

Cele operacyjne:

uczeń:

- wymienia najważniejsze składniki powietrza,
- zna zawartość procentową tlenu w powietrzu,
- zna symbol tlenu i jego miejsce w układzie okresowym,
- określa właściwości tlenu,
- wymienia najważniejsze właściwości atomu tlenu na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych,
- wyjaśnia zjawisko alotropii na przykładzie tlenu i omawia różnice we właściwościach odmian alotropowych tlenu,
- podaje nazwy poznanych tlenków i ich skład,
- wyjaśnia, na czym polega reakcja spalania i rola tlenu w tej reakcji,
- podaje przykłady reakcji utleniania i spalania,
- podaje różnice między pojęciami utlenianie i spalanie,
- wie na czym polega proces oddychania,
- zna rolę tlenu w życiu zwierząt i roślin,
- wie na czym polega proces fotosyntezy,
- umie wyciągać wnioski na podstawie informacji i obserwacji,
- przestrzega zasad BHP pracowni chemicznej.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, praca z podręcznikiem,
- obserwacja – pokaz doświadczenia wykonanego przez nauczyciela,
- praca indywidualna.

Materiały i pomoce:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012,
- odczynniki: manganian(VII) potasu, tlenek manganian(IV), wiórki magnezowe, siarka, woda, łuczywo,
- szkło i sprzęt laboratoryjny: krystalizator, kolba stożkowa, probówki, rurki odprowadzające, statyw, palnik.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji. Nauczyciel zwraca uwagę uczniom, że temat dzisiejszej lekcji obejmuje zagadnienia, które były lub będą omawiane na lekcjach biologii.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie wiadomości z ostatniej lekcji – zawartość % tlenu w powietrzu,
- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- uczniowie pod kierunkiem nauczyciela analizują informację dotyczące tematu lekcji - Podręcznik

III. Część właściwa:

- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji,
- przypomnienie wiadomości na temat budowy atomu tlenu i jego miejsca w układzie okresowym,
- zdefiniowanie zjawiska alotropii na przykładzie tlenu i omówienie różnic we właściwościach odmian alotropowych tlenu,
- określenie właściwości fizycznych i chemicznych tlenu

Nauczyciel przeprowadza samodzielnie doświadczenia, zgodnie z instrukcją:

Doświadczenie 1 :Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu.

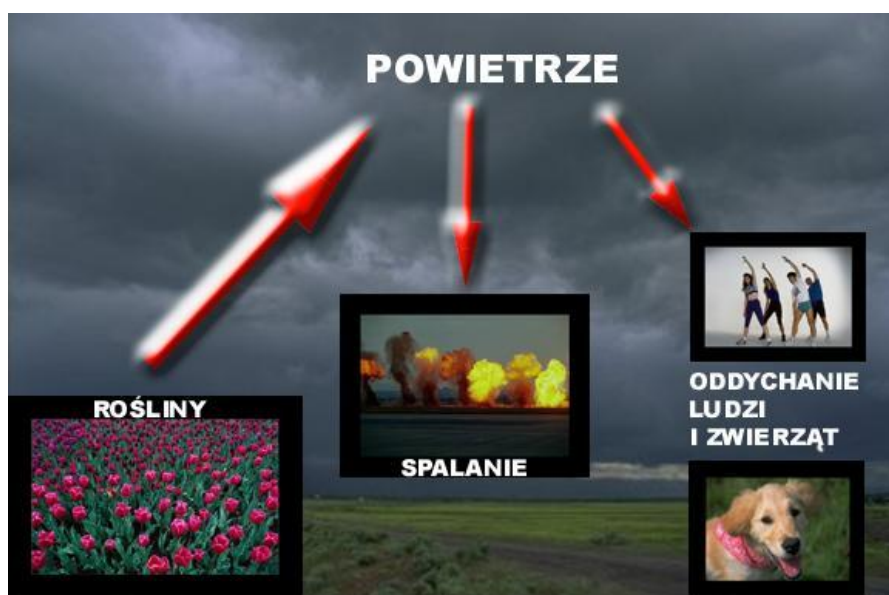
Do krystalizatora nalać wody i ustawić w nim, do góry dnem, probówkę dokładnie wypełnioną wodą. Do drugiej probówki wsypać stały manganian(VII) potasu. Probówkę zamknąć korkiem z rurką odprowadzającą, i ogrzewać ją w płomieniu palnika. Po wypuszczeniu kilku bąbelczek gazu do wody w krystalizatorze, wydzielający się gaz zbierać w probówce wypełnionej wodą. Gdy gaz wypełni całą probówkę, wprowadzić do niej tłące się łuczywo.

Doświadczenie 2. Spalanie pierwiastków w tlenie.

Do dwóch cylindrów wlać niewielkie ilości wody utlenionej i dodać szczyptę tlenku manganu(IV) lub drożdży. Cylindry przykryć szkiełkami zegarkowymi. Następnie wprowadzić do nich kolejno, na łyżkach do spalań pierwiastki, np: kawałek rozżarzonego węgla drzewnego, rozżarzone wiórki magnezowe, zapaloną siarkę.

- uczniowie obserwują przebieg doświadczeń, i wyciągają wnioski,
- zapisanie w zeszyte przedmiotowym obserwacji i wniosków z doświadczeń,
- przypomnienie definicji procesu utleniania i spalania – zapisanie reakcji.

Nauczyciel wyświetla schemat obiegu tlenu w przyrodzie:



Źródło: www.edukator.pl

- dyskusja na temat schematu, objaśnianie poszczególnych procesów, zjawisk.

III. Podsumowanie:

- określenie przez uczniów jakie pojęcia wystąpiły na lekcji,
- pytania, analiza problemów.

IV. Zadanie domowe:

Podaj zastosowanie tlenu.

scenariusz lekcji nr 18

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Roztwory**

Temat: **Tlenek wodoru i jego rola w przyrodzie.**

Cel ogólny: Powtórzenie i utrwalenie wiadomości o wodzie – najpopularniejszym związku chemicznym na Ziemi

Cele operacyjne:

uczeń:

- zna właściwości i rolę wody w przyrodzie,
- zna znaczenie wody dla człowieka i innych organizmów,
- zna budowę cząsteczki wody,
- rozumie znaczenie słowa dipol,
- wyjaśnia proces asocjacji cząsteczek,
- definiuje pojęcie rozpuszczanie,
- wyjaśnia dlaczego jedne substancje rozpuszczają się w wodzie, a inne nie.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, dyskusja,
- praktyczna – eksperyment,
- praca indywidualna uczniów.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- odczynniki: woda wodociągowa,
- szkło i sprzęt laboratoryjny: palnik, szkiełko zegarkowe.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji.

II. Część nawiązująca:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji.

III. Część właściwa:

- nauczyciel formułuje hasło : „Tlenek wodoru i jej rola w przyrodzie”- dyskusja,
- trzy stany skupienia wody, przemiany fazowe,
- określenie właściwości fizycznych wody wodociągowej,

Doświadczenie : Odparowanie wody wodociągowej

Uczniowie pod kontrolom nauczyciela wykonują doświadczenie zgodnie z instrukcją: szkiełko zegarkowe z małą ilością wody ogrzewaj aż do całkowitego jej wyparowania. Zaobserwuj jak wygląda powierzchnia szkiełka.

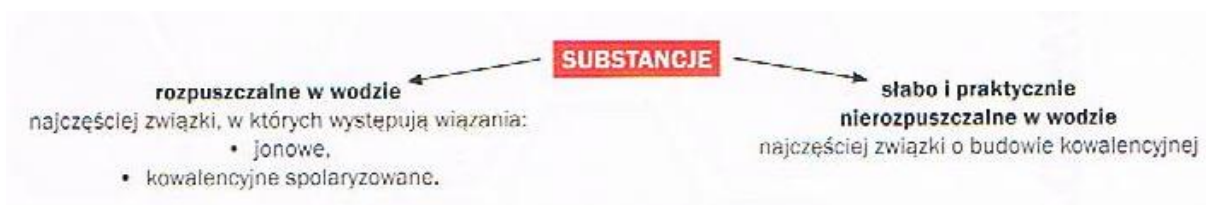
Obserwacje i wnioski: na szkiełku powstał osad, który tworzą sole rozpuszczone w wodzie wodociągowej. Woda wodociągowa jak i źródłana zawiera rozpuszczone gazy i sole mineralne.

- przypomnienie budowy chemicznej cząsteczki wody: wzór sumaryczny, strukturalny i elektronowy:



IV. Podsumowanie:

- uczniowie zapisują w zeszytach wzory chemiczne wody oraz definiują pojęcia: dipol, asocjacja, rozpuszczanie,
- uczniowie wyjaśniają dlaczego woda nie dla wszystkich substancji jest dobrym rozpuszczalnikiem – analiza schematu:



- zapisanie notatki z lekcji.

V. Zadanie domowe:

Opisz sposoby racjonalnego gospodarowania wodą w twoim domu.

Literatura:

www.zamkor.pl

scenariusz lekcji nr 19

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Roztwory**

Temat: **Woda jako rozpuszczalnik. Rodzaje roztworów.**

Cel ogólny: Zapoznanie uczniów z różnymi rodzajami roztworów

Cele operacyjne:

uczeń:

- zna definicje rozpuszczalnika, substancji rozpuszczonej, roztworu,
- podaje rodzaje roztworów wraz z kryteriami podziału,
- rozpoznaje roztwory wskazując właściwe kryterium,
- wyjaśnia jak odróżnić roztwór właściwy od koloidalnego i zawiesiny,
- sporządza roztwory o podanym składzie,
- umie wyciągać wnioski na podstawie informacji i obserwacji,
- przestrzega zasad BHP pracowni chemicznej.

Metody formy pracy:

- słowna – metoda tekstu przewodniego,
- praktyczna – eksperyment,
- praca zespołowa.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- karta pracy,
- odczynniki: woda, denaturat, ropa naftowa, sól kuchenna, siarczan(VI) miedzi(II), białko jaja, mąka, olej,
- szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewki, bagietki szklane.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności, sprawdzenie pracy domowej z lekcji poprzedniej.

II. Część nawiązująca:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- postawienie przez nauczyciela zadania problemowego: „Czy słuszne jest stwierdzenie, że substancje rozpuszczają się w wodzie, a woda jest dobrym rozpuszczalnikiem?”

III. Część właściwa:

- aby rozwiązać ewentualne wątpliwości dotyczące postawionego pytania uczniowie sprawdzają ten fakt doświadczalnie:

Doświadczenie 1: Rozpuszczanie substancji w wodzie

Nauczyciel wybiera losowo z klasy troje uczniów, ich zadaniem będzie przeprowadzić w asyście nauczyciela doświadczenie polegające na rozpuszczeniu w wodzie odpowiednio:

- o probówka nr.1: woda + denaturat,

- o probówka nr.2: woda + ropa naftowa,
- o probówka nr.3: woda + sól kuchenna.
- uczniowie zapisują w zeszytach przedmiotowych przebieg doświadczenia, obserwacje, wnioski oraz definiują proces rozpuszczania,
- podział roztworów: uczniowie uzupełniają schemat w oparciu o podręcznik oraz wykonują doświadczenie :

Doświadczenie 2: Sporządzanie roztworu właściwego, koloidu i zawiesiny

Czworo uczniów z klasy (ochotnicy) wykonują doświadczenie w asyście nauczyciela zgodnie z instrukcją (karta pracy)

- uczniowie porównują otrzymane roztwory z ilustracjami w podręczniku, określają rodzaj danego roztworu, zapisują obserwacje i wnioski w zeszycie.

IV. Podsumowanie:

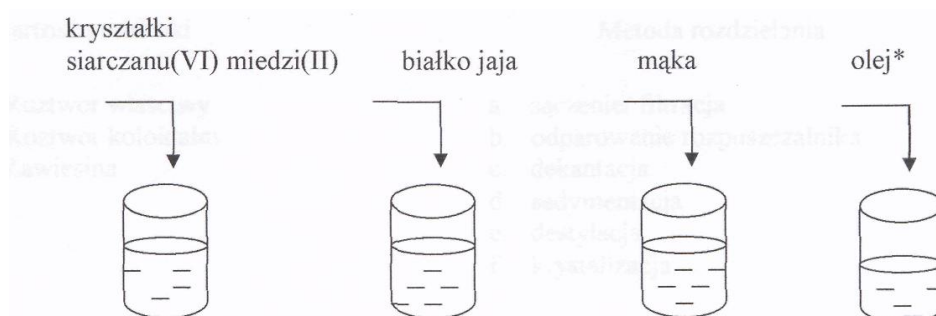
- określenie przez uczniów jakie pojęcia wystąpiły na lekcji,
- zadania z podręcznika.

(UWAGA: Te zadania, które nie zostaną rozwiązane na lekcji - dokończyć w domu!).

Załącznik:

Karta pracy – INSTRUKCJA DO DOŚWIADCZENIA

Doświadczenie 2. Sporządzanie roztworu właściwego, koloidalnego i zawiesiny



1. Wlej do zlewek po ok. 50 cm³ wody.
2. Dodawaj do zlewek z wodą porcjami CuSO₄, białko jaja, mąkę, olej. Zamieszaj bagietką zawartość każdej zlewki.
3. Odczekaj 5 minut i zapisz co zaobserwowałeś w poszczególnych zlewkach.

Obserwacje:

- Siarczan(VI) miedzi(II) po rozpuszczeniu w wodzie tworzy mieszaninę jednorodną.
- Białko w wodzie jest w niewielkim stopniu widoczne.
- Mąka nie uległa rozpuszczeniu
- Olej nie miesza się z wodą, podczas wytrząsania ulega rozbiciu na kuleczki.

Wnioski:

Zlewka 1 - ROZTWÓR WŁAŚCIWY(rzeczywisty) – średnice cząstek poniżej 10⁻⁹ m – wielkość atomów, jonów układ homogeniczny (jednorodny), cząstki niedostrzegalne gołym okiem.

Przykłady: Napoje gazowane, ocet, solanka, woda utleniona .

Zlewka 2 - ROZTWÓR KOLOIDALNY– średnice cząstek 10⁻⁹ m - 10⁻⁷ m, układ heterogeniczny dwu lub wieloskładnikowy, cząstki substancji rozpuszczonej niedostrzegalne gołym okiem, nie da się ich oddzielić przez sączenie, przenikające przez błony półprzepuszczalne.

Przykłady: Mleko, białko jaj, dym, mgła .

Zlewka 3 - ZAWIESINA (r-r niewłaściwy) – średnice cząstek powyżej 10^{-6} m, układ heterogeniczny (niejednorodny). mieszanina niejednorodna (heterogeniczna).

Przykłady: Leki, farby, kosmetyki .

Sedymentacja samorzutne opadanie cząstek pod wpływem siły ciężkości, dekantacja – zlanie cieczy z nad osadu.

Zlewka 4 - EMULSJA – układ złożony z dwu nie mieszających się cieczy.

Literatura: www.wikipedia.org

scenariusz lekcji nr 20

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych**

Temat: **Wodór i jego właściwości.**

Cele ogólne: Utrwalenie wiadomości o właściwościach wodoru i jego roli w przyrodzie.

Cele operacyjne:

uczeń:

- zna symbol i miejsce wodoru w układzie okresowym,
- opisuje właściwości i zastosowanie wodoru,
- wymienia izotopy wodoru,
- zna warunki bezpiecznej pracy z wodorem,
- wie jak można otrzymać wodór,
- porównuje właściwości tlenu, wodoru, azotu.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, praca z podręcznikiem,
- obserwacja – pokaz doświadczalna wykonanego przez nauczyciela,
- praca indywidualna.

Materiały i pomoce:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- karta pracy ucznia,
- odczynniki: kwas chlorowodorowy, cynk, woda,
- szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba kulista okrągłodenna, korek z wkraplaczem i rurką odprowadzającą, probówki, krystalizator, lejek, statyw z łapą metalową, szczytce, tuczywo.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie listy obecności, pracy domowej, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie wiadomości o wodorze na podstawie jego położenia w układzie okresowym,
- izotopy wodoru i ich zastosowanie,
- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji.

III. Część właściwa:

- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji,
- określenie właściwości fizycznych i chemicznych wodoru:

Doświadczenie: Otrzymywanie wodoru w reakcji cynku z kwasem chlorowodorowy.

Nauczyciel przeprowadza samodzielnie doświadczenie, zgodnie z instrukcją na karcie pracy.

Zadania dla uczniów:

- zapisz obserwacje i wnioski,
- podaj właściwości wodoru,
- wyjaśnij co to jest mieszanina piorunująca,

- zapisz odpowiednie równanie reakcji.

III. Podsumowanie:

- określenie przez uczniów jakie nowe pojęcia wystąpiły na lekcji,
- zapisanie notatki z lekcji.

IV. Zadanie domowe:

Opisz zastosowanie wodoru.

Załącznik:

Temat: Wodór i jego właściwości.

Imię i nazwisko ucznia:

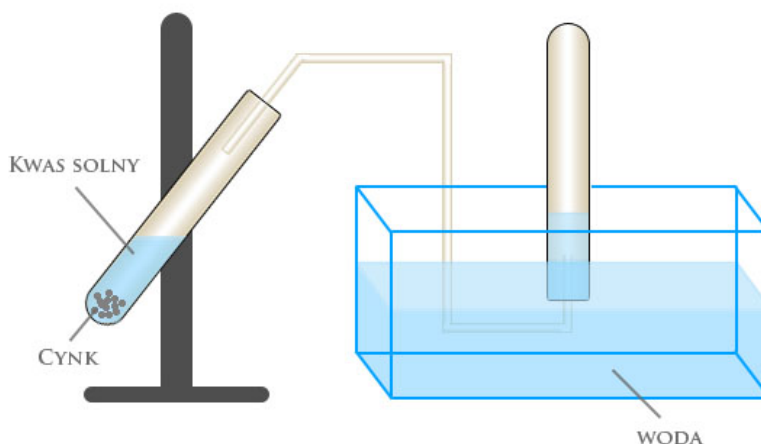
.....

Karta pracy ucznia

Cel doświadczenia: Poznanie właściwości oraz metody otrzymywania wodoru

Problem badawczy: W jaki sposób w warunkach laboratoryjnych można otrzymać wodór?

OTRZYMYWANIE WODORU W REAKCJI CYNKU Z KWASEM SOLNYM
ZACHOWAJ OSTROŻNOŚĆ



Przebieg doświadczenia:

Do kolby wprowadzamy kilka granulek cynku, następnie zamykamy ją korkiem z wkraplaczem i rurką odprowadzającą. Koniec rurki odprowadzającej umieszczamy w krystalizatorze z wodą, w którym znajduje się probówka z wodą, odwrócona dnem do góry. Do kolby za pomocą wkraplacza dodajemy roztwór kwasu chlorowodorowego. Wydzielający się gaz zbieramy do probówki. Pierwszych porcji gazu nie zbieramy, gdyż jest to powietrze z kolby i rurki. Do probówki wypełnionej gazem zbliżamy zapalone łuczywo.

Obserwacje:

.....
.....
.....

