Міністерство освіти і науки України

ВСП «Бердянський коледж Таврійського державного агротехнологічного університету»

Навчальний посібник

з дисципліни:«Неорганічна хімія»

***для студентів ІІ курсу спеціальності*:5.05170108**

« Зберігання, консервування та переробка плодів і овочів»

Номінація: **досвід викладача**

Н.В.Левченко

2017

Укладач: Левченко Наталя Володимирівна – викладач хімії
ВСП «Бердянський коледж Таврійського державного
агротехнологічного університету».

Рецензент: Павленко Валентина Панасівна - викладач
спецдисциплін хіміко – технологічного напрямку
ВСП «Бердянський коледж Таврійського
державного агротехнологічного університету»

Посібник розрахований на студентів спеціальності: 181 «Харчові технології», «Зберігання, консервування та переробка плодів і овочів», як матеріал для вивчення курсу неорганічної хімії. У розробці подаються необхідні теми згідно з програмою.

Наприкінці кожної теми запропоновані питання для самоконтролю.

Рекомендована для студентів денної та заочної форми навчання.

Рекомендовано цикловою комісією хіміко-технологічних дисциплін.

Протокол № 8 від «_27_» 03 2017р

Зміст

Вступ 4

Тема1. Класифікація неорганічних сполук. 5

Тема2: Будова атома і періодична система хімічних елементів 20

Д. І. Менделєєва. 20

Тема3: Типи хімічних зв'язків. 35

Тема4: Закономірності перебігу хімічних реакцій 47

Тема5: Розчини. 62

Тема6: Теорія електролітичної дисоціації. Гідроліз солей. 72

Тема7: Окислювально- відновні реакції 89

Тема 8: Комплексні сполуки 101

Тема 9: Неметали 112

Тема 9.3. Неметали п'ятої групи 124

Тема 9.4 Неметали четвертої групи 147

Тема 10 : Метали 159

Висновки 173

Список літератури 174

Вступ

У процесі навчання студентів усе більшого значення набуває самостійна робота під час вивчення програмного матеріалу. Крім того, низький рівень і неоднорідність підготовленості студентів, обмеженість навчального часу, нерегулярність відвідування занять свідчать про необхідність надання викладачем допомоги студентам за такими напрямами: раціональна робота з підручниками хімії, читання додаткової літератури, методика роботи з довідковою літературою, складання плану за прочитаним текстом.

Посібник з курсу «Неорганічна хімія» призначений для вивчення і поглиблення знань з хімії.

Зміст лекцій відображений у вигляді теоретичного матеріалу, стислих визначень, рівнянь хімічних реакцій. Кожна лекція починається з назви теми, мети, виду контролю. Теоретичний матеріал подано відповідно до програми з курсу знеорганічної хімії для студентів вищих навчальних закладів I – II рівнів акредитації.

Основною метою розділів є вивчення матеріалу на рівні теоретичних узагальнень із збільшенням відомостей про хімічні сполуки й реакції, застосування хімічних речовин у різних галузях народного господарства та побуту.

Особлива увага приділяється захисту навколишнього середовища від шкідливих викидів неорганічних речовин , вплив хімічних речовин на технологічні процеси.

Посібник «Неорганічна хімія» призначений для студентів вищих навчальних закладів I – II рівнів акредитації.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 1

Тема1. **Класифікація неорганічних сполук.**

Мета заняття:

навчальна-ознайомити студентів із предметом та завданнями сучасної неорганічної хімії, її місцем у системі природничих наук та значенням для народного господарства;

виховна -бережливе ставлення до природи, народного надбання;

розвиваюча -вміти аналізувати, порівнювати, узагальнювати,працювати в потрібному темпі;

Тип заняття: засвоєння нових знань

Засоби навчання: підручник,роздатковий матеріал,комп'ютерні призентації

Міжпредметні зв'язки: фізика,математика

Методи: бесіда

Обладнання: періодична система елементів Д. І. Менделєєва, мультимедійні засоби.

Література(основна та додаткова):

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Хімія-Вища школа, 1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А. Неорганічна хімія, 1982

4.Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ «Перун», 2002

Структура заняття

1.Організаційначастина

2.Актуалізація опорних знань.

1)Чим відрізняються рості речовини від складних(приклади)?

Поділ простих і складних речовин

2) Хімічні теорії і закони

3) Розповісти про сучасний стан і шляхи розвитку хімії

4) Склад і назви оксидів, основ, кислот, солей

5) Хімічні властивості кожного класу(розглянути на прикладах)

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

1.Здійснення перетворень з грунтовною відповіддю.

2. Написати рівняння відповідних реакцій, зробити висновки:

а) $CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2$

б) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCI_2$

в) $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCI_2 \rightarrow AgCI$

г) $Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCI \rightarrow NaNO_3$

5.Планзаняття.

1.Предмет і методи хімії. Роль хімії в розвитку галузей промисловості і сільського господарства.

2.Роль вітчизняних вчених у розвитку хімічної науки.

3. Хімічна промисловість і проблеми охорони навколишнього середовища.

4 Класифікація неорганічних сполук.

6. Підведення підсумків

*** узагальнення матеріалу**

Фронтальне опитування по матеріалу теми

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

Повторіть матеріал про властивості основних класів речовин,

здійснить перетворення:

$Fe \rightarrow FeCI_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$

$Fe \rightarrow FeCI_3 \rightarrow FeCI_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe_2O_3$

Лекція 1

Тема1 Класифікація неорганічних сполук.

Мета:

навчальна- ознайомити студентів із предметом та завданнями сучасної неорганічної хімії, її місцем у системі природничих наук та значенням для народного господарства;

виховна- бережливе ставлення до природи, народного надбання;

розвиваюча- вміти аналізувати, порівнювати, узагальнювати,працювати в потрібному темпі;

Тип заняття: засвоєння нових знань

План

1.Предмет і методи хімії. Роль хімії в розвитку галузей промисловості і сільського господарства.

2.Роль вітчизняних вчених у розвитку хімічної науки.

3. Хімічна промисловість і проблеми охорони навколишнього середовища.

4 Класифікація неорганічних сполук.

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Хімія-Вища школа, 1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А. Неорганічна хімія-К. :Вища школа, 1982

4.Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ «Перун», 2002

Зміст лекції.

1.Неорганічна хімія – природнича наука, яка вивчає матеріальний світ в усьому розмаїтті його існування і перетворень. Вона вивчає склад, будову та властивості неорганічних речовин, умови та шляхи перетворення одних речовин в інші тощо. Опанування фундаментальною дисципліною

«Неорганічна хімія» є умовою успішного оволодівання знаннями зі спеціальних дисциплін і отримання якісної хімічної освіти.

Основні етапи розвитку теоретичних основ хімії. Виникнення хімії відноситься до часів глибокої давнини. Висловлюється ряд припущень щодо походження слова «хімія». Ймовірно, воно походить від однієї з давніх назваій Єгипту – Хем («чорна земля») – і спочатку означало «єгипетське мистецтво».

1 етап – натурфілософія. Одна з якнайдавніших гілок хімії - металургія. За 4-3 тис. років до н.е. почали виплавляти мідь з руд, а пізніше виготовляти сплав міді з оловом (бронзу). У 2-м тисячоліті до н.е. навчилися отримувати з руд залізо сиродутним процесом. За 1600 років до н.е. почали застосовувати для фарбування тканин природну фарбу індиго, а декілька пізніше - пурпур і алізарин, а також готувати оцет, ліки з рослинних матеріалів і ін. продукти, вироблення яких пов'язане з хімічними процесами. Слово «атом» з'явилось за багато століть до н.е. Давньогрецькі філософи Левкіп і Демокріт, які жили в 3 ст. до н.е., стверджували, що всі речовини складаються з атомів. В цей період значного розвитку досягли такі галузі виробництва, як металургія, кераміка, скловиробництво, фарбування, парфумерія, косметика. 2 етап – алхімія. Хімія зародилась у Єгипті – технічно найбільш передовій країні древнього світу. Хімія вважалась «божественною наукою», знаходилась повністю в руках жерців і ретельно приховувалась ними від всіх інших людей. Проте деякі відомості все ж просочувались за межі Єгипту. Період з VIII по XII ст. був періодом розквіту хімії саме в арабських країнах. Араби і переробили початкову назву «хімія» в «алхімія» (додавши до цього слова характерний для арабської мови префікс «ал»). Поняття «алхімія» стало пізніше характеризувати велику епоху в історії хімічної науки. Робота алхіміків у минулому була спрямована на отримання лікарських речовин, добування металів, а також на пошуки «філософського каменю», який би міг перетворювати будь-який метал в золото, а також безмежно продовжувати людське життя. В процесі його пошуків алхіміки відкрили багато нових речовин, головним чином солей, а також розробили основні методи їх очистки, чим і визначаються найважливіші