Wnioski (właściwości wodoru):

.....
.....
.....

Zapis reakcji:

.....

Literatura: www.chemia.opracowania.pl

scenariusz lekcji nr 21

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Chemia organiczna jako chemia związków węgla**

Temat: **Występowanie węgla w przyrodzie.**

Cel ogólny: poznanie pierwiastka węgla, jego odmian i właściwości.

Cele operacyjne:

uczeń:

- wyjaśnia pojęcie chemia organiczna,
- omawia rozwój chemii organicznej oraz znaczenie i różnorodność związków organicznych,
- określa właściwości węgla na podstawie położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym,
- wymienia nazwy odmian alotropowych węgla i wyjaśnia różnice w ich właściwościach,
- wymienia nazwy poznanych nieorganicznych związków węgla,
- wykrywa obecność węgla w związkach organicznych,
- stosuje się do zasad BHP pracowni chemicznej.

Metody formy pracy:

- słowna – metoda tekstu przewodniego,
- praktyczna – eksperyment,
- praca indywidualna i grupowa.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2, Nowa Era,
- teksty przewodnie (teksty z podręcznika, encyklopedia, słownik chemiczny, itp.),
- odczynniki: tlenek miedzi(II), polopiryna, woda wapienna, cukier (sacharoza),
- przyrządy i sprzęt laboratoryjny: statyw, łączniki, łapy metalowe, próbówki, rurki szklane, korki, parownicza, palnik.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i wprowadzenie w temat lekcji.

II. Część nawiązująca:

- przypomnienie, że nazwa „węgiel” w języku polskim nie jest jednoznaczna, określa pierwiastek chemiczny jak też surowiec mineralny (węgiel kamienny, brunatny i węgiel drzewny).

III. Część właściwa:

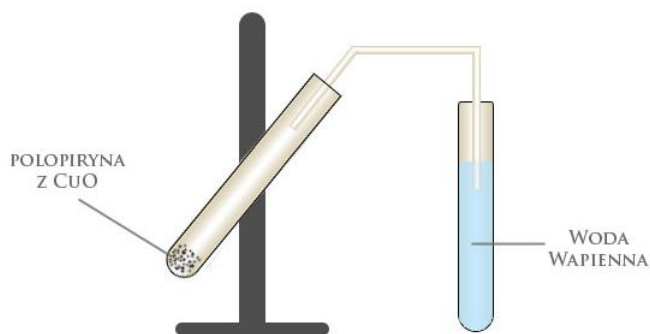
- sformułowanie tematu lekcji, krótka rozmowa z uczniami o tym, jakie są ich oczekiwania wobec lekcji,
- podanie głównych problemów dotyczących tematu lekcji:
 - jakie związki chemiczne nazywa się organicznymi?
 - jak wykryć węgiel w substancjach organicznych?
 - na czym polega zjawisko alotropii węgla?
 - czym charakteryzują się odmiany alotropowe węgla?

- Obserwacja i analiza doświadczenia:

Doświadczenie „Wykrywanie węgla w substancjach organicznych”

Nauczyciel wykonaj doświadczenie dotyczące wykrywania węgla w polopirynie. Obserwacje i wnioski uczniowie zapisują w zeszytach.

WYKRYWANIE WĘGLA W SUBSTANCJACH ORGANICZNYCH

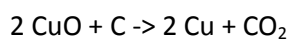


Opis doświadczenia:

Do probówki ustawionej na statywie wrzucamy kawałek rozgniecionej polopiryny, dodajemy tlenek miedzi (CuO). Probówkę zatykamy korkiem i odprowadzamy rurkę do drugiej probówki z wodą wapienną.

Obserwacje i wnioski:

Na dnie probówki ustawionej na statywie powstaje brązowy osad miedzi. Wydziela się też bezbarwny gaz, który powoduje mętnienie wody wapiennej. Jest to dwutlenek węgla. Zachodzi następująca reakcja chemiczna:



- podział klasy na 3 grupy zadaniowe, przydzielenie zadań i omówienie sposobu ich rozwiązania:

Zadanie 1.

W układzie okresowym odszukaj węgiel i podaj o nim wszystkie informacje, które są tam zawarte: nr grupy, okresu, liczbę atomową, masę atomową oraz narysuj uproszczony model atomu węgla.

Zadanie 2.

Wykorzystując teksty przewodnie omów zjawisko alotropii węgla oraz scharakteryzuj odmiany alotropowe węgla.

Zadanie 3.

Wykorzystując teksty przewodnie zaprojektuj i wykonaj doświadczenie „Prażenie substancji organicznej (cukru)”. Narysuj schemat doświadczenia, zapisz obserwacje i wnioski.

Uczniowie mają na wykonanie zadań 15 min.

- prezentacja rozwiązań zadań przez liderów grup.

IV. Podsumowanie:

- nauczyciel ocenia poprawność rozwiązywanych zadań i aktywności uczniów na lekcji,
- zapisanie notatki z lekcji.

V. Zadanie domowe:

- jakie jest zastosowanie grafitu, diamentu i fulerenów.

scenariusz lekcji nr 22

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych**

Temat: **Zanieczyszczenia powietrza.**

Cel ogólny:

Zapoznanie uczniów z przyczynami i skutkami zanieczyszczeń powietrza

Cele operacyjne:

uczeń:

- podaje, jakie zanieczyszczenia mogą występować w powietrzu,
- podaje przykłady źródeł zanieczyszczenia powietrza,
- wyjaśnia, na czym polegają zjawiska tj.: dziura ozonowa, kwaśne opady, efekt cieplarniany, smog,
- podaje przyczyny wzrostu stężenia dwutlenku węgla w powietrzu,
- wskazuje, jaki wpływ na zdrowie mogą mieć zanieczyszczenia powietrza z różnych źródeł,
- podaje, które tlenki zanieczyszczające powietrze powodują zjawisko kwaśnych opadów,
- podaje sposoby ochrony powietrza przed zanieczyszczeniami,
- selekcjonuje i porządkuje informacje z różnych źródeł,
- umie współpracować w grupie,
- umie prezentować wyniki własnej pracy.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, pogadanka,
- praca w grupach.

Materiały i pomoce:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012,
- Słownik chemiczny, Encyklopedia.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie listy obecności, pracy domowej, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- nauczyciel dzieli klasę na cztery grupy, zadaniem uczniów będzie na podstawie wiadomości zawartych w podręczniku oraz w pomocach naukowych wymienić:
 1. Grupa I - źródła zanieczyszczeń powietrza,
 2. Grupa II - rodzaje zanieczyszczeń powietrza,
 3. Grupa III - wpływ zanieczyszczeń powietrza na organizmy,
 4. Grupa IV - wyjaśnia, na czym polegają zjawiska tj.: dziura ozonowa, kwaśne opady, efekt cieplarniany, smog.

Uczniowie mają na to zadanie 15 min.

III. Część właściwa:

- nauczyciel prosi przedstawicieli grup I-III, by zapisali na tablicy schematycznie odpowiedzi do swoich zadań,
- uczniowie grupy IV (na ochotnika) omawiają poszczególne zjawiska,
- nauczyciel ocenia poprawność odpowiedzi na zadania i aktywności uczniów.

III. Podsumowanie:

- określenie przez uczniów jakie nowe pojęcia wystąpiły na lekcji,
- zapisanie notatki, zdefiniowanie poznanych na lekcji pojęć.

IV. Zadanie domowe: Korzystając z różnych źródeł wiedzy, opisz w jaki sposób możesz zapobiec powstawaniu zanieczyszczeń atmosfery.

scenariusz lekcji nr 23

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: Budowa atomu

Temat: **Ziarnista budowa materii**

Cel ogólny:

Zapoznanie uczniów z pojęciem ziarnistości materii na przykładzie obserwacji własnych.

Cele szczegółowe:

Uczeń wie:

- co to jest materia,
- jakie zjawiska potwierdzają ziarnistą budowę materii,
- co to jest zjawisko dyfuzji,
- jaki sposób zjawisko dyfuzji wiąże się z wewnętrzną budową materii,
- jakim stanie skupienia dyfuzja zachodzi najszybciej.

Uczeń umie:

- wymienić właściwości typowe dla poszczególnych stanów skupienia,
- wyjaśnić za pomocą rysunku, czym są spowodowane różnice we właściwościach ciał stałych, cieczy i gazów,
- wykonać doświadczenie ilustrujące zjawisko dyfuzji,
- sporządzić rysunek wykonywanego doświadczenia,
- wyciągać wnioski na podstawie informacji i obserwacji,
- pracować w grupie.

Metody:

- podająca –opowiadanie z pokazem,
- poszukująca – dyskusja, metoda laboratoryjna.

Formy pracy:

- praca w grupie,
- ćwiczenia uczniowskie.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, Sz. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa 2012
- odczynniki: substancje do badania zjawiska dyfuzji (atrament, woda, mak, groch),
- szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewki, statyw,
- kartki z ćwiczeniem dla uczniów.

Przygotowanie nauczyciela:

Scenariusz lekcji został opracowany w oparciu o zestaw autorskich doświadczeń laboratoryjnych dostosowanych do jednostki lekcyjnej.

Przebieg lekcji:

I.CZĘŚĆ ORGANIZACYJNA:

Przywitanie, sprawdzenie obecności, wprowadzenie atmosfery pracy.

II.CZĘŚĆ NAWIAZUJĄCA:Wprowadzenie w tematykę działu : Budowa atomu.

III.CZĘŚĆ WŁAŚCIWA:

- podanie tematu lekcji i uświadomienie uczniom celów lekcji,

- przypomnienie występowania różnych stanów skupienia i ich własności
- podanie problemu: Jaka budowę mają substancje? Substancje, z którymi stykamy się na co dzień, np. woda, powietrze, drewno, metale, sprawiają wrażenie, że ich budowa jest ciągła. W jaki sposób udowodnić więc, że cała materia zbudowana jest z małych drobiny i ma budowę nieciągłą (ziarnistą)?
- aby rozwiązać ewentualne wątpliwości dotyczące postawionego pytania uczniowie wykonują następujące doświadczenia:

Doświadczenie 1: Obserwowanie mieszania się grochu i maku

Jeden z uczniów wykonuje eksperyment: do połowy probówki wsypano mak, dodaje groch i miesza. Uczniowie w zeszytach przedmiotowych wykonują rysunek do doświadczenia, zapisują obserwacje, wyciągają wnioski.

Doświadczenie 2: Obserwowanie mieszania się wody i atramentu

Jeden z uczniów napełnia zlewkę wodą i dodaje jedną kroplę atramentu. Uczniowie w zeszytach przedmiotowych wykonują rysunek do doświadczenia, zapisują obserwacje, wyciągają wnioski.

Doświadczenie 3: Badanie rozprzestrzeniania się zapachu perfum

Doświadczenie należy przeprowadzić w kilka osób, które ustawiają się w sali w różnych odległościach, nauczyciel rozpyla perfumy. Każdy uczestnik doświadczenia musi zasygnalizować moment, w którym poczuł zapach. Czy wszyscy i czy w tym samym czasie poczuł zapach substancji?

- Ustalenie definicji zjawiska dyfuzji (proces samorzutnego mieszania się cząsteczek i atomów różnych substancji),
- Wyjaśnienie rozmieszczenia drobin w trzech stanach skupienia (rysunki)
- Rozwiązywanie problemów:
 - a) W którym stanie skupienia dyfuzja zachodzi najszybciej i dlaczego?
 - b) Dlaczego czujemy zapachy?
 - c) Dlaczego zanieczyszczenia wpływające w jednym miejscu do jeziora czy stawu są groźne dla całego zbiornika?

IV. PODSUMOWANIE:

- a. Uczniowie rozwiązują w parach ćwiczenia na karcie pracy.
- b. Zebranie kart z ćwiczeniami
- c. Ocena osób najbardziej aktywnych
- d. Zadanie domowe: Podaj przykłady zjawiska dyfuzji znane z życia codziennego.

Załączniki:

Temat: Ziarnista budowa materii

Imię i nazwisko ucznia:

Grupa

.....

Karta pracy ucznia

Ćwiczenie 1. W którym z wymienionych procesów zachodzi zjawisko dyfuzji (zaznacz właściwe odpowiedzi):

topnienie lodu, rozpuszczanie soku w wodzie, rozprzestrzenianie się zapachu perfum, wsiąkanie atramentu w bibułę, kruszenie kredy, spalanie węgla, mieszanie kaszy z ryżem, spalanie magnezu, unoszenie się zapachu smażonej ryby?

Ćwiczenie 2. Uzupełnij zdanie dobierając odpowiednie określenia: (szybciej; wolniej; większe; mniejsze; odległości; oddziaływania; cieczach; gazach).

Zapach w powietrzu rozchodzi się niż atrament w wodzie, ponieważ
między cząsteczkami w są niż w

scenariusz lekcji nr 24

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: **Systematyka związków nieorganicznych**

Temat: **Zjawisko fizyczne a reakcja chemiczna.**

Cel ogólny: Powtórzenie i utrwalenie wiadomości na temat zjawisk występujących w przyrodzie

Cele operacyjne:

uczeń:

- definiuje pojęcia: zjawisko fizyczne i reakcja chemiczna,
- rozróżnia przemianę fizyczną od przemiany chemicznej,
- zna przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych znanych z życia codziennego,
- przestrzega zasad BHP pracowni chemicznej.

Metody i formy pracy:

- słowna – opis, praca z podręcznikiem,
- praktyczna – praca doświadczalna uczniów.

Materiały i pomoce:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- odczynniki: parafina, siarka, magnez,
- szkło i sprzęt laboratoryjny: palnik, łyżka do spalań, moździerz porcelanowy, szczypcy.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- postawienie przez nauczyciela zadania problemowego: Na czym polega różnica między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną?

III. Część właściwa:

- wyjaśnienie uczniom, w jaki sposób będą pracowali na lekcji;

Ćwiczenia laboratoryjne:

Nauczyciel wybiera losowo z klasy troje uczniów, ich zadaniem będzie przeprowadzić w asyście nauczyciela następujące doświadczenia:

1. na łyżce do spalań umieść mały kawałek parafiny i ogrzewaj w płomieniu palnika,
2. grudkę siarki rozetrzyj w moździerz na proszek,
3. kawałek wstążki magnezowej chwyć szczypcami i umieść w płomieniu palnika.

Reszta klasy obserwuje przebieg doświadczeń, zwracając szczególną uwagę na różnice między przemianami.

IV. Podsumowanie:

- uczniowie zapisują w zeszytach przebieg doświadczeń, obserwacje, wnioski,
- nauczyciel ocenia poprawność wykonywanych doświadczeń,

- analiza problemów, pytania.

IV. Zadanie domowe:

- wybrane zadania z podręcznika.

scenariusz lekcji nr 25

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Węglowodory

TEMAT: Zastosowanie alkenów

KLASA: 3

Planowany czas lekcji: 45 minut

Cel ogólny:

Poznanie zastosowania alkenów

Cele szczegółowe:

Uczeń potrafi, zna, umie:

- wymienić zastosowanie etenu,
- alkeny występujące w przyrodzie i ich zastosowanie,
- słuchać ze zrozumieniem, logicznie myśleć oraz wyciągać wnioski.

Metody pracy:

- pogadanka,
- ćwiczenia.

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa,
- tablica,
- kreda,
- karty pracy.

Formy pracy: *indywidualna, zbiorowa.*

Przebieg lekcji

FAZA WPROWADZAJĄCA (10 minut):

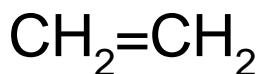
Sprawdzenie listy obecności.

Przypomnienie podstawowych wiadomości dotyczących alkenów.

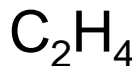
FAZA REALIZACYJNA (30 minut):

Zadanie dla uczniów:

Narysuj wzór sumaryczny i półstrukturalny etenu.



wzór półstrukturalny



wzór sumaryczny

Uczniowie rysują wzory w zeszytach.

a) Nauczyciel omawia zastosowanie etenu i występowanie alkenów w przyrodzie.

Eten jest hormonem roślinnym, stymulującym opadanie liści, dojrzewanie owoców, starzenie się roślin. Wydzielany jest przez praktycznie wszystkie części roślin.

Ciekawostka:

Przed sprzedażą owoce poddaje się działaniu etenu w celu szybkiego doprowadzenia ich do stanu dojrzałości.

Takiemu zabiegowi standardowo poddaje się banany, które zbierane są zielone, w stadium dojrzałości zbiorczej i po dotarciu na miejsce przeznaczenia dla uzyskania jednolitych jakościowo owoców poddawane są zabiegowi gazowania etenem przez okres 4-7 dni.

Aby przyspieszyć dojrzewanie awokado wystarczy zostawić je na noc w jednym pojemniku z bananem, który dojrzewając, wydziela eten katalizujący dojrzewanie innych owoców.

Eten służy także do produkcji tworzyw sztucznych (polimerów).

Występowanie alkenów w przyrodzie.

Karoten jest pomarańczowo-żółtym organicznym barwnikiem roślinnym, występującym między innymi w korzeniu marchwi i papryce. Ma działanie antyoksydacyjne, a także korzystnie wpływa na funkcjonowanie wzroku i systemu immunologicznego.

Ocymen występuje jako płynny węglowodór, m.in. w olejkach eterycznych ziela bazylii.

Skwalen – węglowodór wielonienasycony, jest składnikiem płaszcza lipidowego ludzkiej skóry oraz tłuszczu wątroby rekina. Ma on działanie chemoprewencyjne, przeciwbakteryjne, przeciwgrzybiczne.

Ciekawostka:

Stwierdzono, iż może mieć istotny wpływ na przeciwdziałanie chorobie niedokrwiennej serca i opóźnienie procesów starzenia.

Limonen – odpowiedzialny jest za zapach cytryny i występuje głównie w jej skórce.

b) Nauczyciel dyktuje notatkę do zeszytu.

c) Nauczyciel rozdaje uczniom karty pracy a następnie sprawdza rozwiązania.

FAZA PODSUMOWUJĄCA (5 minut):

Nauczyciel ocenia pracę uczniów i nagradza plusami najbardziej aktywnych uczniów.

Karta pracy

Przyporządkuj obrazki do odpowiednich alkenów:

1)



2)



3)



4)



Alkeny	Występowanie alkenu
skwalen	
ocymen	
karoten	
limonen	

scenariusz lekcji nr 26

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

TEMAT: Alkohole polihydroksylowe

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie nowej grupy związków organicznych tj. alkoholi poli-hydroksylowych.

Cele operacyjne:

- uczeń potrafi wyjaśnić pojęcie alkohole polihydroksylowe,
- uczeń potrafi zbadać właściwości glicerolu i zapisać odpowiednie równania reakcji chemicznych,
- uczeń potrafi wymienić metody otrzymywania alkoholi polihydroksylowych (glikolu etylenowego i glicerolu).

Cele dodatkowe:

- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia,
- kształtowanie umiejętności formułowania i przedstawiania wniosków.

Metody pracy:

- pogadanka,
- eksperyment,
- problem do rozwiązania.

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa,
- odczynniki, szkło i wymagany sprzęt do doświadczeń,
- tablica,
- kreda.

Formy pracy:

- *indywidualna,*
- *zbiorowa.*

Przebieg lekcji

Część wstępna:

- Sprawdzenie listy obecności.
- Powtórzenie wiadomości z ostatniej lekcji:

- przypomnienie wzorów i nazw alkoholi monohydroksylowych,
- przypomnienie właściwości chemicznych tych alkoholi.

Lekcja właściwa

3. Podanie tematu lekcji.

4. Wprowadzenie do tematu lekcji.

Alkohole zawierające dwie lub więcej grup hydroksylowych to alkohole polihydroksylowe. Najbardziej znanymi ich przedstawicielami są glikol etylenowy (1,2-etandiol) i glicerol czyli gliceryna (1,2,3-propantriol).

Nauczyciel rysuje wzory strukturalne tych alkoholi na tablicy.

5. Rozwinięcie tematu lekcji.

Nauczyciel stawia pytanie: Czy właściwości alkoholi mono- i polihydroksylowych są podobne?

Następnie proponuje przeprowadzenie dwóch doświadczeń:

Doświadczenie 1. Badanie odczynu wodnego roztworu glicerolu

a) Nauczyciel nanosi na szkiełko zegarkowe niewielką ilość wodnego roztworu glicerolu.

b) Do roztworu dodaje 2-3 krople fenoloftaleiny.

c) Uczniowie obserwują czy fenoloftaleina zmieniła zabarwienie.

Obserwacje: Glicerol nie powoduje zmiany barwy fenoloftaleiny.

Doświadczenie 2. Reakcja glicerolu z sodem

a) Nauczyciel wlewa do suchej probówki ok. 2 cm³ glicerolu.

b) Dodaje do niej niewielki osuszony wcześniej kawałek sodu.

c) Bada palność wydzielającego się gazu.

Obserwacje:

W probówce wydzielił się gaz, który z powietrzem tworzy mieszaninę wybuchową.

Uczniowie rysują w zeszytach schematy doświadczeń i wyciągają wnioski:

Doświadczenie 1

Alkohol trihydroksylowy, podobnie jak alkohol monohydroksylowy, ma odczyn obojętny.

Doświadczenie 2

Glicerol reaguje z sodem, podobnie jak alkohole monohydroksylowe, produktami reakcji są wodór i glicerolan sodu.

Uczeń wskazany przez nauczyciela zapisuje reakcję na tablicy.

Część końcowa:

1. Podsumowanie lekcji.
2. Zadanie pracy domowej.

Zadanie:

Korzystając z podręcznika opracuj metody otrzymywania glikolu etylenowego i glicerolu.

scenariusz lekcji nr 27

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

TEMAT: Aminy – budowa, nazewnictwo, podział i własności

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie nowej grupy związków chemicznych – amin. Podział na aminy alifatyczne i aromatyczne oraz własności fizyczne i chemiczne amin alifatycznych.

Cele operacyjne:

- uczeń zna: pojęcia tj. aminy I, II, III-rzędowe, nazewnictwo amin, zastosowanie.
- uczeń rozumie: zasady nazewnictwa amin, różnicę między aminami I, II, III-rzędowymi, reakcję powstawania amin, właściwości i zastosowanie amin.
- uczeń potrafi: dokonać podziału na aminy alifatyczne i aromatyczne, rozróżnić aminy I, II, III-rzędowe, napisać równania reakcji otrzymywania amin, zbadać i podać właściwości chemiczne amin.

Metody nauczania :

- rozmowa naprowadzająca,
- pogadanka,
- ćwiczenia.

Środki dydaktyczne :

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa,
- tablica,
- kreda,
- foliogramy.

Formy pracy:

- wszyscy uczniowie (cała klasa),
- pojedyncze osoby.

Przebieg lekcji

I. Część wstępna:

1. Sprawdzenie listy obecności oraz sprawdzenie pracy domowej dotyczącej tłuszczów.
2. Powtórzenie wiadomości z ostatniej lekcji.

II. Lekcja właściwa:

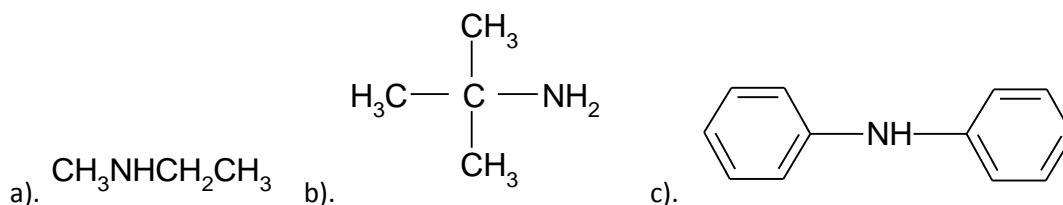
1. Sformułowanie tematu zajęć.
2. Wprowadzenie do tematu lekcji: rozmowa na temat pochodzenia amin i ich podstawowych właściwości. Nauczyciel korzysta z foliogramów w celu omówienia tej części.
3. Uczniowie notują definicję amin, podział i nazewnictwo oraz ich właściwości fizyczne i chemiczne.
4. Nauczyciel pisze na tablicy reakcje powstawania amin.
5. Ćwiczenia w pisaniu równań reakcji otrzymywania amin alifatycznych i nazewnictwa amin (uczniowie wytypowani przez nauczyciela).

6 Utrwalenie wiadomości (nauczyciel zadaje pytania). Uczniowie sami zgłaszają się do odpowiedzi.

III. Część końcowa:

1. Podsumowanie lekcji: nauczyciel ocenia zrozumienie tematu lekcji przez uczniów i ich pracę na lekcji.
2. Zadanie pracy domowej.

Zadanie 1. Nazwij następujące związki, stosując poznane reguły nazewnictwa:



Zadanie 2. Wymień kilka przykładów zastosowania amin.

Zadanie dodatkowe dla chętnych*

Wypisz wzory i nazwy wszystkich amin o wzorze sumarycznym $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$.

3. Karty ewaluacji (forma ewaluacji - ankieta).

Na koniec lekcji nauczyciel rozdaje uczniom ankietę do wypełnienia.

ANKIETA – MOJE WRAŻENIA PO LEKCJI

Udziel odpowiedzi stosując skalę 1-5 pkt (1- min, 5-max)

Pytanie	Ilość pkt
Temat lekcji zrozumiałem(am)	
Lekcja była ciekawa	
Starłem(am) się brać udział w lekcji....	
Czy pytania podane przez nauczyciela były zrozumiałe	
Czy polecenia podane przez nauczyciela były zrozumiałe	

scenariusz lekcji nr 28

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

Czas trwania: 45 min

Temat: Białka - reakcje rozpoznawcze i właściwości

Cel ogólny: Poznanie właściwości i reakcji charakterystycznych dla białek

Cele szczegółowe:

- uczeń potrafi wyjaśnić pojęcie reakcji rozpoznawczych
- uczeń potrafi przedstawić i omówić reakcje rozpoznawcze oraz właściwości białek
- uczeń umie zaprojektować doświadczenia pozwalające zbadać właściwości białek
- uczeń umie zapisać równania przebiegających reakcji
- uczeń potrafi wyciągać sensowne wnioski
- uczeń wie jak ostrożnie posługiwać się sprzętem i odczynnikami chemicznymi
- uczeń przestrzega przepisów BHP obowiązujących w laboratorium chemicznym

Metoda: wykład, eksperyment.

Środki dydaktyczne: podręcznik, tablica, kreda, zestaw niezbędnych naczyń laboratoryjnych i odczynników chemicznych.

Formy pracy: indywidualna, grupowa.

Przebieg lekcji

FAZA WPROWADZAJĄCA:

1) Sprawdzenie obecności i przypomnienie co to są białka i jaka jest ich budowa.

FAZA REALIZACYJNA:

- Sformułowanie tematu lekcji.
- Krótki wstęp na temat wykrywania białek
- Reakcje rozpoznawcze białek. Uczniowie przeprowadzają doświadczenia indywidualnie:
 - **Reakcja ksantoproteinowa** (wykrywanie białek zawierających pierścienie aromatyczne w łańcuchach bocznych). Uczniowie sprawdzają działanie stężonego HNO_3 na białko.

Tworzy się żółte zabarwienie charakterystyczne dla powstających związków nitrowych.

Uczniowie zapisują w zeszytach schemat reakcji oraz obserwacje i wnioski.

- **Reakcja biuretowa** (wykrywanie wiązania peptydowego). Uczniowie sprawdzają działanie roztworu CuSO_4 w środowisku zasadowym na białko.

Otrzymują fioletowe zabarwienie.

Uczniowie zapisują w zeszytach schemat reakcji oraz obserwacje i wnioski

- Nauczyciel omawia procesy wysalania i denaturacji białek. Uczniowie robią notatki.

- Zadaniem uczniów jest zaprojektowanie i przeprowadzenie doświadczeń w grupach z wykorzystaniem przygotowanych przez nauczyciela odczynników:

Grupa A: denaturacja białka

Grupa B: wysalanie białka

Grupy prezentują projekty doświadczeń a nauczyciel ocenia ich pracę.

Uczniowie zapisują w zeszytach schematy doświadczeń oraz obserwacje i wnioski.

FAZA PODSUMOWUJĄCA:

Nauczyciel ocenia aktywność uczniów i formułuje pracę domową.

Zadanie: Wyjaśnij znaczenie białek jako niezastąpionego składnika organizmów.

scenariusz lekcji nr 29

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

TEMAT: Estry – otrzymywanie, wzory

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie nowej grupy związków organicznych – estrów oraz zbadanie ich właściwości.

Cele operacyjne:

- uczeń zna: pojęcia tj. alkohol, kwas karboksylowy, ester, szereg homologiczny, grupa funkcyjna (hydroksylowa, karboksylowa), reakcja estryfikacji, wzór ogólny estrów, nazewnictwo estrów i zastosowanie.
- uczeń rozumie: wyżej wymienione pojęcia, zasady nazewnictwa estrów, właściwości fizyczne i chemiczne poznanych estrów oraz ich zastosowanie.
- uczeń potrafi: wymienić nazwy i napisać wzory substratów niezbędnych do otrzymywania estrów oraz napisać równania reakcji otrzymywania estrów. Zbadać właściwości fizyczne i chemiczne estrów oraz wskazać przykłady ich zastosowania.

Metody pracy: problemowa, naprowadzająca, elementy podającej, ćwiczeniowa.

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa,
- odczynniki: etanol, kwas etanowy (octowy) 80%, stężony kwas siarkowy, kwas butanowy (masłowy,) olej jadalny,
- szkło i wymagany sprzęt do doświadczeń,
- tablica,
- kreda.

Formy pracy:

- indywidualna,
- zbiorowa.

Przebieg lekcji

I. Część wstępna:

1. Powtórzenie wiadomości z ostatniej lekcji:

- przypomnienie wzorów i nazw alkoholi i kwasów monokarboksylowych,
- przypomnienie właściwości chemicznych alkoholi i kwasów.

II. Lekcja właściwa:

1. Wprowadzenie do tematu lekcji. Nauczyciel formułuje problem: Co otrzymamy w reakcji kwasów z alkoholami?
2. Podanie tematu lekcji.
3. Rozwinięcie tematu lekcji: nauczyciel proponuje przeprowadzenie doświadczenia, które pozwoli odpowiedzieć na powyższe pytanie.

Doświadczenie 1: Otrzymywanie octanu etylu (a) i maślanu etylu (b)

Do probówki zawierającej kwas octowy nauczyciel dodaje alkohol etylowy. Następnie dodaje nieco

stężonego kwasu siarkowego (VI). Nie zachodzą żadne widoczne zmiany. Całość ogrzewa, po czym zawartość probówki przelewa do zlewki z zimną wodą. Widać, że dodany związek nie rozpuszcza się w wodzie lecz na niej unosi. Można wyczuć wyraźny owocowy zapach.

W podobny sposób otrzymuje drugi ester.

Obserwacje uczniów:

- a) produkt reakcji ma zapach zmywacza do lakieru, ciecz ta oddziela się od wody,
- b) produkt ma zapach ananasów.

Wnioski nauczyciela: w probówkach powstają nowe substancje, są to estry.

Nauczyciel pisze na tablicy reakcję estryfikacji dla punktu a) i objaśnia mechanizm estryfikacji.

Uczniowie piszą samodzielnie równanie reakcji estryfikacji z punktu b).

4. Podyktowanie notatki do zeszytu:

- definicja i ogólny wzór estrów,
- zasady nazewnictwa,
- reakcja estryfikacji,
- właściwości fizyczne i chemiczne.

5. Badanie właściwości fizycznych i chemicznych estrów:

Doświadczenie 2: Badanie właściwości octanu etylu

Obserwacje uczniów:

- jest palny,
- słabo rozpuszcza się w wodzie,
- olej rozpuścił się w octanie etylu.

Wnioski nauczyciela: octan etylu jest palny, jest rozpuszczalnikiem. Pod wpływem wody następuje częściowy rozpad estru na kwas i alkohol, czyli ulega hydrolizie. Nauczyciel pisze na tablicy reakcję hydrolizy octanu etylu.

6. Ćwiczenia w nazewnictwie estrów organicznych i nieorganicznych oraz w pisaniu równań reakcji ich otrzymywania (uczniowie po kolei idą do tablicy).
7. Zastosowanie estrów – praca z podręcznikiem.

III. Część końcowa:

8. Podsumowanie lekcji: nauczyciel pyta uczniów o zastosowania estrów i udziela odpowiedzi na ewentualne pytania dotyczące tematu lekcji.
9. Zadanie pracy domowej:
 - a. Wyjaśnij rolę stężonego roztworu kwasu siarkowego (VI) w reakcji alkoholu z kwasem karboksylowym.
 - b. Napisz równania reakcji otrzymywania:
 - octanu propylu,
 - propionianu etylu,
 - maślanu butylu.

scenariusz lekcji nr 30

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

TEMAT: Etanol jako przedstawiciel alkoholi monohydroksylowych

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie nowych związków – alkoholi monohydroksylowych

Cele operacyjne:

Uczeń wie:

- że etanol należy do alkoholi monohydroksylowych,
- do czego służy etanol i zna konsekwencje jego nadużywania.

Uczeń umie:

- wyjaśnić pojęcia: grupa hydroksylowa, alkohole monohydroksylowe,
- przedstawić szereg homologiczny alkoholi monohydroksylowych,
- określić właściwości fizyczne i chemiczne etanolu.

Cele wychowawcze:

- wykazanie wartości współpracy w grupie,
- ćwiczenie zdolności poznawczych cechujących badacza chemii,
- wdrażanie zasad bezpieczeństwa na lekcjach chemii.

Metody pracy:

- słowna: pogadanka, dyskusja,
- laboratoryjna: doświadczenia uczniowskie, pokaz.

Materiały, środki dydaktyczne:

- odczynniki chemiczne i sprzęt do doświadczeń,
- tablica,
- kreda,
- karty pracy ucznia,
- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa.

Formy pracy:

- grupowa,
- zbiorowa: całą klasą.

Przebieg lekcji

1. Część wstępna:

Sprawdzenie listy obecności i pracy domowej.

2. Część właściwa:

Sformułowanie tematu lekcji i określenie jej celów.

Zapoznanie uczniów z systematyką alkoholi, przedstawienie szeregu homologicznego alkoholi monohydroksylowych.

Omówienie budowy etanolu.

Badanie właściwości etanolu:

- a) Podział klasy na grupy, wybór osób odpowiedzialnych za pracę grupy w czasie lekcji, przygotowanie stanowisk pracy,
- b) Rozdanie kart pracy uczniom,
- c) Wykonanie doświadczeń w grupach zgodnie z instrukcją do doświadczeń,
- d) Zapisanie obserwacji w karcie pracy,
- e) Nauczyciel w formie pokazu demonstruje palność etanolu:
Do parownicy wlewa niewielką ilość etanolu. Za pomocą zapalonego łuczywka przeprowadza próbę zapalenia etanolu w temperaturze pokojowej.
- f) Sformułowanie wniosków do doświadczeń,
- g) Omówienie pracy w grupach.

3. Część podsumowująca:

Ocena pracy grup i zadanie pracy domowej.

Zadanie domowe:

Korzystając z dostępnych ci źródeł odpowiedz na pytania:

- 1) Jakie jest zastosowanie etanolu?
- 2) Jaki wpływ na organizm człowieka ma etanol?
- 3) Jakie są konsekwencje nadużywania alkoholu etylowego?

Załącznik 1: KARTA PRACY UCZNIĄ

Badanie właściwości fizycznych i chemicznych etanolu.

Opis doświadczeń:

- Do zlewki wlej etanol i obserwuj jego właściwości fizyczne.
- Następnie zanurz dwa paski bibuły kolejno w etanolu i w wodzie. Obserwuj je bezpośrednio po wynurzeniu i po upływie 5 minut.
- Do dwóch zlewek zawierających kolejno: wodę i naftę wlej taką samą objętość etanolu. Otrzymane mieszaniny wymieszaj szklanym pręcikiem.
- Na szalce Petriego umieść roztwór etanolu. Zanurz w nim elektrody detektora przewodnictwa elektrycznego, a następnie zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy.
- Do szalki Petriego zawierającej białko jaja kurzego dodaj etanol. Obserwuj zachodzące zmiany.

Polecenia:

- Podaj właściwości fizyczne etanolu. Obserwacje zanotuj w tabeli 1.
- Napisz równanie reakcji spalania całkowitego etanolu.
- Porównaj rozpuszczanie się etanolu w wodzie i w nafcie. Jak nazwiesz mieszaniny, które otrzymano w przeprowadzonym doświadczeniu?
- Oceń, czy roztwór etanolu jest elektrolitem, oraz podaj, jaki ma odczyn. Odpowiedź uzasadnij.
- Dlaczego etanol ścina białko jaja kurzego? Odpowiedź uzasadnij.

Tabela 1

WŁAŚCIWOŚCI ETANOLU	OBSERWACJE
Stan skupienia	
Barwa	
Zapach	
Odczyn	
Rozpuszczalność w wodzie	
Palność	

scenariusz lekcji nr 31

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Stechiometria

TEMAT: Gazy doskonałe i rzeczywiste

Czas trwania: 45 min

CEL OGÓLNY: POZNANIE WŁAŚCIWOŚCI GAZÓW DOSKONAŁYCH I GAZÓW RZECZYWISTYCH

CELE SZCZEGÓŁOWE:

Uczeń: potrafi, umie:

- wyjaśnić pojęcie gaz doskonały
- zapisać równanie Clapeyrona i zrobić obliczenia z wykorzystaniem tego równania
- wyjaśnić pojęcie gaz rzeczywisty

Metody:

- pogadanka,
- ćwiczenia.

Materiały (środki dydaktyczne):

- podręcznik,
- kreda,
- tablica,
- układ okresowy pierwiastków.

Formy pracy:

- indywidualna,
- zbiorowa.

Przebieg lekcji

1. Część wstępna

Sprawdzenie pracy domowej.