досягнення алхімічного періоду. Результати своїх робіт алхіміки в основному зберігали у таємниці, тому багато відомостей не дійшло до пізніших дослідників. 3 етап – хімія (17 – 18 ст.ст.). На цей період припадає розвиток теорії флогістону. Відповідно до неї у всіх тілах здатних горіти та окиснюватися, міститься особлива речовина – флогістон, яка видаляється з них при горінні чи окисненні. Саме у видаленні флогістону полягала суть обох процесів. В цей час було відкрито більшість газів. Неузгодженням теорії флогістону було те, що маса окисленого металу була більша неокисненого. А слід було очікувати якраз зворотнього, оскільки при окисненні флогістон повинен був виділятися. Збільшення маси намагались пояснити тим, що флогістон має від'ємну вагу, проте це виглядало мало правдоподібним. Не дивлячись на різноманітні спроби, нікому не вдавалось виділити і дослідити флогістон. В період зародження хімії як науки (друга половина XVII ст.) виникло вчення про склад. Пояснення властивостей речовин пов'язувалось з їх складом (наприклад, N_2O, NO, NO_2, CO, CO_2). Зміною складу пояснювалось хімічне перетворення. Наступне становлення вчення про склад визначило відкриття стехіометричних законів, розвиток поняття хімічного елемента, уявлень про валентність, періодичний закон та періодичну систему хімічних елементів Д.І.Менделєєва, методи дослідження складу сполук і ін. 4 етап – наступний етап розвитку хімії і хімічного виробництва пов'язаний з зародженням структурної хімії (XI X ст.). Було помічено, що велике різноманіття речовин рослинного і тваринного походження утворене досить невеликим числом хімічних елементів (C, H, N, O і ін.). До того ж при однаковому складі речовини (ізомери) мають різні властивості. Це означало, що властивості речовин залежать не тільки від складу, а й від структури. Якщо при зародженні хімії як науки головним напрямком був хімічний аналіз, то з появою структурної хімії – органічний синтез. Сьогодні структурна хімія будується на квантово- механічних уявленнях про хімічний зв'язок, будову молекул і кристалів, на методах дослідження структури речовин, вивченні впливу структури на властивості речовин і ін. Цей етап розвитку хімії

пов'язаний з виникненням (кінець XIX ст.) і розвитком вчення про хімічний процес – про його принципову можливість і умови протікання. Це було викликано різким зростанням потреб і масштабів виробництва продуктів хімічної переробки нафтової сировини. Вчення про хімічний процес розглядає енергетику хімічних процесів, хімічну рівновагу і умови її зміщення, кінетику і механізми реакцій і т.д.

В наші дні спостерігається новий етап розвитку хімії, який спрямований на створення найбільш економічного і екологічно «чистого» хімічного виробництва, використання в промислових масштабах закономірностей хімічних перетворень живої природи.

Хімія – це природнича наука, яка вивчає склад, будову, властивості та перетворення речовин, а також явища, що супроводжують ці перетворення. Вперше визначення хімії як науки дав М.В.Ломоносов: «Хімічна наука вивчає властивості та зміни тіл, склад тіл, пояснює причину того, що відбувається з речовинами при хімічних перетвореннях». Як видно, завдання хімії, визначені Ломоносовим, близькі до сучасних. Хімія являє собою велику систему знань про залежності властивостей речовин від їх складу й будови, вплив умов на можливість й швидкість їхньої взаємодії, процеси, що виникають при проходженні електричного струму, під дією світла й радіації, та протікають у неорганічних, органічних, колоїдних системах, живих організмах, у земній корі, космосі й ін. Найважливіша задача хімії – отримання речовин чи матеріалів, які володіють корисними властивостями. Не менш важлива задача хімії – використання енергії, яка міститься в хімічних речовинах і виділяється в результаті в процесі хімічних перетворень (наприклад: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ (ΔH = - 79 кДж/моль). Слід особливо підкреслити, що будь-які хімічні перетворення супроводжуються зміною енергії. Хімію, яка вивчається на 2- му курсі, можна поділити на дві великі частини: загальну та неорганічну. Загальна хімія розглядає закономірності, які відносяться до всіх хімічних перетворень. Неорганічна хімія вивчає властивості і перетворення неорганічних речовин. Сучасна хімія - це комплекс наукових дисциплін: неорганічної, органічної,