2. Część właściwa

Nauczyciel definiuje stan gazowy.

Stan fizyczny każdego gazu określają następujące parametry:

- ilość moli (n),
- objętość (V),
- ciśnienie (p),
- temperatura (T).

Podstawowe prawa opisujące właściwości gazów zostały wyprowadzone dla gazu modelowego, nazywanego **gazem doskonałym (idealnym)**.

Nauczyciel definiuje pojęcie gazu doskonałego.

Gazem doskonałym nazywa się gaz, którego cząsteczki posiadają następujące właściwości:

- ich wielkość jest zaniedbywalna (średnica cząsteczek gazu jest dużo mniejsza niż średnia odległość przebyta między zderzeniami),
- cząsteczki znajdują się w stanie ciągłego ruchu translacyjnego, a zderzenia między nimi zachodzą zgodnie z prawami mechaniki zderzeń sprężystych,

- ruch cząsteczek jest chaotyczny, nie ma żadnego uprzywilejowanego kierunku,
- tory ruchu są prostoliniowe, a kierunek ruchu ulega zmianie tylko w czasie zderzeń,
- jedyną formą energii cząsteczek jest energia kinetyczna (pomija się jakiegokolwiek oddziaływania pomiędzy cząsteczkami).

Gaz doskonały spełnia **równanie Clapeyrona (równanie stanu gazu doskonałego)**:

Parametry stanu dla gazu doskonałego są związane ze sobą zależnością:

$$pV = nRT$$

R — uniwersalna stała gazowa

Równanie stanu gazu doskonałego dobrze opisuje właściwości większości gazów w warunkach normalnych (temp. 273 K, ciśnienie 1 atm.). Znaczne odchylenia pojawiają się w miarę zbliżania się do warunków, w których następuje proces skraplania.

- Przykłady zastosowań równania Clapeyrona.

Zadania dla uczniów:

Zadanie 1

Jaką objętość zajmuje 10 g CO₂ w temperaturze 35°C, pod ciśnieniem 1 atm?

- *Wskazany przez nauczyciela uczeń rozwiązuje zadanie na tablicy.*

- Odpowiedź: $V = 5,74 \text{ dm}^3$

Zadanie 2

Jaka objętość wodoru wydzieli się po wrzuceniu 1,5 g Zn do 100 cm³ roztworu H₂SO₄ o stężeniu 0,5 mol/dm³, w temperaturze 25°C i pod ciśnieniem 1 atm?

Wskazany przez nauczyciela uczeń rozwiązuje zadanie na tablicy.

Odpowiedź: $V = 0,56 \text{ dm}^3$

- **Zadanie do domu:**

Oblicz ile moli cząsteczek wody zawiera 4,86 dm³ pary wodnej w temperaturze 373 K pod ciśnieniem 1000 hPa .

- Nauczyciel wprowadza pojęcie **gazu rzeczywistego**.
- Gazy rzeczywiste wykazują odstępstwa od praw gazu doskonałego w miarę zwiększania ciśnienia i obniżania temperatury. Przyczyną obserwowanych odstępstw w przypadku zwiększania ciśnienia są siły przyciągania między cząsteczkami gazu (nazywane siłami van der Waalsa), które umożliwiają jego skroplenie oraz skończone rozmiary cząsteczek (minimalna objętość zajmowana przez gaz jest zależna od objętości własnej cząsteczek).

3. Część końcowa

Nauczyciel podsumowuje lekcję i ocenia pracę uczniów na lekcji.

scenariusz lekcji nr 32

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

Temat lekcji: Hydroliza soli

CEL OGÓLNY: Zapoznanie z reakcjami hydrolizy soli

CELE OPERACYJNE:

Uczeń powinien wiedzieć i umieć:

- na czym polegają reakcje hydrolizy (hydroliza kationowa, anionowa),
- jakie sole ulegają hydrolizie,
- od czego zależy odczyn badanej soli,
- zapisać równania reakcji hydrolizy dowolnej soli.

CELE WYCHOWAWCZE:

- kształtowanie umiejętności przeprowadzania doświadczeń,
- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia i wyciągania wniosków.

Metoda nauczania: pogadanka, burza mózgów, doświadczenia chemiczne.

Środki dydaktyczne: karty charakterystyki, roztwory soli, papierki wskaźnikowe, próbówki.

Formy pracy: indywidualna, zbiorowa.

Przebieg lekcji

1) Część nawiązująca:

- Przypomnienie:
- a) co to są elektrolity i jak je dzielimy,
- b) przykłady elektrolitów mocnych i słabych,
- c) co to jest pH roztworu,
- d) jakie pH ma roztwór obojętny, kwaśny, zasadowy.

2) Część właściwa:

- Postawienie problemu: Czy sole mogą reagować z wodą?
- Uczniowie przeprowadzają doświadczenia indywidualnie pod opieką nauczyciela.
- Wykonanie doświadczenia:
- Badanie odczynu roztworu $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 i KCl .

Uczniowie do 3 probówek wlewają niewielkie ilości roztworów badanych soli i badają odczyn za pomocą papierka uniwersalnego. Następnie wypełniają karty charakterystyki przygotowane przez nauczyciela. (załącznik 1).

Na zakończenie części doświadczalnej uczniowie próbują sformułować definicję hydrolizy soli.

3) Część podsumowująca:

Zapisanie definicji reakcji hydrolizy i zadanie pracy domowej.

Zadanie domowe:

Zapisz cząsteczkowo i jonowo reakcje hydrolizy następujących soli:

a) Li_2CO_3 ,

- b) AlCl_3 ,
- c) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- d) KBr .

Określ odczyn tych soli.

Załącznik 1. Karta charakterystyki

a) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

-
- Zapisz przebieg reakcji zachodzącej między solą i wodą:

.....*zapis cząsteczkowy*
*zapis jonowy*
*zapis jonowy skrócony*

Obserwacje:

.....

Wnioski:

.....

b) Na_2CO_3

-
- Zapisz przebieg reakcji zachodzącej między solą i wodą:

.....*zapis cząsteczkowy*
*zapis jonowy*
*zapis jonowy skrócony*

Obserwacje:

.....

Wnioski:

.....

c) KCl

- Zapisz przebieg reakcji zachodzącej między solą i wodą:

.....*zapis cząsteczkowy*
*zapis jonowy*
*zapis jonowy skrócony*

Obserwacje:

.....

Wnioski:

.....
.....
.....

scenariusz lekcji nr 33

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Kinetyka chemiczna

TEMAT: Katalizatory i reakcje katalityczne

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie katalizatorów i reakcji katalitycznych

CELE SZCZEGÓŁOWE:

UCZEŃ POTRAFI:

- wyjaśnić pojęcie katalizatory
- wyjaśnić różnicę między katalizatorem a inhibitorem
- wyjaśnić, na czym polega biokataliza
- wyjaśnić pojęcie aktywatory
- wyjaśnić różnicę między katalizą homogeniczną, katalizą heterogeniczną i autokatalizą
- wymienić zastosowania różnych rodzajów katalizy

CELE WYCHOWAWCZE:

- kształtowanie umiejętności pracy w grupie
- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia
- rozwijanie zdolności manualnych
- kształtowanie nawyku ostrożnego obchodzenia się z substancjami i odczynnikami chemicznymi

Metody: wykład, eksperyment uczniowski, ćwiczenia.

Materiały (środki dydaktyczne):

- kreda,
- tablica,
- komputer,
- rzutnik,
- prezentacja Power Point,
- szkło i sprzęt laboratoryjny niezbędny do doświadczeń,
- odczynniki: 3% roztworu nadtlenu wodoru, MnO_2 , drut platynowy.

Formy pracy: indywidualna, grupowa.

Przebieg lekcji

1. Część wstępna

Sprawdzenie listy obecności i pracy domowej.

2. Część właściwa

Zapoznanie uczniów z tematem oraz celami lekcji.

Wprowadzenie

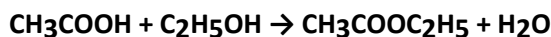
Nauczyciel korzysta z prezentacji Power Point:

Katalizator – substancja, która zwiększa szybkość reakcji, a po zakończeniu reakcji pozostaje w niezmiennym stanie. Przyspiesza reakcję dzięki temu, że obniża energię aktywacji. Nie wpływa na położenie stanu równowagi.

Inhibitory – działają odwrotnie – spowalniają reakcję.

Katalizator homogeniczny – katalizator jest w tej samej fazie, co reagenty. Np. kwas siarkowy(VI) katalizuje reakcję kwasów karboksylowych i alkoholi.

Wskazany przez nauczyciela uczeń zapisuje reakcję na tablicy:

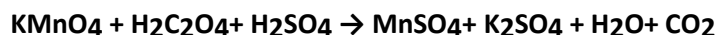


Wniosek: Wszystkie substancje są cieciami.

Katalizator heterogeniczny – jest w innym stanie skupienia niż reagenty. Np. rozkład H_2O_2 przy udziale MnO_2 lub reakcja N_2 i H_2 katalizowana platyną.

Uczniowie sami zapisują w zeszytach przebieg tych reakcji a nauczyciel sprawdza rozwiązania.

Autokataliza – jeden z produktów reakcji jest katalizatorem – czyli reakcja ciągle przyspiesza. Przykładem może być reakcja utleniania kwasu szczawowego za pomocą manganianu(VII) potasu. Katalizatorem tej reakcji są powstające podczas niej jony Mn^{2+} :



Zadanie domowe 1

Dobierz współczynniki stechiometryczne za pomocą bilansu elektronowego. Wskaż substancje, które pełnią role utleniacza i reduktora w podanej reakcji.

Zadanie domowe 2

Wiedząc, że do tej reakcji zużyto 125 cm^3 roztworu kwasu szczawowego a wydzielony gaz w warunkach normalnych zajął objętość $5,6 \text{ dm}^3$, oblicz stężenie molowe kwasu szczawowego użytego do reakcji.

Powrót do prezentacji Power Point:

Biokataliza – kataliza biologiczna, czyli katalizatorem jest białko (enzym). Np. rozkład nadtlenu wodoru przez katalazę obecną np. we krwi (dlatego woda utleniona tak się pieni po wylaniu jej na ranę). Enzymy są najbardziej skutecznymi katalizatorami (wielokrotnie przewyższają skuteczność katalizatorów nieorganicznych). Poza tym większość z nich jest specyficzna – oznacza to, że jeden enzym może katalizować tylko jedną konkretną reakcję. Są także takie, które katalizują kilka reakcji albo mogą działać na różne substraty.

Inne przykłady:

- α -amylaza - enzym rozkładający skrobię, znajduje się m.in. w ślinie;
- trypsyna i chymotrypsyna - enzymy trawienne, które rozkładają białka;
- chitynaza - rozkłada chitynę (wielocukier, z którego zbudowane są m.in. pancerzyki owadów oraz ściany komórkowe grzybów)

Uczniowie zostają podzieleni na dwie grupy i wykonują eksperymenty:

Doświadczenie

Do dwóch probówek wlewają po 1 cm^3 3% roztworu nadtlenu wodoru. Do pierwszej z nich dodają szczyptę sproszkowanego dwutlenku manganu a do drugiej wkładają mały kawałek drutu platynowego.

Obserwacje: Wydziela się gaz.

Zadanie dla grup:

a) Zapisz równanie przebiegającej reakcji

b) Porównaj szybkość rozkładu nadtlenu wodoru

c) W jakiej postaci katalizator działa skuteczniej, jako drut czy proszek?

3. Część podsumowująca

Nauczyciel sprawdza rozwiązania (przedstawiają je liderzy grup) i podsumowuje lekcję.

scenariusz lekcji nr 34

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

TEMAT: Budowa, nazewnictwo i właściwości kwasów karboksylowych

Czas trwania: 90 min

Cel ogólny: Poznanie szeregu homologicznego kwasów karboksylowych. Poznanie właściwości kwasów metanowego (mrówkowego) i etanowego (octowego).

Cele szczegółowe:

- uczeń zna: pojęcia tj. kwas karboksylowy, szereg homologiczny, grupa funkcyjna, wzór ogólny kwasów organicznych, dysocjacja elektrolityczna, reakcja zobojętniania.
- uczeń rozumie: wyżej wymienione pojęcia, właściwości fizyczne i chemiczne poznanych kwasów organicznych.
- uczeń potrafi: w oparciu o wzór ogólny napisać szereg homologiczny kwasów karboksylowych, zbadać i podać właściwości kwasów organicznych – mrówkowego i octowego, wyciągać wnioski i zapisywać równania przeprowadzonych reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej i jonowej, porównać właściwości kwasów organicznych i nieorganicznych.

Metody nauczania:

- pogadanka,
- pokaz,
- dyskusja,
- praca z książką.
-

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa,
- kwas octowy,
- kwas mrówkowy,
- octan sodu,
- oranż metylowy,
- papierek uniwersalny,
- fenoloftaleina,
- magnez,
- zasada sodowa,
- szkło i wymagany sprzęt do doświadczeń,
- foliogramy.

Formy pracy:

- indywidualna,

- zbiorowa.

Przebieg lekcji

I. Część wstępna:

- Sprawdzenie listy obecności i pracy domowej.
- Przypomnienie właściwości kwasów nieorganicznych – badanie zabarwienia wskaźników w kwasach.

II. Lekcja właściwa:

- Podanie tematu lekcji i wprowadzenie do tematu lekcji: kwasy organiczne jako pochodne węglowodorów, budowa cząsteczki kwasów karboksylowych.
- Rozwinięcie tematu lekcji: nauczyciel pisze na tablicy szereg homologiczny kwasów karboksylowych, podaje zasady tworzenia nazw kwasów – nazewnictwo systematyczne i zwyczajowe, razem z uczniami ustala wzór ogólny kwasów organicznych.
- Podyktowanie notatki do zeszytu: definicja kwasów karboksylowych, ogólny wzór, podział i nazewnictwo, właściwości fizyczne i chemiczne.
- Badanie właściwości fizycznych kwasów mrówkowego i octowego.

Nauczyciel przeprowadza doświadczenia w formie pokazu. Przypomina o konieczności ostrożnego obchodzenia się z odczynnikami chemicznymi. Uczniowie zapisują w zeszytach tematy doświadczeń, schematyczne rysunki, obserwacje i wnioski.

Doświadczenie 1: Określenie stanu skupienia, barwy, zapachu, rozpuszczalności w wodzie.

- kwasu mrówkowego,
- kwasu octowego.

Obserwacje:

- jest to bezbarwna ciecz, o duszącym zapachu, dobrze rozpuszczalna w wodzie,
- jest to ciecz bezbarwna, o intensywnym zapachu, bardzo dobrze rozpuszczalna w wodzie.

Wnioski:

- jest to ciecz parząca, silna trucizna!!!
- kwas octowy zwany *lodowatym* jest silnie żrący!

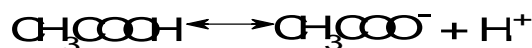
7. Badanie właściwości chemicznych kwasu octowego:

Doświadczenie 2: Badanie odczynu roztworu wodnego kwasu octowego przy użyciu papierka uniwersalnego.

Obserwacje: papierek uniwersalny po zanurzeniu w roztworze zabarwił się na kolor czerwony.

Wnioski: barwa roztworu świadczy o tym, że odczyn roztworu jest kwaśny, czyli w roztworze muszą istnieć kationy wodorowe powstałe w drodze dysocjacji elektrolitycznej kwasu.

Uczniowie piszą równanie dysocjacji kwasu octowego w zeszytach:

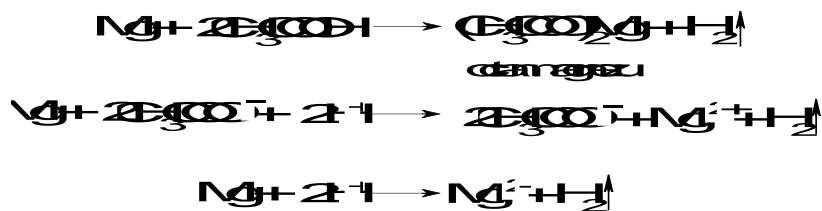


Doświadczenie 3: Działanie kwasu octowego na magnez.

Obserwacje: reakcja zachodzi gwałtownie, probówka staje się gorąca.

Wnioski: podczas reakcji wydzielą się ciepło, produktami reakcji są sól i wodór.

Uczniowie zapisują równanie reakcji i nazywają otrzymaną sól:

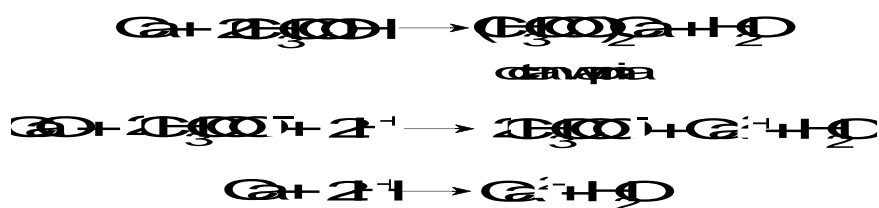


Doświadczenie 4: Działanie kwasu octowego na tlenek wapnia.

Obserwacje: tlenek wapnia rozpuszcza się.

Wnioski: kwas octowy reaguje z tlenkiem metalu. Produktem reakcji jest rozpuszczalna sól i woda.

Uczniowie zapisują równanie reakcji i nazywają otrzymaną sól:

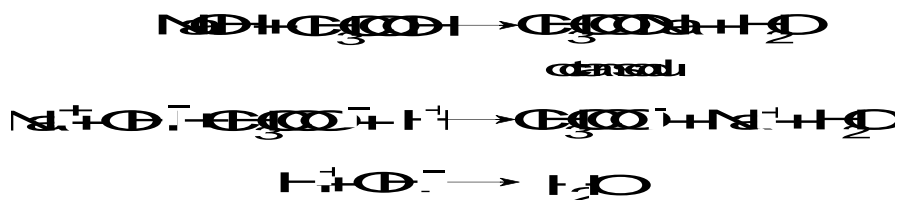


Doświadczenie 5: Reakcja kwasu octowego z zasadą sodową w obecności fenoloftaleiny.

Obserwacje: w probówce powstał bezbarwny roztwór.

Wnioski: nastąpiło zobojętnienie zasady sodowej kwasem octowym, produktami reakcji są sól i woda.

Nauczyciel zleca zapisanie równania powyższej reakcji na tablicy wybranemu uczniowi:

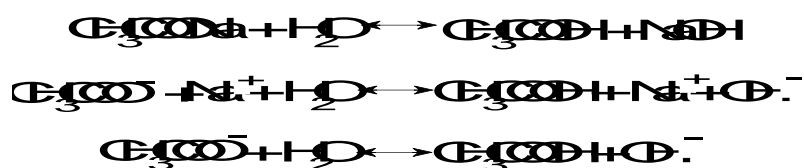


Doświadczenie 6: Badanie odczynu wodnego roztworu octanu sodu.

Obserwacje: papierek uniwersalny po zanurzeniu w roztworze octanu sodu zabarwił się na kolor zielono-niebieski. Roztwór ma zapach kwasu octowego.

Wnioski: odczyn wodnego roztworu octanu sodu jest zasadowy. Octan sodu ulega hydrolizie. W roztworze powstają jony wodorotlenowe, które podwyższają ogólne stężenie jonów. Hydroliza octanu sodu potwierdza, że kwas octowy jest słabym kwasem.

Wybrany uczeń zapisuje równanie reakcji hydrolizy na tablicy:



8. Utrwalenie wiadomości:

1. nauczyciel przy użyciu foliogramów podsumowuje wiadomości o kwasach karboksylowych,
 2. nauczyciel zleca uczniom porównanie właściwości kwasów organicznych i nieorganicznych (na podstawie przeprowadzonych doświadczeń).
9. Zastosowanie kwasów karboksylowych – praca indywidualna z podręcznikiem.

III. Część końcowa:

- Podsumowanie lekcji: nauczyciel ocenia zrozumienie tematu lekcji przez uczniów i ich pracę na lekcji.
- Zadanie pracy domowej, która jest zróżnicowana:
 2. zapisz równania reakcji chemicznych kwasu mrówkowego z:
 - magnezem,
 - tlenkiem wapnia ,
 - wodorotlenkiem potasu.Podaj nazwy powstałych produktów.

3. W jakich gałęziach przemysłu znalazły zastosowanie kwasy: mrówkowy i octowy?

4. * Dla chętnych:

Zadanie: Ile gramów kwasu octowego znajduje się w 0,7 kg 6% octu spożywczego?

scenariusz lekcji nr 35

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Chemia organiczna jako chemia związków węgla

TEMAT: Metody rozdzielania i oczyszczania związków chemicznych

Czas trwania: 45 min

CEL OGÓLNY: Poznanie metod oczyszczania i rozdziału związków chemicznych

CELE SZCZEGÓŁOWE:

- uczeń potrafi wyjaśnić konieczność oczyszczania substancji z domieszek oraz rozdzielania substancji na składniki,
- uczeń potrafi wyjaśnić pojęcia: krystalizacja, sublimacja, destylacja i ekstrakcja,
- uczeń potrafi projektować doświadczenia chemiczne umożliwiające rozdzielanie na składniki mieszanin jednorodnych.

CELE DODATKOWE:

- kształtowanie umiejętności pracy w grupie,
- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia, formułowania i przedstawiania wniosków.

Metody nauczania:

- 5. wykład,
- dyskusja,
- burza mózgów,
- problem do rozwiązania.

Środki dydaktyczne:

- foliogramy,
- karty pracy (załącznik 1),
- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa.

Forma pracy:

- praca indywidualna,
- praca w grupach.

Plan lekcji

1. Część nawiązująca:

Przypomnienie wiadomości na temat węgla i jego związków chemicznych.

2. Część właściwa:

Zapoznanie uczniów z tematem oraz celami lekcji.

Wprowadzenie

Nauczyciel objaśnia konieczność oczyszczania substancji z domieszek oraz rozdzielania substancji na składniki.

Następnie korzystając z foliogramów prezentuje definicje krystalizacji, sublimacji, destylacji i

ekstrakcji.

Uczniowie robią notatki.

Nauczyciel rozdaje karty pracy (załącznik 1).

Która z zaprezentowanych metod może być wykorzystana do rozdzielenia mieszanin substancji wykorzystywanych w gospodarstwie domowym. W jaki sposób rozdzielić pozostałe mieszaniny.

Po 10 minutach nauczyciel sprawdza rozwiązania.

Następnie uczniowie zostają podzieleni na dwie grupy i mają zaprojektować doświadczenia chemiczne umożliwiające rozdzielenie na składniki mieszanin jednorodnych:

Grupa A

- etanolu i acetonu

Grupa B

- roztworu siarczynu(VI) miedzi(II) w wodzie

Po 15 minutach liderzy grup prezentują przykłady doświadczeń chemicznych.

3. Część podsumowująca:

Nauczyciel ocenia projekty uczniów i zadaje pracę domową.

Zadanie

Zaprojektuj metody rozdziału mieszaniny soli kuchennej z wodą.

Załącznik 1

Karty pracy

Uzupełnij tabelkę:

Mieszanina	Metoda rozdzielenia
mąka z solą kuchenną	
opiłki żelaza z cukrem	
woda z denaturatem	
mąka z wodą	
cukier z piaskiem	
woda z benzyną	
opiłki żelaza z kaszą	
kwasek cytrynowy z wodą	
woda z olejem	
drobno zmielony pieprz z cukrem	
kasza jęczmienna z wodą	

scenariusz lekcji nr 36

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Węglowodory

TEMAT: Naftalen i jego właściwości

Planowany czas lekcji: 45 minut

Cel ogólny: zapoznanie się z budową i właściwościami węglowodorów aromatycznych na przykładzie naftalenu

Cele szczegółowe:

Uczeń powinien wiedzieć:

- co to są węglowodory aromatyczne,
- co to jest wiązanie zdelokalizowane,
- jaką budowę posiada cząsteczka naftalenu,
- jakie jest zastosowanie naftalenu.

Uczeń powinien umieć:

- określić właściwości naftalenu,
- wyjaśnić aromatyczny charakter naftalenu.

Metody pracy: wykład, ćwiczenia.

Środki dydaktyczne: podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa; tablica; kreda; foliogram.

Formy pracy: zbiorowa, indywidualna.

Przebieg zajęć

Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności i zapisanie tematu lekcji.

Część nawiązująca:

Utrwalenie wiadomości z lekcji poprzedniej (węglowodory nienasycone – budowa, właściwości i otrzymywanie, izomeria węglowodorów nienasyconych, węglowodory pierścieniowe) i podanie tematu i celu lekcji.

Część postępująca:

Podanie definicji węglowodorów aromatycznych.

Związki aromatyczne (areny) – są to substancje, których cząsteczki mają budowę pierścieniową (cykliczną) i zawierają wiązanie zdelokalizowane, łączące wszystkie atomy węgla tworzące pierścień.

Omówienie budowy i właściwości naftalenu.

Naftalen (naftalina):

-najprostszy przedstawiciel węglowodorów policyklicznych, posiadających tzw. pierścienie skondensowane (mające jeden bok wspólny)

-wzór (nauczyciel korzysta z foliogramu):

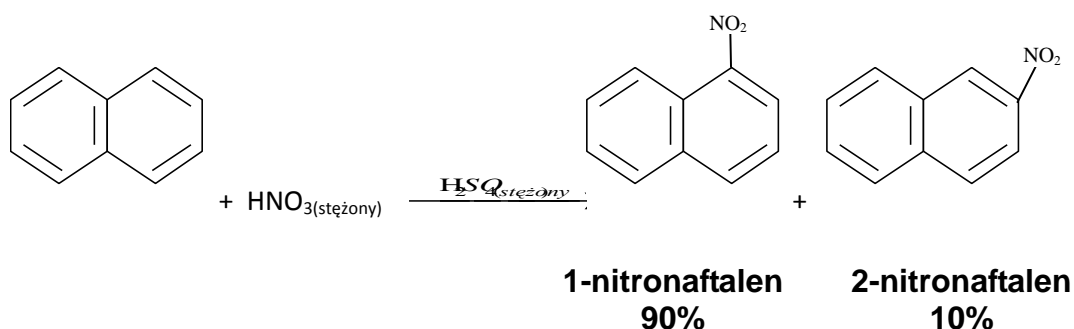


Właściwości fizyczne:

- ciało stałe, krystaliczne,
- łatwo sublimuje.

Właściwości chemiczne:

- nie odbarwia roztworu KmnO_4 ,
- ulega reakcji nitrowania:



- reakcja bromowania przebiega podobnie.

Zadanie:

- Zapisz reakcję bromowania naftalenu i podaj nazwy produktów.
- Uczniowie samodzielnie rozwiązują zadanie w zeszytach.

Omówienie zastosowania naftalenu.

Naftalen znajduje zastosowanie w przemyśle chemicznym - w produkcji tworzyw sztucznych, barwinków, insektycydów oraz lakierów. Jest również popularnym środkiem przeciwko molom oraz odświeżaczem powietrza. Stosowany jest także do produkcji naftolu i sadzy. Sprasowane kulki naftalenu używane są do rozpalania w piecach.

Część podsumowująca:

Przypomnienie definicji węglowodorów aromatycznych.

Zadanie pracy domowej.

Podaj wzory następujących związków:

- 1-naftol
- 1,6-dichloronaftalen,
- 2,3-dibromo-4-metylnaftalen,
- Kwas naftalen-2-owy,
- 2-tionaftol.

scenariusz lekcji nr 37

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia.

TEMAT: Ogniwa galwaniczne. Siła elektromotoryczna ogniwa.

Czas trwania: 45 min

Cele lekcji:

Uczeń powinien wiedzieć i umieć:

- co to jest ogniwo galwaniczne i podać zasadę jego działania,
- wyjaśnić pojęcie półogniwa (katoda i anoda),
- opisać budowę i zasadę działania ogniwa Daniella,
- określić pojęcie siła elektromotoryczna ogniwa,
- wyjaśnić pojęcie standardowa (normalna) elektroda wodorowa,
- wyjaśnić pojęcie potencjał standardowy półogniwa,
- wyjaśnić pojęcie szereg elektrochemiczny metali (szereg napięciowy),
- zbudować ogniwo Daniella,
- przeprowadzić eksperyment z zastosowaniem ogniwa Daniella,
- zapisać i wyjaśnić wzór Nernsta i opisać symbole występujące we wzorze.

Metody nauczania :

- pogadanka
- praktyczna- doświadczenia pokazowe
- burza mózgów

Środki dydaktyczne :

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa.
- tablica
- kreda
- papier ścierny
- woda destylowana
- blaszka cynkowa
- blaszka miedziana
- 2M roztwór CuSO_4
- 2M roztwór ZnSO_4
- klucz elektrolityczny (U-rurka napełniona 1M roztworem KCl, jej wyloty zatyka się bibułą)
- zlewki
- żaróweczka
- kilka odcinków przewodów elektrycznych
- woltomierz
- magnez
- cynk
- HCl
- probówki

Formy pracy:

- indywidualna
- zbiorowa

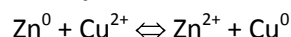
Przebieg lekcji:

1. Część nawiązująca: Przypomnienie wiadomości o reakcjach redoks.
2. Część właściwa: Zapoznanie uczniów z tematem oraz celami lekcji.

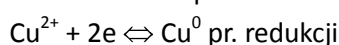
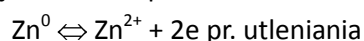
Wprowadzenie

a) Procesowi redukcji zawsze towarzyszy proces utlenienia. Jednak nie zawsze oba te procesy muszą zachodzić w tym samym roztworze.

Rozważmy reakcję zapisaną w postaci jonowej:

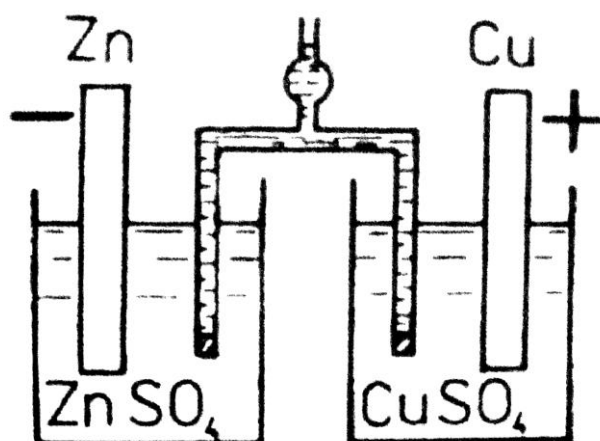


Uczeń podchodzi do tablicy i zapisuje równania półokwowe:



Jeśli pierwsza reakcja zachodzi w układzie składającym się z blaszki cynkowej zanurzonej w roztworze soli cynku, a druga – w układzie składającym się z blaszki miedzianej zanurzonej w roztworze soli miedzi (II) według schematu narysowanego na tablicy przez nauczyciela to powstaje ogniwo galwaniczne - jest to ogniwo Daniella.

Schemat tego ogniwa:



Nauczyciel wyjaśnia pojęcia: ogniwo, klucz elektrolityczny, półogniwo, elektroda, katoda i anoda a uczniowie notują to w zeszytach.

Doświadczenie 1

Oczyszczone papierem ściernym i odtłuszczone blaszki cynkową i miedzianą nauczyciel zanurza w roztworach własnych jonów o określonym stężeniu. Przez klucz elektrolityczny łączy elektrodę miedzianą z cynkową, tworząc ogniwo Daniella:



Do blaszek podłącza przewody prowadzące do żaróweczki i dalej do woltomierza. Mierzy różnicę potencjałów występującą w układzie.

Obserwacje:

Po podłączeniu zestawu na woltomierzu można zauważyć różnice potencjałów. Woltomierz wskazuje

pewną wartość. Jest to różnica potencjałów.

Uczniowie dostają zadanie: Co się dzieje podczas pracy ogniwa?

Uczniowie wyciągają wnioski, a mianowicie:

- na płytce cynkowej gromadzą się elektrony, które przez przewodnik płyną do elektrody miedzianej – atomy cynku przechodzą do roztworu w postaci kationów (elektroda cynkowa roztwarza się),
- elektroda miedziana oddaje płynące do niej przez przewód (od elektrody cynkowej) elektrony jonom miedzi znajdującym się w sąsiedztwie elektrody. Na tej elektrodzie osadza się metaliczna miedź.

W ogniwie Daniella katodą jest miedź, na której zachodzi proces redukcji a anodą jest cynk na której zachodzi proces utlenienia.

b) Nauczyciel przedstawia schematyczny zapis ogniwa:



Symbol // oznacza klucz elektrolityczny.

Uczniowie robią notatki.

c) Nauczyciel wprowadza pojęcia:

- potencjału półogniwa, który opisuje wzór Nernsta



E_0 – standardowy potencjał półogniwa;

R - stała gazowa 8,317 [J/(K·mol)];

T – temperatura [K];

F – stała Faradaya (96560 [C] lub [J/(mol·K)]);

n – wartościowość kationu;

a – aktywność jonów w danym stężeniu i temperaturze ($a = C \cdot f$, C – stężenie jonów [mol/dm³], f – współczynnik aktywności).

W temperaturze 25°C (298K) wzór przyjmuje postać:

$$E = E_0 - \frac{0,059}{n} \ln \frac{a_{\text{red}}}{a_{\text{ok}}}$$

- oraz standardowej (normalnej) elektrody wodorowej

Bezwzględne określenie potencjału półogniwa nie jest możliwe i dlatego określa się go względem elektrody wzorcowej (standardowej elektrody wodorowej), której umowny potencjał wynosi 0.

Elektroda wodorowa, H⁺/H₂, Pt to blaszka platynowa pokryta czernią platynową, zanurzona do roztworu jonów wodorowych i opłukiwana gazowym wodorem.

Uczniowie robią notatki.

d) Następnie nauczyciel omawia szereg napięciowy metali, uczniowie robią notatki a następnie korzystając z podręcznika poznają przykładowe wartości potencjałów standardowych - E_0 [V] w szeregu napięciowym metali.

Doświadczenie 2

Porównanie aktywności chemicznej metali

Do dwóch probówek zawierających kwas solny HCl nauczyciel dodaje:

- do pierwszej magnez (Mg),
- do drugiej cynk (Zn).

Obserwacje:

Wydziela się wodór, reakcja z magnezem zachodzi szybko, natomiast reakcja z cynkiem bardzo powoli, jednak podwyższenie temperatury probówki przyspiesza reakcje z cynkiem (podgrzanie probówki).

Wnioski:

Magnez i cynk wypierają wodór z kwasu oraz można stwierdzić, że magnez jest aktywniejszy od cynku, gdyż w szeregu napięciowym metali magnez znajduje się wyżej niż cynk.

Nauczyciel zleca uczniom rozwiązanie następujących problemów w domu:

Zadanie domowe 1:

A) Zastanów się czy zajdzie reakcja chemiczna: $\text{Ag} + \text{FeCl}_3$?

B) Zastanów się czy zajdzie reakcja chemiczna: $\text{Zn} + \text{AgNO}_3$?

Swoje odpowiedzi uzasadnij.

e) Nauczyciel wprowadza pojęcie siły elektromotorycznej (SEM) czyli maksymalnej różnicy potencjałów połączonych ze sobą półogniw.

$$\text{SEM} = |E_1 - E_2| \geq 0$$

Maksymalną wartość ogniwo uzyskuje wtedy gdy nie pracuje, czyli jest rozwarne. Wielkość SEM charakteryzuje łatwość zachodzenia reakcji redoks w danym układzie. Im ta różnica jest większa od zera, tym łatwiej zachodzą reakcje.

Siła elektromotoryczna będzie tym większa im dalej w szeregu elektrochemicznym położone będą od siebie metale.

Uczniowie robią notatki.

Nauczyciel zleca uczniom rozwiązanie następującego zadania w domu:

Zadanie domowe 2:

Obliczyć SEM ogniwa Daniella.

3) Część podsumowująca:

Powtórzenie wiadomości o budowie i działaniu ogniwa, a w szczególności ogniwa Daniella.

scenariusz lekcji nr 38

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Węglowodory

TEMAT: Otrzymywanie i badanie właściwości etenu

Planowany czas lekcji: 45 minut

Cel ogólny: Poznanie właściwości i metody otrzymywania etenu

Cele szczegółowe:

Uczeń potrafi:

- otrzymać eten w reakcji rozkładu polietylenu
- wyjaśnić pojęcie reakcja eliminacji
- zbadać właściwości etenu (spalanie, reakcja z wodą bromową)
- zapisać równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego etenu
- zapisać równania reakcji etenu z bromem, wodorem, chlorem, chlorowodorem, bromowodorem i wodą oraz wyjaśnić mechanizm tych reakcji chemicznych

Cele dodatkowe:

- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia
- kształtowanie umiejętności wypowiedzania się oraz formułowania wniosków
- kształtowanie nawyku ostrożnego obchodzenia się z substancjami i odczynnikami chemicznymi

Metody pracy:

- pogadanka
- eksperyment,
- ćwiczenia.

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa,
- tablica,
- kreda,
- odczynniki: folia polietylenowa, woda, woda bromowa,
- szkło i sprzęt niezbędny do doświadczeń.

Formy pracy: *indywidualna, zbiorowa.*

Przebieg lekcji

FAZA WPROWADZAJĄCA:

Sprawdzenie listy obecności.

Przypomnienie pojęcia izomerii położeniowej i sprawdzenie pracy domowej.

FAZA REALIZACYJNA:

Nauczyciel stawia pytanie: Co się stanie podczas ogrzewania folii polietylenowej?

Przeprowadza **doświadczenie 1**:

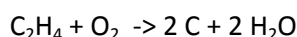
Próbkę na statywie ogrzewa a w drugiej probówce zbiera wydzielający się gaz.

Obserwacje: W próbówce na statywie folia topnieje i po chwili wydziela się bezbarwny gaz o delikatnym zapachu, na ściankach pojawia się para wodna i powstaje czarny nalot – sadza. Można go zbierać pod wodą, bo nie rozpuszcza się w wodzie.