аналітичної, фізичної, колоїдної, квантової хімії, електрохімії, геохімії, кристалохімії, біохімії, фотохімії, космохімії, радіаційної й радіохімії, лазерній хімії й ін. Фундамент хімічної науки - загальна хімія – досліджує основні закони й формулює поняття хімічних процесів й явищ, показує логічні зв'язки між різними областями знань про речовини і їх перетворення, дозволяє орієнтуватися в різноманітному світі сучасної хімії. Розуміння основних хімічних концепцій необхідно у всіх галузях науки, техніки й технології, оскільки майже вся практична діяльність людства пов'язана із застосуванням тих або інших речовин. Неорганічна хімія – це хімія елементів періодичної системи і утворених ними простих і складних речовин. Неорганічна хімія невіддільна від загальної хімії. Історично при вивченні хімічної взаємодії елементів один з одним були сформульовані основні закони хімії, загальні закономірності протікання хімічних реакцій, теорія хімічного зв’язку, вчення про розчини і багато іншого, що складає предмет загальної хімії. Таким чином загальна хімія вивчає теоретичні уявлення і концепції, які складають фундамент всієї системи хімічних знань. В область неорганічної хімії входять галузі хімії, які мають справу з неорганічними речовинами: - електрохімія (вивчає використання електричного струму для проведення хімічних процесів); — фотохімія (вивчає вплив світла на хімічні процеси); - колоїдна хімія (займається вивченням властивостей речовин, коли їх частинки знаходяться в певних межах дисперсності, і закономірностей, які спостерігаються для таких станів речовин); - радіохімія (вивчає хімічну поведінку і важливі для хімічних досліджень властивості радіоактивних речовин); - кристалохімія (вивчає залежність між будовою кристалів та їх хімічним складом); - геохімія (наука про хімічний склад земної кулі і про закони розподілу в ній різних речовин). Біологічна хімія — фундаментальна біомедична наука та навчальна дисципліна, що вивчає хімічний склад живих організмів та хімічні перетворення, яким підлягають молекули, що входять до їх складу. Біоорганічна хімія — наука, що вивчає хімічну структуру і властивості органічних сполук вуглецю, які входять до складу живих організмів і є основою будови і функції живих клітин. Розглядає

закономірності будови і реакцій основних класів вуглецевих сполук у зв'язку з їх біологічними функціями та впливом на процеси, що відбуваються в біологічних системах. Фармацевтична хімія — наука, що вивчає способи добування, будову та фізико- хімічні властивості лікарських засобів; взаємозв'язок між їх хімічною будовою та дією на організм; методи контролю якості та зміни, які відбуваються при збереженні ліків та застосування їх в медицині.

Токсикологічна хімія — наука, що вивчає методи виділення токсикологічних речовин з різноманітних об'єктів, а також методи виявлення та кількісного визначення цих речовин. Мета і напрямки робіт в області неорганічної хімії: - отримання і використання, а також пізнання специфічної природи різних елементів та їх сполук (знаходження в природі, отримання, властивості та хімічна поведінка); - вивчення загальних правил та законів, які випливають із співставлення різних речовин, а також тих причин, якими в кінцевому рахунку і обумовлюються властивості та поведінка різноманітних речовин. Застосування в хімії фізичних методів і математичних висновків породило нову галузь знання – фізичну хімію. Основною її задачею є дослідження речовин і реакцій фізичними методами, виявлення загальних закономірностей і пояснення поведінки речовин на основі найважливіших принципів (наприклад, на основі законів термодинаміки). Неорганічна хімія давно переступила стадію описової науки і в даний час переживає своє «друге народження» в результаті широкого залучення квантово-хімічних методів, зонної моделі енергетичного спектру електронів, відкриття валентно-хімічних сполук благородних газів, цілеспрямованого синтезу матеріалів з особливими фізичними і хімічними властивостями. На основі глибокого вивчення залежності між хімічною будовою і властивостями вона успішно вирішує головну задачу – створення нових неорганічних речовин з заданими властивостями. Речовин дуже багато. На сьогоднішній день вчені знають близько 3 млн. органічних та біля 100 тис. неорганічних (мінеральних) речовин. Для полегшення їх вивчення їх класифікують за різними ознаками. Так, всі відомі речовини можна розділити