Wniosek:

- Otrzymano eten.
- Eten w tym przypadku uległ spalaniu niecałkowitemu, ponieważ dopływ tlenu był niepełny.

Uczniowie zapisują równanie reakcji w zeszytach:



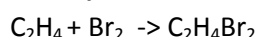
Nauczyciel przeprowadza **doświadczenie 2**:

Do etenu dodaje wody bromowej

Obserwacje: Nastąpiło odbarwienie wody bromowej (z pomarańczowej na bezbarwny).

Wnioski: Wiązanie podwójne jest słabe i „pęka”. Następuje reakcja przyłączenia pierwiastka.

Uczniowie zapisują w zeszytach równanie reakcji:



Zadanie 1 dla uczniów:

Zapisz reakcje spalania całkowitego etenu.

Uczeń wskazany przez nauczyciel zapisuje równanie na tablicy.

Zadanie 2 dla uczniów:

Zapisz reakcje etenu z fluorowcami (Cl_2 , I_2), wodorem (H_2) i fluorowodorami (HCl , HBr , HF). Wyjaśnij mechanizmy tych reakcji.

Uczniowie wskazani przez nauczyciela zapisują równania na tablicy.

FAZA PODSUMOWUJĄCA:

Uczniowie wyciągają wnioski:

Eten (C_2H_4) – alken

6. gaz
7. bezbarwny
8. przyjemny zapach
9. nierozpuszczalny w wodzie
10. aktywny chemicznie
11. ulega reakcji spalania (całkowitego i niecałkowitego)
12. ulega reakcji przyłączenia

Nauczyciel ocenia pracę uczniów i formułuje pracę domową.

Zadanie

Korzystając z podręcznika opisz zastosowanie etenu.

scenariusz lekcji nr 39

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

TEMAT: Prawo działania mas

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie prawa działania mas Guldberga i Waagego

Cele szczegółowe:

Uczeń potrafi, zna, umie:

- zapisywać wyrażenia na stałe równowagi chemicznej dla konkretnych reakcji chemicznych,
- treść prawa działania mas i potrafi z niego korzystać,
- rozwiązywać zadania z wykorzystaniem prawa działania mas.

Metody:

- wykład,
- ćwiczenia.

Materiały (środki dydaktyczne):

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa,,
- kreda,
- tablica,
- karty pracy.

Formy pracy: indywidualna, zbiorowa.

Przebieg lekcji

I. Część wstępna

Sprawdzenie pracy domowej.

Przypomnienie wiadomości z ostatniej lekcji.

II. Część właściwa

Podanie tematu lekcji.

a)

Wprowadzenie

Dla danej reakcji odwracalnej:



Szybkość reakcji z lewa na prawo wyraża się równaniem:

$$v_1 = k_1 \cdot c_C^c \cdot c_D^d$$

Szybkość zaś reakcji odwrotnej, z prawa na lewo, przedstawia się:

$$v_2 = k_2 \cdot c_A^a \cdot c_B^b$$

Współczynniki proporcjonalności k_1 i k_2 noszą nazwę **stałych szybkości reakcji**, natomiast

c_A, c_B, c_C, c_D wyrażają aktualne w danym momencie stężenia reagentów. Po pewnym czasie trwania reakcji zostaje osiągnięty stan chemicznej równowagi dynamicznej, zatem:

$$v_1 = v_2$$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{c_C^a \cdot c_D^d}{c_A^a \cdot c_B^b} \text{ dla } T = \text{const.}$$

Ta zależność znana jest pod nazwą **prawa działania mas Guldberga i Waagego**, które mówi, że: *stosunek iloczynu stężeń produktów do iloczynu stężeń substratów, podniesionych do odpowiednich potęg odpowiadających współczynnikom stechiometrycznym, jest w danych warunkach ciśnienia i temperatury wielkością stałą, charakterystyczną dla danej reakcji chemicznej.*

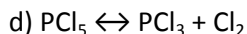
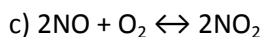
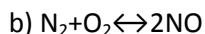
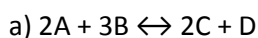
Wielkość K_c , będąca ilorazem stałych szybkości reakcji wyznaczających równowagę, nosi nazwę **stałej równowagi chemicznej**. Indeks c oznacza, że stała została odniesiona do stężeń molowych. Wyrażone powyższą zależnością prawo działania mas jest również często nazywane **prawem równowagi chemicznej**.

Uczniowie robią notatki w zeszytach.

- b)
- **Nauczyciel rozdaje uczniom karty pracy.**

Karta pracy ucznia:

1) Napisz wyrażenia na stałe równowagi dla następujących reakcji odwracalnych:



2) W pewnej temperaturze ustaliła się równowaga reakcji $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, przy następujących stężeniach substancji reagujących: $[NO] = 0,2 \text{ mol/dm}^3$; $[O_2] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$; Obliczyć stałą równowagi i stężenie początkowe tlenku azotu(IV).

c)

Po 15 minutach uczniowie na tablicy przedstawiają rozwiązania.

Nauczyciel zbiera karty pracy.

III. Część końcowa

Nauczyciel ocenia pracę uczniów na lekcji i zadaje pracę domową.

- **Zadanie:**

Reakcja odwracalna jest zapisana równaniem: $A + B \leftrightarrow C + D$. Stała równowagi wynosi 1. Stężenia początkowe: $[A] = 3 \text{ mol/dm}^3$; $[B] = 2 \text{ mol/dm}^3$. Obliczyć stężenia równowagowe wszystkich substancji biorących udział w reakcji.

scenariusz lekcji nr 40

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

TEMAT: REAKCJE ZOBOJĘTNIANIA

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Zapoznanie z reakcjami zobojętniania

Cele szczegółowe:

- uczeń wie na czym polega reakcja zobojętniania,
- uczeń umie przeprowadzać reakcję zobojętniania,
- uczeń potrafi zapisywać równania reakcji zobojętniania w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej,
- rozwijanie umiejętności prawidłowej obserwacji oraz wyciągania wniosków,
- rozwijanie zdolności manualnych,
- kształtowanie nawyku ostrożnego obchodzenia się z substancjami i odczynnikami chemicznymi.

Metody nauczania:

- eksperyment uczniowski,
- problem do rozwiązania.

Środki dydaktyczne:

- kreda,
- tablica,
- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa,
- odczynniki: roztwory HCl, H₂SO₄, NaOH o stężeniu 0,1 mol/dm³, fenoloftaleina,
- sprzęt laboratoryjny dla każdej grupy: kolby stożkowe, biurety.

Forma pracy:

- praca w grupach

Plan lekcji

1. Część nawiązująca:

Przypomnienie wiadomości na temat procesu dysocjacji jonowej oraz zmiany barwy wskaźników w roztworach różnych elektrolitów.

2. Część właściwa:

Nauczyciel stawia pytanie: „Co się dzieje w reakcji kwasu z zasadą?”

Uczniowie zostają podzieleni na dwie grupy i wykonują eksperymenty:

Grupa 1. Doświadczenie

Do 10 cm³ roztworu HCl o stężeniu 0,1 mol/ dm³ dodają 2 krople alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Następnie stale mieszając, dodają kroplami z biurety roztwór NaOH o stężeniu 0,1 mol/dm³. Gdy roztwór przybierze trwałe bladoróżowe zabarwienie kończą wkraplanie. Notują ilość zużytej zasady sodowej.

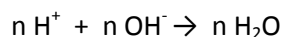
Grupa 2. Doświadczenie

Do 10 cm³ roztworu H₂SO₄ o stężeniu 0,1 mol/ dm³ dodają 2 krople alkoholowego roztworu

fenoloftaleiny. Następnie stale mieszając, dodają kroplami z biurety roztwór NaOH o stężeniu 0,1 mol/dm³. Gdy roztwór przybierze trwałe blad różowe zabarwienie kończą wkraplanie. Notują ilość zużytej zasady sodowej.

Wnioski: Zaszły reakcje zobojętniania.

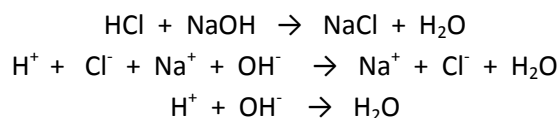
Nauczyciel podaje jonowy zapis istoty reakcji zobojętniania



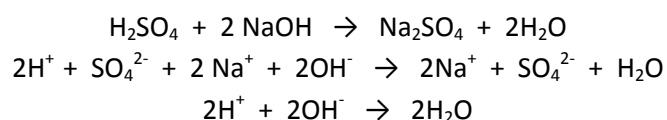
A zatem reakcje zobojętniania polegają na łączeniu się kationów wodoru z jonami wodorotlenkowymi w niezdysoncjowane cząsteczki wody.

Uczniowie na tablicy zapisują równania reakcji, które przeprowadzili, w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej:

Grupa 1



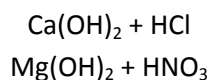
Grupa 2



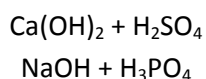
Uczniowie dostają zadanie do rozwiązania w grupach:

Zapisz równania reakcji zobojętniania w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej.

Grupa 1



Grupa 2

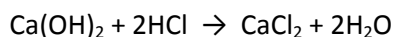


3. Część podsumowująca:

Nauczyciel sprawdza rozwiązania i zadaje pracę domową.

Zadanie 1

Przeprowadzono reakcję zobojętniania zilustrowaną równaniem:



Oblicz jaką objętość kwasu solnego o stężeniu 0,5 mol/dm³ należy użyć do całkowitego zobojętnienia roztworu wodorotlenku wapnia o stężeniu 0,2 mol/dm³.

Zadanie 2

Do 100 cm³ wodnego roztworu wodorotlenku sodu dodano 90 cm³ kwasu solnego o stężeniu 0,2 mol/dm³ i otrzymano roztwór o odczynie obojętnym. Oblicz stężenie molowe badanego roztworu wodorotlenku sodu.

scenariusz lekcji nr 41

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

TEMAT: Sacharydy – cukry

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie nowych związków – cukrów

Cele szczegółowe:

Uczeń potrafi, wie:

- co to są cukry,
- jaki jest podział cukrów,
- podać przykłady monosacharydów, disacharydów i polisacharydów,
- opisać właściwości tych cukrów,
- gdzie występują poszczególne cukry.

Cele dodatkowe:

- kształtowanie umiejętności pracy w grupie,
- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia,
- kształtowanie umiejętności formułowania i przedstawiania wniosków.

Metody nauczania:

- wykład,
- dyskusja,
- doświadczenia.

Środki dydaktyczne:

- karta pracy,
- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa,
- sprzęt: zlewki, probówki, szkiełka zegarkowe, stojak, łapa do probówek, palnik,
- 13. odczynniki: glukoza, sacharoza, skrobia, jodyna, stężony kwas siarkowy(VI), siarczan(VI) miedzi(II), zasada sodowa,
- mąka ziemniaczana,
- ziemniak.

Formy pracy:

- grupowa,
- zbiorowa,
- indywidualna.

Przebieg lekcji

CZĘŚĆ NAWIĄZUJĄCA

Czynność nauczyciela: Sprawdzenie obecności, krótkie nawiązanie do ostatniego tematu lekcji.

Na początku lekcji nauczyciel wyjaśnia, co to są cukry i jaki jest ich podział.

CZĘŚĆ POSTĘPUJĄCA

Czynność nauczyciela: nauczyciel dzieli uczniów na grupy i udziela wskazówek dotyczących pracy w

tych grupach.

Każdy uczeń otrzymuje kartę pracy, na której ma za zadanie notować obserwacje i wnioski z doświadczeń.

Czynności uczniów:

Uczniowie rozpoczynają pracę zgodnie z instrukcją zamieszczoną w karcie pracy.

Czynność nauczyciela:

Nauczyciel kontroluje pracę uczniów.

CZĘŚĆ KOŃCOWA

Na koniec pracy w grupach wspólnie zostają omówione obserwacje i wnioski z przeprowadzonych doświadczeń.

Czynność nauczyciela:

Nauczyciel zadaje pracę domową.

Zadanie domowe:

Napisz gdzie znalazły zastosowanie glukoza, sacharoza i skrobia.

Załącznik: Karta pracy.

Doświadczenie 1

Obejrzyj i opisz właściwości fizyczne następujących cukrów.

Tabela 1

GLUKOZA	
SACHAROZA	
SKROBIA	

Doświadczenie 2

Zbadaj rozpuszczalność powyższych cukrów w wodzie. Zanotuj obserwacje i wnioski.

Tabela 2

GLUKOZA	
SACHAROZA	
SKROBIA	

Doświadczenie 3

Na szkiełko zegarkowe nasyp sacharozy a następnie dodaj stężonego kwasu siarkowego(VI). Zapisz obserwacje i wnioski.

Doświadczenie 4

Na jedno szkiełko zegarkowe połóż plasterki ziemniaka a na drugie nasyp mąkę ziemniaczaną. Przygotowane substancje polej roztworem jodiny. Zapisz obserwacje i wnioski.

Doświadczenie 5

a) Zmieszaj roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) i zasady sodowej. Do wytrąconego osadu dodaj roztwór glukozy a potem probówkę z badanymi roztworem ogrzej.

b) Zmieszaj roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) i zasady sodowej. Do wytrąconego osadu dodaj roztwór sacharozy a potem probówkę z badanymi roztworem ogrzej.

Zapisz obserwacje i wnioski.

scenariusz lekcji nr 42

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia.

TEMAT: Stopień utlenienia. Reakcje utleniania i redukcji (reakcje redoks).

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny:

Zapoznanie uczniów z zasadami ustalania stopnia utlenienia i wykorzystanie tych wiadomości do bilansowania reakcji utleniania-redukcji

Cele szczegółowe:

- uczeń zna reguły wyznaczania stopni utlenienia
- uczeń umie określić stopnie utlenienia pierwiastków i jonów
- uczeń umie rozpoznać reakcje typu utleniania-redukcji na podstawie zmiany stopni utlenienia
- uczeń zna pojęcia, tj. utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor
- uczeń potrafi dobierać współczynniki stechiometryczne (metodą równań połówkowych) w równaniach reakcji chemicznych
- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia
- kształtowanie umiejętności pracy w grupie i w zespole

Metody pracy:

- wykład,
- ćwiczenia,
- burza mózgów.

Środki dydaktyczne:

- kreda,
- tablica,
- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa,
- układ okresowy pierwiastków,
- karty pracy (załącznik 1 i załącznik 2).

Forma pracy:

- praca indywidualna,
- praca zespołowa,
- praca w grupach.

Przebieg lekcji

Faza wprowadzająca:

1. Sprawdzenie listy obecności.

Faza realizacji:

2. Podanie tematu lekcji.

3. Zapoznanie uczniów z definicją stopnia utlenienia i kryteriami jego określania. Nauczyciel z uczniami analizuje wybrane przykłady a następnie dyktuje zadanie do rozwiązania na lekcji: Oblicz

stopnie utlenienia pierwiastków w związkach:

- NaH,
- KOH,
- H₂SO₄,
- P₂O₅,
- HClO,
- HClO₃.

Uczniowie rozwiązują zadanie na tablicy a nauczyciel sprawdza rozwiązania.

4. Znajomość reguł wyznaczania stopni utlenienia pierwiastków pozwala na dokonanie elektronowej interpretacji reakcji utleniania - redukcji. Uczniowie dostają kolejne zadanie:

Wskaż, które z podanych reakcji są reakcjami utleniania - redukcji:

- a) MgO + 2HCl → MgCl₂ + H₂O
- b) 2KClO₃ → 2KCl + 3O₂
- c) CO₂ + C → 2CO
- d) CaO + H₂O → Ca(OH)₂

Dla wskazanych przez uczniów reakcji redoks nauczyciel zapisuje bilans elektronowy, wskazuje utleniacz, reduktor, reakcję utleniania oraz reakcję redukcji.

Uczniowie w zeszytach zapisują ich definicje.

5. Następnie uczniowie dostają do uzupełnienia karty pracy, uczniowie pracują w dwóch grupach.

Faza podsumowująca:

1. Sprawdzenie i ewentualna korekta wyników pracy grupowej uczniów.
2. Zadanie pracy domowej.

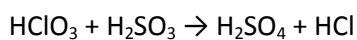
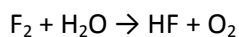
Zadanie:

Zastanów się jakie jest znaczenie reakcji utleniania-redukcji.

Załącznik 1:

Karta pracy (grupa A)

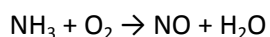
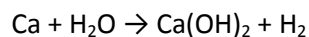
W poniższych równaniach reakcji utleniania-redukcji zaznacz stopnie utlenienia pierwiastków, utleniacz, reduktor, reakcję utleniania, reakcję redukcji oraz zapisz równania półówkowe (bilans elektronowy) i dobierz współczynniki stechiometryczne:



Załącznik 2:

Karta pracy (grupa B)

W poniższych równaniach reakcji utleniania-redukcji zaznacz stopnie utlenienia pierwiastków, utleniacz, reduktor, reakcję utleniania, reakcję redukcji oraz zapisz równania półówkowe (bilans elektronowy) i dobierz współczynniki stechiometryczne:



scenariusz lekcji nr 43

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Węglowodory

TEMAT: Szereg homologiczny i nazewnictwo alkenów

Planowany czas lekcji: 45 minut

Cel ogólny: Poznanie szeregu homologicznego i nazewnictwa alkenów

Cele szczegółowe:

Uczeń potrafi, umie:

- przedstawić szereg homologiczny alkenów i zapisać wzór ogólny alkenów,
- omówić zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkenów,
- zapisać nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne alkenów,
- podać zasady tworzenia nazw izomerów alkenów.

Metody pracy:

- pogadanka,
- ćwiczenia.

Środki dydaktyczne:

- tablica,
- kreda,
- foliogramy.

Formy pracy: *indywidualna, zbiorowa.*

Przebieg lekcji

FAZA WPROWADZAJĄCA:

Przypomnienie pojęcia izomerii łańcuchowej i sprawdzenie pracy domowej.

FAZA REALIZACYJNA:

Nauczyciel prezentuje foliogram z szeregiem homologicznym alkenów:

Liczba atomów węgla w łańcuchu	Wzór alkenu
2	C ₂ H ₄
3	C ₃ H ₆
4	C ₄ H ₈
5	C ₅ H ₁₀
6	C ₆ H ₁₂
7	C ₇ H ₁₄
8	C ₈ H ₁₆
9	C ₉ H ₁₈
10	C ₁₀ H ₂₀

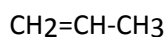
Uczniowie definiują wzór ogólny dla szeregu homologicznego alkenów:

C_nH_{2n}

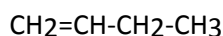
Nauczyciel prezentuje foliogram z zasadami nazewnictwa alkenów:

a) alkeny nierozgałęzione:

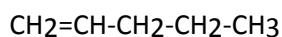
Nazwy alkenów są tworzone z nazw odpowiednich alkanów. Z nazwy alkanu posiadającego ten sam szkielet węglowy usuwa się końcówkę *-an* i dodaje końcówkę *-en*, przed którą umieszcza się lokant wskazujący przy którym atomie węgla występuje podwójne wiązanie; nomenklaturę łańcucha rozpoczyna się od tego końca, bliżej którego leży podwójne wiązanie:



propen



but-1-en



pent-1-en

b) alkeny rozgałęzione:

Nazwy składają się z nazw łańcuchów bocznych (poprzedzonych lokantami) i nazwy łańcucha głównego; numerację łańcucha głównego zaczyna się od tego końca, bliżej którego leży wiązanie podwójne; za łańcuch główny uważa się najdłuższy łańcuch węglowy zawierający wiązanie podwójne:

Alkeny, pomimo takiego samego wzoru sumarycznego mogą różnić się budową (zjawisko to nazywa się izomerią *cis* i *trans*):

-*cis*, kiedy podstawniki ułożone są po jednej stronie wiązania podwójnego,

-*trans*, kiedy podstawniki ułożone są po przeciwnej stronie wiązania podwójnego.

Ponadto alkeny mogą posiadać dwa lub więcej wiązań podwójnych.

Nazewnictwo dienów i polienów jest tworzone analogicznie z odpowiednio większą liczbą lokantów i końcówką *-dien*, *-trien*, *-tetraen*.

Zadanie dla uczniów:

Napisz wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne izomerów pentenu i heptenu.

Uczniowie rozwiązują zadanie na tablicy.

FAZA PODSUMOWUJĄCA:

Ocena pracy uczniów i sformułowanie pracy domowej.

Zadanie

Napisz wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne:

a) okt-1-en

b) 2-metylopropen

Dla chętnych*

c) but -1,3- dien

scenariusz lekcji nr 44

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Kinetyka chemiczna

TEMAT: Szybkość reakcji chemicznej

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Wprowadzenie do kinetyki chemicznej jako dziedziny mającej ścisły związek z rodzajem i charakterem reakcji chemicznych. Poznanie pojęcia szybkości reakcji chemicznej oraz czynników mających na nią wpływ. Utrwalenie wiadomości na temat różnych rodzajów reakcji chemicznych.

Cele operacyjne:

- uczeń zna: definicje i wzór na szybkość reakcji dla substratów i produktów, pojęcia tj. energia aktywacji, katalizator, teorie zderzeń aktywnych, teorie kompleksu aktywnego
- uczeń rozumie: wyjaśnić pojęcie szybkości reakcji, ocenić wpływ czynników tj. temperatura, stężenie na szybkość reakcji.
- uczeń potrafi: przedstawić przebieg kinetyczny reakcji chemicznej za pomocą wykresu, poprawnie sformułować wnioski na podstawie dokonanych obserwacji.

Metody pracy:

- praktyczna - doświadczenia uczniowskie
- słowna – pogadanka, dyskusja

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa.
- instrukcja do doświadczenia
- odczynniki: roztwory KI, Na₂SO₃, Na₂SO₈ i skrobi
- sprzęt: zlewki, pipeta, mieszadło, stoper, termometr

Formy pracy:

- indywidualna
- grupowa

Przebieg lekcji

I. Część wstępna:

3. Sprawdzenie listy obecności.
4. Sprawdzenie pracy domowej.
5. Powtórzenie wiadomości z ostatniej lekcji.

II. Lekcja właściwa:

4. Wprowadzenie do tematu lekcji: rozmowa na temat, iż wokół nas nieustannie zachodzą różne reakcje chemiczne.
5. Przypomnienie definicji reakcji chemicznej.
6. Zapisanie tematu lekcji.

4. Wprowadzenie pojęcia kinetyki chemicznej – jako działu chemii zajmującego się badaniem szybkości reakcji chemicznej, określeniu wpływu różnych czynników na szybkość reakcji i ustaleniu, dlaczego niektóre reakcje przebiegają szybko, a inne powoli.
- 7 Podanie definicji szybkości reakcji – jako zmiany stężenia molowego substratów lub produktów w jednostce czasu, zapisanie wzoru na szybkość na tablicy.
- 8 Podkreślenie faktu, iż reakcje przebiegają z różną prędkością – zaproponowanie wielu hipotez (przez uczniów) dotyczących czynników wpływających na prędkość reakcji.
- 9 Określenie szybkości reakcji chemicznej:

Doświadczenie :

Celem doświadczenia będzie określenie szybkości reakcji chemicznej zachodzącej pomiędzy nadtlenodisiarczaniem sodu Na_2SO_8 i jodkiem potasu KI.

Nauczyciel objaśnia ćwiczenie.

W celu określenia szybkości tej reakcji należy mieszać odpowiednie ilości roztworów wodnych KI, skrobi i Na_2SO_8 z niewielką ilością roztworu Na_2SO_3 , a następnie zmierzyć czas upływający od momentu mieszania roztworów do chwili pojawienia się niebieskiego zabarwienia skrobi. Po obliczeniu zmiany stężenia I_2 , jaka zaszła w tym czasie, można na podstawie poznanego wzoru obliczyć szybkość tej reakcji.

Szybkość reakcji między Na_2SO_3 i I_2 należy zmierzyć w temperaturach: 5°C , 15°C , 20°C , 30°C , wykonując pomiary zgodnie z treścią instrukcji.

Uczniowie podzieleni na grupy przystępują do pracy doświadczalnej:

- uczniowie pracują zgodnie z treścią instrukcji przygotowanej przez nauczyciela, a ich praca ma na celu empiryczną weryfikację postawionych wcześniej hipotez,
- zapisują spostrzeżenia z wykonanych doświadczeń, formułują wnioski,
- ustalają swoje stanowisko wobec weryfikowanej hipotezy,
- wyłonienie liderów prezentujących na forum klasy efekty badań swojej grupy.

III. Część końcowa:

3. Podsumowanie lekcji: nauczyciel sprawdza poprawność wniosków, ocenia pracę uczniów, podaje przykłady innych czynników wpływających na szybkość reakcji, np. wpływ katalizatora.
4. Uzupelnienie notatek przez uczniów.
5. Zadanie pracy domowej:

Zadanie 1.

Na podstawie podręcznika opisz krótko teorię zderzeń aktywnych i teorię kompleksu aktywnego, zilustruj za pomocą wykresu zmiany energetyczne zachodzące podczas przebiegu egzotermicznej reakcji chemicznej.

Zadanie 2.

Szybkość reakcji zmienia się (rośnie lub maleje) 2,5 razy przy zmianie temperatury o 10°C , obliczyć jak zmieni się szybkość reakcji:

- a) po ogrzaniu o 20°C ,
- b) po ochłodzeniu o 20°C .

scenariusz lekcji nr 45

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Systematyka związków nieorganicznych

TEMAT: Wodorki, węgliki, azotki

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie nowych związków nieorganicznych

Cele szczegółowe:

Uczeń: potrafi, umie:

- opisać budowę wodorków, węglików i azotków
- określić właściwości wodorków, węglików, azotków
- przedstawić zastosowania wodorków, węglików, azotków
- pisać przykłady wodorków, węglików i azotków
- logicznie myśleć

Metody:

- pogadanka,
- ćwiczenia.

Materiały (środki dydaktyczne):

- kreda,
- tablica,
- foliogramy,
- karty pracy,
- układ okresowy pierwiastków.

Formy pracy:

- indywidualna,
- zbiorowa.

Przebieg lekcji

1. Część nawiązująca

Sprawdzenie pracy domowej: Zastosowania soli w przemyśle i życiu codziennym

2. Część właściwa

Zapoznanie uczniów z tematem oraz celami lekcji.

Wprowadzenie

Nauczyciel korzysta z foliogramów:

Wodorki, Z_mH_n , związki wodoru z innymi pierwiastkami. Występują we wszystkich stanach skupienia.

Rozróżnia się:

- wodorki typu soli, w których wodór tworzy anion H^- . Wodorki litowców i berylowców, posiadają wiązania jonowe (z wyjątkiem wodorków magnezu i berylu). Są to substancje białe, krystaliczne, aktywne chemicznie. Reagują z tlenem, wodą, z wydzieleniem wodoru.

Zadanie dla uczniów:

a) zapisz wzory: wodorku wapnia, wodorku sodu i wodorku litu,

b) napisz reakcje tych wodorków z wodą.

Uczniowie wskazani przez nauczyciela zapisują rozwiązania na tablicy.

- wodorki metaliczne – substancje stałe. Tworzą je metale bloku d i f. Odnaczają się połyskiem i własnościami metalicznymi.

Zadanie dla uczniów:

Zapisz wzór: wodorku tytanu.

Uczeń wskazany przez nauczyciela zapisuje rozwiązanie na tablicy.

14. wodorki kowalencyjne – gazy lub lotne ciecze. Tworzą je węglowce, azotowce, tlenowce i fluorowce oraz beryl, magnez i bor. Posiadają bardzo zróżnicowane własności chemiczne.

Zadanie dla uczniów:

Zapisz co najmniej siedem przykładów wodorków kowalencyjnych.

Uczniowie wskazani przez nauczyciela zapisują rozwiązania na tablicy.

Węgliki, M_xC_y , związki węgla z pierwiastkami mniej elektroujemnymi.

W zależności od typu wiązania, rozróżnia się węgliki:

1. jonowe, tworzone głównie przez metale grup 1, 2 oraz glin. Są to substancje krystaliczne, pod wpływem wody ulegają rozkładowi z wydzieleniem odpowiedniego węglowodoru.

Zadanie dla uczniów:

Zapisz wzory: węglika wapnia, węglika sodu i węglika glinu.

Uczniowie wskazani przez nauczyciela zapisują rozwiązania na tablicy.

- międzywęzłowe (metaliczne), tworzone przez metale grup 4, 5, 6. Odnaczają się dużą twardością, topią się w wysokich temperaturach, są odporne chemicznie i mechanicznie, mają metaliczny połysk, przewodzą prąd elektryczny. Atomy węgla zajmują pozycje międzywęzłowe w sieci krystalicznej utworzonej przez atomy metali.

Zadanie dla uczniów:

Podaj nazwy węglików: TiC, MoC, V₂C, WC.

Uczniowie podają nazwy.

- kowalencyjne będące związkami węgla z pierwiastkami o porównywalnej elektroujemności, które tworzą z nim wiązanie kowalencyjne. Bardzo twarde substancje krystaliczne, bierne chemicznie.

Zadanie dla uczniów:

a) Podaj nazwy węglików: SiC, B₄C.

b) Jak myślisz, który z tych węglików jest twardszy od diamentu?

Uczniowie wskazani przez nauczyciel udzielają odpowiedzi.

Węgliki otrzymuje się przez bezpośrednią reakcję pierwiastka lub jego tlenku z węglem lub węglowodorami. Znajdują szerokie zastosowanie jako materiały ściernie i ogniotrwałe, reduktory (w metalurgii), katalizatory, a także w produkcji narzędzi skrawających i elementów oporowych.

Azotki, związki azotu z metalami i niemetalami. Rozróżnia się:

- azotki o wiązaniach jonowych, krystaliczne ciała stałe, zawierające jon N^{3-} , w wodzie ulegające hydrolizie.
- azotki o wiązaniach kowalencyjnych występujące we wszystkich stanach skupienia, odznaczające się zróżnicowaną reaktywnością chemiczną.
- azotki międzywęzłowe, ciała stałe o wyglądzie metalicznym, wysokich temperaturach topnienia i dużej odporności chemicznej, znajdujące zastosowanie w produkcji materiałów ceramicznych i ściernych oraz jako dodatki do stali.

Zadanie dla uczniów:

Nauczyciel rozdaje karty pracy:

Zaznacz prawidłową kolumnę plusem:

Tabela

Wzór	Azotek jonowy	Azotek kowalencyjny	Azotek międzywęzłowy
Na_3N			
NH_3			
Fe_4N			
K_3N			
TiN			
W_2N			
NCl_3			
BN			

3. Część końcowa

Nauczyciel zbiera podpisane karty pracy celem oceny ich w domu.

scenariusz lekcji nr 46

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

TEMAT: Wpływ stężenia na stan równowagi chemicznej

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie wpływu stężenia na stan równowagi chemicznej i stałą równowagi

Cele szczegółowe:

Uczeń potrafi, umie:

- podać treść reguły przekory Le Chateliera-Brauna
- określić wpływ stężenia na stan równowagi chemicznej i stałą równowagi
- obserwować i wyciągać logiczne wnioski

Metody:

- pogadanka,
- doświadczenie pokazowe,
- burza mózgów.

Materiały (środki dydaktyczne):

- kreda,
- tablica,
- foliogramy,
- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa,
- odczynniki i sprzęt do doświadczenia.

Formy pracy: indywidualna, zbiorowa.

Przebieg lekcji

1. Część wstępna

Sprawdzenie pracy domowej. Przypomnienie wiadomości nt. stanu równowagi chemicznej, stałej równowagi chemicznej oraz prawa działania mas.

2. Część właściwa

Wprowadzenie

Nauczyciel korzysta z foliogramów:

Stała równowagi chemicznej zależna jest od stężeń reagentów, temperatury i ciśnienia. Jeżeli tylko jedna z tych wielkości ulegnie zmianie, zmieni się również stan równowagi chemicznej układu. W jakim kierunku zmienia się ten stan określa **reguła przekory le Chateliera-Brauna**, zwana także zasadą przeciwdziałania, która brzmi: *jeżeli zostanie zakłócony stan równowagi przez zmiany: T, p, c to w układzie rozpoczyna się taka przemiana, która będzie przeciwdziałała zakłóceniom prowadząc do osiągnięcia ponownego stanu równowagi.*

Uczniowie robią notatki.

Wpływ stężenia na stan równowagi

Przemiany zainicjowane zakłóceniem równowagi trwają aż do ponownego zrównoważenia się szybkości reakcji przebiegających w przeciwnych kierunkach. Po pewnym czasie równowaga znów się

ustala, ale już przy innych niż poprzednio stężeniach.

Jeżeli do układu znajdującego się w stanie równowagi:



wprowadzimy dodatkowo pewną ilość substratów, to zgodnie z tą regułą część substratów zamieni się w produkty, co częściowo zapobiegnie wzrostowi stężenia substratów. W końcu ustali się nowy stan równowagi, w którym będzie większe zarówno stężenie substratów, jak i produktów.

Jeśli do tego układu wprowadzimy pewną ilość produktu, to reakcja przebiegnie w odwrotnym kierunku, czyli część produktów przejdzie w substraty. Ustali się przy tym również inny stan równowagi charakteryzujący się tym, że stężenia substratów i produktów będą większe. Okazuje się jednak, że w obu przypadkach stałe równowagi nie ulegają zmianie. Wynika stąd wniosek, że zmiana stężenia reagujących substancji wywołuje zmianę stężenia pozostałych składników z zachowaniem stałej równowagi. Można to wyjaśnić na przykładzie reakcji syntezy jodowodoru.

Nauczyciel wskazuje ucznia, który zapisuje równanie na tablicy:



Zakładamy, że w danych warunkach znajdują się w mieszaninie reakcyjnej równowagowe ilości jodu, wodoru i jodowodoru o ściśle określonych stężeniach. Wtedy do mieszaniny dodajemy dodatkowo jod zwiększając jego stężenie. Zgodnie z regułą przekory w układzie nastąpi przemiana w kierunku zmniejszenia stężenia jodu w mieszaninie. Przemiana ta będzie polegała na reakcji jodu z wodorem, w wyniku czego zwiększy się również ilość jodowodoru w układzie. Wskutek zwiększenia zarówno stężenia jodowodoru, jak i jodu stała równowagi zachowa stałą wartość.

Nauczyciel wskazuje ucznia, który zapisuje wzór na stałą ciśnieniową na tablicy:

$$K_p = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}}$$

Nauczyciel proponuje doświadczenie.

Badanie wpływu stężenia na stan równowagi w reakcji rodanku potasu KSCN i chlorku żelaza(III) FeCl₃.

Doświadczenie:

Do kolby zawierającej 1 dm³ wody destylowanej nauczyciel dodaje po 10 cm³ wodnych roztworów KSCN i FeCl₃.

Otrzymany roztwór przelewa w równych objętościach do czterech kolb stożkowych. Do jednej z nich dodaje wodnego roztworu FeCl₃, do drugiej – KSCN, do trzeciej – KCl, a czwartą pozostawia bez zmian.

Obserwacje:

Zabarwienie w pierwszej i drugiej kolbie staje się intensywniejsze, natomiast w trzeciej prawie zanika.

Uczniowie wyciągają wnioski:

Rodanek żelaza(III) ma zabarwienie krwistoczerwone. Przez dodanie nadmiaru roztworu KSCN lub FeCl₃ następuje przesunięcie równowagi reakcji w prawo i wzrost stężenia rodanku żelaza(III).

Przez dodanie KCl stężenie rodanku żelaza(III) maleje i barwa staje się jaśniejsza.

Zadanie domowe:

Zapisz równanie przebiegającej reakcji.

3. Część końcowa

Nauczyciel ocenia pracę uczniów na lekcji. Nagradza plusami najbardziej aktywnych uczniów.

scenariusz lekcji nr 47

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

TEMAT: Wpływ temperatury i ciśnienia na stan równowagi chemicznej

Czas trwania: 45 min

Cel ogólny: Poznanie wpływu temperatury i ciśnienia na stan równowagi chemicznej i stałą równowagi

Cele szczegółowe:

Uczeń potrafi:

- omówić wpływ ciśnienia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej,
- omówić wpływ temperatury na stan równowagi chemicznej,
- omówić wpływ ciśnienia substratów i produktów na stałą równowagi chemicznej,
- omówić wpływ temperatury na stałą równowagi chemicznej,
- logicznie myśleć i wyciągać wnioski.

Uczeń zna:

- równanie izobary van't Hoffa i potrafi z niej korzystać.

Metody:

- wykład,
- burza mózgów,
- ćwiczenia.

Materiały (środki dydaktyczne):

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa,,
- kreda,
- tablica.

Formy pracy:

- indywidualna,
- zbiorowa.

Przebieg lekcji

1. Część wstępna

Sprawdzenie pracy domowej. Przypomnienie wiadomości nt. reguły przekory i wpływu stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej.

2. Część właściwa

Wprowadzenie

Nauczyciel omawia wpływ ciśnienia i temperatury na stan równowagi a uczniowie robią notatki.

Nauczyciel zapisuje na tablicy wzór na wydajność reakcji chemicznej:

$$\beta = \frac{n_z}{n_0}$$

gdzie: β – wydajność reakcji; n_z – liczba moli przereagowanego substratu; n_0 – początkowa liczba moli substratu.

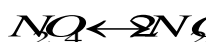
Rozpatrzmy, w jaki sposób wpływa na wydajność danej reakcji chemicznej zmiana ciśnienia układu reagującego. Na przykład w przypadku reakcji chemicznej, podczas której zachodzi zmniejszenie objętości układu ($N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$), zaobserwujemy, że wzrost ciśnienia będzie sprzyjać wydajności tego procesu. Jest to zgodne z regułą przekory, gdyż układ reagujący dąży wtedy do zmniejszania ciśnienia, poprzez przebieg reakcji w kierunku wytwarzania mniejszej liczby cząsteczek NH_3 . Jak wiadomo, w czasie syntezy amoniaku następuje ubytek liczby cząsteczek, gdyż z czterech cząsteczek substratu ($N_2 + 3H_2$) powstają dwie cząsteczki produktu ($2NH_3$).