на 3 групи: прості, складні та суміші. Існують багато інших класифікацій речовин. Сучасні методи дослідження в хімії з середини 20 ст. відбуваються корінні зміни в методах хімічних досліджень, до яких залучається широкий арсенал засобів фізики і математики. Класичні завдання Х. - встановлення складу і будови речовин - все успішніше вирішуються з використанням новітніх фізичних методів. З числа чистих хімічних методів, розроблених в 20 в., слід зазначити мікрохімічний аналіз, що дозволяє проводити аналітичні операції з кількостями речовин, в сотні разів меншими, ніж в методі звичайного хімічного аналізу. Велике значення придбала хроматографія, службовка не тільки для аналітичних цілей, але і для розділення вельми близьких по хімічних властивостях речовин в лабораторних і промислових масштабах. Важливу роль грає физико-хімічний аналіз (ФХА) як один з методів визначення хімічного складу і характеру взаємодії компонентів в розчинах, розплавах і ін. системах. У ФХА широко використовуються графічні методи (діаграми стану і діаграми склад - властивість). Класифікація останніх дозволила уточнити поняття хімічного індивіда, склад якого може бути постійним і змінним (див. Дальтоніди і бертолліди). Передбачений Курнаковим клас нестехіометричних з'єднань придбав велике значення в матеріалознавстві і новій області - хімія твердого тіла. Люмінесцентний аналіз, метод мічених атомів, рентгенівський структурний аналіз, електронографія, полярографія і ін. физико-хімічні методи аналізу знаходять широке застосування в аналітичній хімії. Використання радіохімічних методик дозволяє виявити присутність всього декількох атомів радіоактивного ізотопу (наприклад, при синтезі трансуранових елементів). Для встановлення будови хімічних сполук важливе значення має молекулярна спектроскопія, за допомогою якої визначаються відстані між атомами, симетрія, наявність функціональних груп і ін. характеристики молекули, а також вивчається механізм хімічних реакцій. Електронна енергетична структура атомів і молекул, величина ефективних зарядів з'ясовуються за допомогою емісійної і абсорбції рентгенівської спектроскопії. Геометрія молекул досліджується методами рентгенівського структурного аналізу. Виявлення

взаємодії між електронами і ядрами атомів (що обумовлює надтонку структуру їх спектрів), а також між зовнішніми і внутрішніми електронами дозволило створити такі методи встановлення будови молекул, як ядерний магнітний резонанс (ЯМР), електронний парамагнітний резонанс (ЕПР), ядерний квадрупольний резонанс (ЯКР), гамма-резонансная спектроскопія. Особливу роль по широті застосування придбала ЯМР- спектроскопія. Для з'ясування просторових характеристик молекул зростаючого значення набувають оптичні методи: спектрополяріметрія, круговий діхроїзм, дисперсія оптичного обертання. Руйнування молекул у вакуумі під впливом електронного удару з ідентифікацією осколків застосовується для встановлення їх будови методом масс-спектроськопії. Арсенал кінетичних методів поповнився засобами, зв'язаними з використанням ЕПР- і ЯМР- спектроскопій (хімічна поляризація ядер), методу імпульсного фотоліза і радіолізу. Це дозволяє вивчати надшвидкі процеси, що протікають за час 10-9 сік і менше. Для дослідження космічних об'єктів з успіхом застосовуються методи спектрального аналізу в різних діапазонах електромагнітного спектру. Зокрема, методами радіоастрономії в 5 міжзоряному просторі були виявлені хмари хімічних сполук, що включають такі відносно складні молекули, як формальдегід, тіомочевіну, метіламін, цианацетілен і ін. З розвитком космічних польотів методи експериментальної хімії стали застосовуватися на позаземних об'єктах (Місяць, Венера, Марс). 3. Зв’язок хімії з іншими науками. Хімія тісно пов’язана з фізикою. «І ці дві науки, - писав Ломоносов, - так з’єднані між собою, що одна без іншої бути в досконалості не можуть». Співдружність двох наук призвела до розкриття будови атома, створення атомної енергетики, напівпровідникової техніки, до прекрасних відкриттів в області синтетичних матеріалів як неорганічні штучні алмази, напівпровідники, надтверді матеріали і ін., так і органічних – каучуки, пластмаси, синтетичні волокна. Завдяки успіхам хімії стало можливим і підкорення космосу і проникнення в земні надра. Хімія стикається також з іншими природничими науками і особливо з геологією та біологією. На межі між хімією та геологією виникла наука геохімія, яка вивчає поведінку хімічних