Zmniejszenie ciśnienia układu spowoduje natomiast rozpad pewnej ilości cząsteczek amoniaku na wodór i azot, a więc zgodnie z regułą przekory reakcja przebiega w kierunku substratów (wzrost ciśnienia). Wynika stąd, że w przypadku syntezy amoniaku podwyższone ciśnienia będą sprzyjać zwiększeniu wydajności procesu. Dla reakcji, w czasie których zachodzi wzrost liczby cząsteczek, wydajność procesu będzie się zwiększać ze spadkiem ciśnienia.

Zadanie dla uczniów:

Zaproponuj odpowiedni przykład reakcji:

Rozwiązanie:



Wynika stąd wniosek, że dla reakcji przebiegających w fazie gazowej zmiana ciśnienia powoduje przesunięcie istniejącej równowagi jedynie w przypadku gdy reakcja jest związana ze zmianą liczby moli cząsteczek, a wartość stałej równowagi pozostaje bez zmian.

Dla reakcji w fazie gazowej przebiegających bez zmiany liczby cząsteczek zmiana ciśnienia nie zakłóci stanu równowagi układu.

Również na przykładzie reakcji syntezy amoniaku można wyjaśnić wpływ temperatury na stałą równowagi chemicznej:



Jeżeli do układu doprowadzi się z zewnątrz energię, to nastąpi wzrost temperatury tego układu. Stan równowagi układu zostanie wtedy zakłócony i w układzie zacznie przebiegać proces w takim kierunku, aby zmniejszyć zaistniały wzrost temperatury. Procesem tym będzie endotermiczny rozkład amoniaku na azot i wodór. Wzrost temperatury układu będzie sprzyjać rozkładowi amoniaku, a obniżenie – jego syntezie. Z podanego przykładu wynika, że ze wzrostem temperatury stała równowagi reakcji syntezy NH_3 ulega zmniejszeniu.

Znane są również reakcje, np. $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$, w przypadku których stała równowagi zwiększa się ze wzrostem temperatury.

Zależność zmiany stałej równowagi od temperatury jest podana w formie **izobary van't Hoffa**:

$$\lg \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H}{2.303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

gdzie: ΔH –zmiana entalpii reakcji; K_1, K_2 –stałe równowagi w temperaturach T_1, T_2 .

Na podstawie izobary van't Hoffa można przewidywać, jak zmieniają się ze zmianą temperatury stałe równowagi dla reakcji egzo- i endotermicznych.

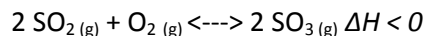
W przypadku reakcji endotermicznych entalpia reakcji jest większa od zera ($\Delta H > 0$). Ze wzoru tego wynika, że wzrost temperatury spowoduje zwiększenie stałej równowagi.

Dla reakcji egzotermicznych zmiana entalpii reakcji jest mniejsza od zera ($\Delta H < 0$). Ze wzrostem

temperatury stała równowagi maleje.

Zadanie dla uczniów:

Rozdział 6 Oceń jak wpływa na ilość tlenku siarki(VI) powstającego w reakcji:



a) podwyższenie temperatury,

b) obniżenie ciśnienia.

Odpowiedź uzasadnij.

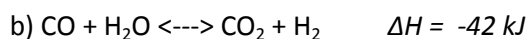
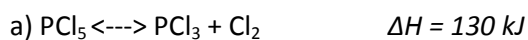
Uczniowie po kilku minutach prezentują swoje rozwiązania.

3. Część końcowa

Nauczyciel ocenia pracę uczniów na lekcji i zadaje pracę domową.

Zadanie do domu:

W którą stronę przesunie się położenie równowagi reakcji odwracalnych:



- po podwyższeniu temperatury,
- po obniżeniu temperatury,
- po zwiększeniu ciśnienia.

Uzasadnij odpowiedzi.

scenariusz lekcji nr 48

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

TEMAT: Żelazo i jego związki

Czas trwania: 45 min

CEL OGÓLNY:

Poznanie właściwości żelaza i jego związków

CELE OPERACYJNE:

1. uczeń potrafi wskazać w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do żelazowców (żelazo, kobalt, nikiel)
2. uczeń potrafi wymienić właściwości fizyczne żelaza
 - uczeń potrafi wyjaśnić, na czym polega pasywacja żelaza
 - uczeń potrafi zapisać konfigurację elektronową żelaza
 - uczeń potrafi omówić przebieg reakcji otrzymywania wodorotlenku żelaza(II)
 - uczeń potrafi omówić przebieg reakcji otrzymywania wodorotlenku żelaza(III) uczeń zna właściwości i zastosowanie związków żelaza, a zwłaszcza jego wodorotlenków

CLE WYCHOWAWCZE:

- kształtowanie umiejętności pracy w zespole,
- kształtowanie umiejętności logicznego myślenia.

Metody:

- pogadanka,
- eksperyment,
- ćwiczenia,
- praca z książką.

Materiały (środki dydaktyczne):

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Włazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era, Warszawa,
- kreda,
- tablica,
- komputer,
- rzutnik,
- prezentacja Power Point,
- układ okresowy pierwiastków,
- szkło i sprzęt laboratoryjny niezbędny do doświadczeń,
- odczynniki: FeCl₃, NaOH.

Formy pracy:

- indywidualna,
- zbiorowa.

Przebieg lekcji

1. Część nawiązująca

Sprawdzenie pracy domowej: Zastosowanie związków manganu.

2. Część właściwa

Zapoznanie uczniów z tematem oraz celami lekcji.

Wprowadzenie

Nauczyciel korzysta z prezentacji Power Point:

Żelazo jest srebrzystobiałym, miękkim metalem. Techniczne żelazo jest podatne na korozję. W przyrodzie występuje w stanie wolnym oraz w postaci związków chemicznych, np.:

minerał	skład
magnetyt	Fe ₃ O ₄
hematyt	α – Fe ₂ O ₃
piryt	FeS ₂
syderyt	FeCO ₃

Konfiguracja elektronowa atomu żelaza jest następująca: [Ar] 4s² 3d⁶.

W związkach żelazo występuje najczęściej na stopniach utlenienia: II, III.

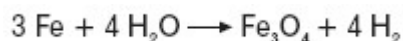
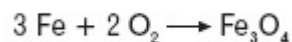
Uczniowie sami zapisują w zeszytach konfigurację atomu żelaza w zależności od stopnia utlenienia w związku:

konfiguracja elektronowa

Fe ^{II}	Fe ^{III}
[Ar]3d ⁶	[Ar]3d ⁵

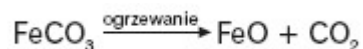
Rozdrobnione żelazo spala się w tlenie, tworząc tlenek żelaza(II) diżelaza(III) – ciało stałe o czarnej barwie. Tlenek ten powstaje też w reakcji żelaza z gorącą parą wodną.

Uczeń wskazany przez nauczyciela zapisuje równania reakcji na tablicy:

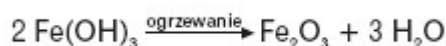


Żelazo tworzy także inne tlenki:

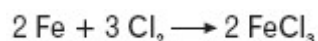
- FeO – tlenek żelaza(II) powstający w wyniku termicznego rozkładu soli żelaza, np. szczawianu lub węglanu żelaza(II), wskazany uczeń zapisuje równanie:



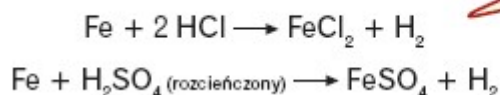
- Fe₂O₃ – tlenek żelaza(III) – powstający w wyniku termicznego rozkładu wodorotlenku lub soli żelaza(III), wskazany uczeń zapisuje równanie:



Żelazo reaguje z chlorem. W wyniku takiej reakcji w podwyższonej temperaturze tworzy się chlorek żelaza(III), wskazany uczeń zapisuje równanie:

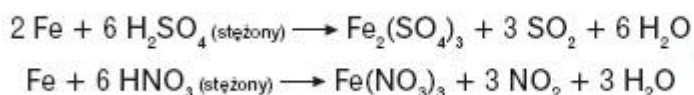


Żelazo znajduje się w szeregu aktywności metali przed wodorem. Reaguje z kwasami słabo utleniającymi, takimi jak HCl i rozcieńczony H_2SO_4 , wskazany uczeń zapisuje równanie a nauczyciel dodaje komentarz:



sole żelaza(II)
mają bladzieloną
barwę

Żelazo nie reaguje z zimnymi, stężonymi kwasami: siarkowym(VI) i azotowym(V), w kontakcie z tymi substancjami pokrywa się warstwą tlenków (pasywacja). W reakcji z gorącymi, stężonymi H_2SO_4 i HNO_3 tworzy sole żelaza(III), wskazany uczeń zapisuje równanie a nauczyciel ponownie dodaje komentarz:



sole żelaza(III) mają
żółtopomarańczową
barwę

Żelazo tworzy dwa wodorotlenki: $Fe(OH)_2$ i $Fe(OH)_3$. Związki te można otrzymać w wyniku reakcji strąceniowych.

Doświadczenie

Do probówki nauczyciel nalewa kilka cm³ roztworu chlorku żelaza(III) a następnie za pomocą pipety dodaje roztwór wodorotlenku sodu.

Wniosek: W wyniku reakcji zachodzącej między chlorkiem żelaza(III) a wodorotlenkiem sodu powstaje wodorotlenek żelaza(III) w postaci brązowego osadu.

Uczniowie zapisują w zeszytach równanie przebiegającej reakcji.

Zadanie domowe :

a) zaproponuj metodę otrzymywania wodorotlenku żelaza(II),

b) zapisz równanie przebiegającej reakcji.

Nauczyciel prezentuje zastosowanie wodorotlenków żelaza a uczniowie robią notatki.

3.Część podsumowująca

Nauczyciel pyta uczniów o właściwości żelaza i jego tlenków oraz udziela odpowiedzi na ewentualne pytania dotyczące tematu lekcji.

Zadanie domowe 2

Na podstawie podręcznika opisz właściwości wodorotlenków żelaza: (II) i (III).

scenariusz lekcji nr 49

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

DZIAŁ: Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

TEMAT: Związki chiralne

Planowany czas lekcji: 45 minut

Cel ogólny: Zapoznanie z podstawami stereoizomerii.

Cele szczegółowe:

Uczeń:

- potrafi wyjaśnić i rozumie pojęcia: stereoizomery, enancjomer, diastereoizomer, asymetryczny atom węgla, chiralność,
- potrafi podać przykłady substancji chiralnych i achiralnych,
- potrafi określić czy dany związek jest chiralny.

Metody pracy:

- pogadanka,
- ćwiczenia,
- dyskusja.

Środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum z płytą Matura-ROM, M. Litwin, S. Styka-Wlazło, J. Szymońska, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 2., Nowa Era, Warszawa, 2012,
- tablica,
- kreda,
- foliogram,
- modele kulkowe.

Formy pracy: indywidualna, zbiorowa.

Przebieg lekcji

FAZA WSTĘPNA

1. Przypomnienie wiadomości na temat izomerii i jej rodzajów.
2. Podanie tematu lekcji.

FAZA WŁAŚCIWA

3. Wprowadzenie nowych pojęć:

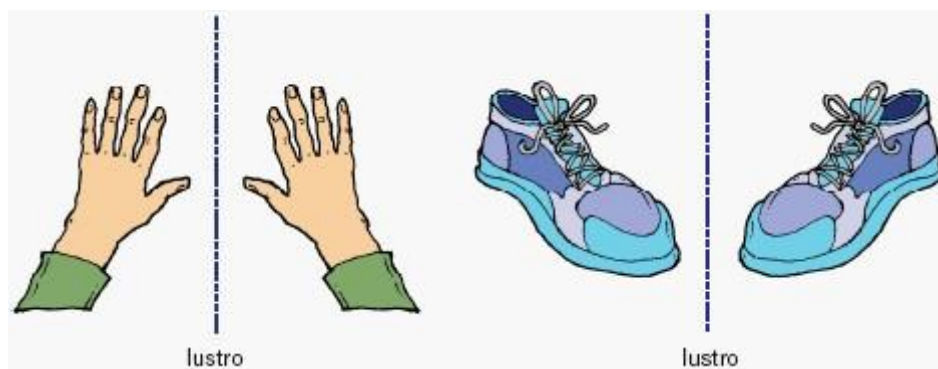
Stereoizomery – związki o identycznym połączeniu atomów w cząsteczce, ale o różnym ich rozmieszczeniu w przestrzeni:

- Enancjomery – para nienakładalnych na siebie stereoizomerów mających się do siebie jak przedmiot i jego lustrzane odbicie.
- Diastereoizomery – stereoizomery nie będące odbiciami lustrzanymi.

Nauczyciel omawia chiralność na przykładzie przedmiotów codziennego użytku:

- Obiekty chiralne - obiekty nienakładalne na swoje odbicie lustrzane, np. ręka.

Nauczyciel prezentuje foliogram:



- Obiekty achiralne - obiekty nakładalne na swoje odbicie lustrzane, np. krzesło.

Następnie nauczyciel omawia chiralność w związkach organicznych na przykładach:

- *cis*-1,2-dichlorocyklopentanu (związek achiralny),
- *trans*-1,2-dichlorocyklopentanu (związek chiralny).

Wprowadza pojęcie asymetrycznego atomu węgla (centrum asymetrii), jako jednego z czynników powodujących chiralność związków organicznych:

- Asymetryczny atom węgla (C*) - atom węgla w stanie hybrydyzacji sp^3 związany z czterema różnymi podstawnikami (nazywany także centrum asymetrii).

4. Podyktowanie notatki do zeszytu

5. Zadanie dla uczniów:

Określ czy 1-chloropropan oraz 2-chlorobutan są związkami chiralnymi.

Uczniowie korzystają z modeli kulkowych i rysują wzory przestrzenne cząsteczek związków organicznych.

FAZA KOŃCOWA

6. Nauczyciel sprawdza rozwiązania.

7. Przypomnienie poznanych pojęć, ocena pracy uczniów i zadanie pracy domowej.

Praca domowa:

Które z alkoholi o wzorze sumarycznym C_4H_9OH i kwasów karboksylowych o wzorze $C_5H_{11}COOH$ mogą istnieć w postaci enancjomerów? Zaznacz centra chiralności.

scenariusz lekcji nr 50

Zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17)

Dział: Roztwory

Temat: **Od czego zależy szybkość rozpuszczania się substancji?**

Cel ogólny: Zapoznanie uczniów z wpływem różnych czynników na szybkość rozpuszczania się substancji w wodzie

Cele operacyjne:

uczeń:

- rozumie zjawisko rozpuszczania się substancji,
- wymienia czynniki przyspieszające rozpuszczanie się substancji w wodzie,
- przeprowadza doświadczenia wskazujące od czego zależy szybkość rozpuszczania się substancji w wodzie, formułować własny pogląd,
- umie wyciągać wnioski na podstawie informacji i obserwacji,
- przestrzega zasad BHP pracowni chemicznej.

Metody formy pracy:

- słowna – opis, dyskusja,
- praktyczna –eksperyment,
- praca indywidualna – ćwiczenia uczniowskie.

Materiały i środki dydaktyczne:

- podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum, To jest chemia, zakres rozszerzony, część 1., Nowa Era,
- karta pracy,
- odczynniki: woda, cukier w kostkach, cukier kryształ, cukier puder,
- szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, szklana bagietka.

Czas zajęć:

1 godzina lekcyjna.

Przebieg lekcji:

I. Część organizacyjna:

Sprawdzenie obecności, wprowadzenie atmosfery pracy.

II. Część nawiązująca:

Przypomnienie wiadomości z poprzednich lekcji:

- co to jest roztwór?
- na czym polega rozpuszczanie substancji?
- jakie poznaliśmy rodzaje roztworów?

III. Część właściwa:

- sformułowanie tematu lekcji i określenie celów lekcji,
- uczniowie pod kierunkiem nauczyciela analizują informację dotyczące tematu lekcji – Podręcznik.
- Doświadczenie: Badanie wpływu różnych czynników na szybkość rozpuszczania się substancji w wodzie

Nauczyciel wybiera dwóch uczniów, którzy wykonają doświadczenie zgodnie z instrukcją na karcie pracy. Nauczyciel kontroluje i nadzoruje pracę uczniów. Uczniowie rysują w zeszytach schemat

przebiegu doświadczenia, zapisują obserwacje, wnioski.

IV. Podsumowanie:

Uczniowie na podstawie wniosków z doświadczenia wymieniają i opisują czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania się substancji:

- temperatura,
- mieszanie,
- rozdrobnienie substancji.

V. Zadanie domowe:

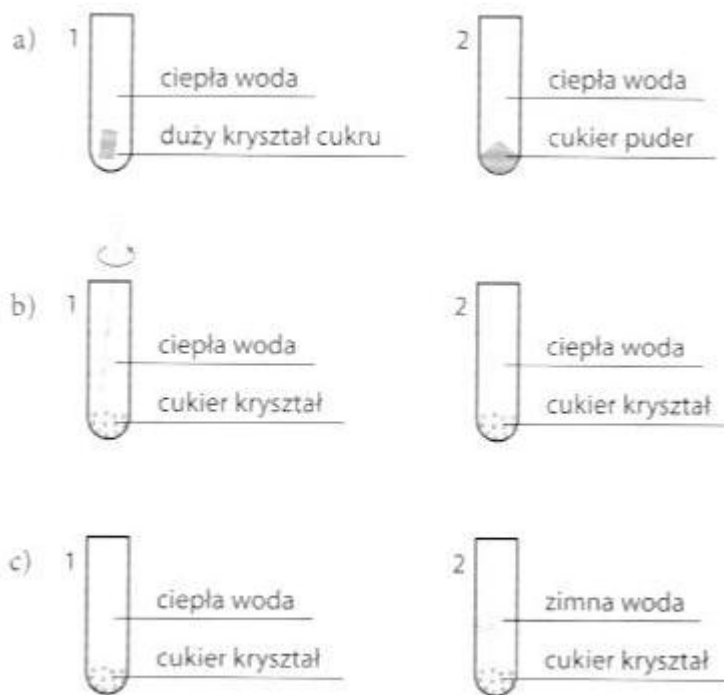
- wybrane zadania z podręcznika.

Załącznik:

Karta pracy – INSTRUKCJA DO DOŚWIADCZENIA

Doświadczenie. Badanie wpływu różnych czynników na szybkość rozpuszczania się substancji w wodzie

1. Wykonaj badanie rozpuszczalności cukru w wodzie zgodnie z materiałem graficznym.
2. Ustal, w której z probówek cukier rozpuści się szybciej. Każdą odpowiedź krótko uzasadnij.



Literatura:
www.zamkor.pl