елементів в земній корі та космосі. На межі між хімією та біологією успішно розвивається біохімія та молекулярна біологія, які вивчають хімічні сполуки і їх перетворення у живих організмах. Зародження і бурхливий розвиток біоорганічної хімії, біофізичної хімії, біонеорганічної хімії і інших наук на стику між хімією і біологією – яскравий доказ взаємозв'язку між хімічними і біологічними явищами. Близько до природних наук примикає екологія. Не слід думати, ніби екологія - це "хороша" хімія, на відміну від класичної "поганої" хімії, яка забруднює навколишнє середовище. Немає "поганої" хімії або "поганої" ядерної фізики - є науковий і технічний прогрес або його недолік в якій-небудь області діяльності. Завдання еколога - використовувати нові досягнення природних наук для того, щоб при максимальній вигоді звести до мінімуму ризик порушення місця існування живих істот. Баланс "ризик-вигода" є предметом вивчення екологів.

3. На сьогодні неможливо уявити собі життя без хімії та хімічної промисловості. Сучасна хімія проникла у всі області народного господарства. «Широко простягає хімія свої руки в справи людські. Куди не глянемо, куди не оглянемося – всюди з'являються перед очима наши успіхи її застосування», вказував М.В.Ломоносов ще в 1751 році. Хімію можна назвати індустрією чудесних перетворень. Вона дозволяє синтезувати матеріали, яких немає в природі, використовувати їх для створення всеможливих машин та приладів, для будівництва житла і виробництва товарів народного вжитку. Хімічна промисловість виробляє синтетичний каучук, пластмаси, штучне волокно, синтетичне паливо, барвники та багато іншого. В сільському господарстві широко застосовуються мінеральні добрива і хімічні засоби захисту рослин від шкідників, хворіб та бур'янів. За допомогою хімічних методів добуваються метали – основа індустріалізації країни, проводиться захист металів від корозії. В великих кількостях виробляються продукти основної хімічної промисловості – кислоти, основи, солі. Можливості хімії практично невичерпні. Тільки з нафти можна отримати більше 20 тис. органічних речовин, а з кам'яного вугілля – ще більше. Багатоманітне її застосування для отримання товарів

народного вжитку. Вже тепер хімічна промисловість випускає продукцію більше 40 тис. найменувань. Наприкінці XX ст. перед людством постала проблема шкідливого впливу промисловості, транспорту, енергетики на навколишнє середовище. Шкідливими відходами виробництва забруднюються вода й атмосфера і як наслідок — вимирають цілі види рослин, тварин, у тому числі птахів і риб, погіршується здоров'я людей і у глобальному масштабі — змінюється клімат Землі. Хімія і хімічна технологія разом із чорною та кольоровою металургією, автомобільним транспортом та теплоенергетикою є од джерелом забруднення навколишнього середовища. Джерелами забруднення можуть бути відходи у газуватому, рідкому та твердому станах. Газуваті відходи виробництва утворюються при згоранні палива, виплавлянні металів, переробці нафти тощо. Найчастіше ці відходи містять оксиди карбону (вуглецю) — CO та CO_2, діоксид сульфуру (сірки), оксиди нітрогену (азоту) та деякі інші. Рідкі відходи — це промислові та побутові стічні води. Оскільки чимало виробництв використовують значну кількість води для промивання, вилуговування (розчинення) та охолодження, то після використання стічні води містять чимало неорганічних сполук, у тому числі і йони важких металів: купруму, цинку, кадмію, нікелю, хрому, меркурію та інших. Небажаним є присутність у воді і таких органічних речовин, як фенол, стирол, бензол, пестициди, діоксин, поверхнево активних речовин (ПАР). Внаслідок забруднень річок, озер та проникнення у грунтові води ці речовини потрапляють у питну воду та їжу, призводячи тим самим до отруєння людей, а інколи навіть до генетичних змін в організмі. До твердих належать відходи, для яких поки що не існують технології переробки — це пусті породи, будівельне та побутове сміття, тверді відходи теплоелектростанцій та деякі інші. Для вирішення завдань охорони навколишнього середовища необхідно виконати низку комплексно-захисних заходів, які можуть бути реалізовані при використанні хімічних, фізико- хімічних, фізичних та біологічних методів. Найважливішими напрямами робіт для зниження екологічного тиску на навколишнє середовище треба вважати на діючих виробництвах:

• розробку і впровадження очисних систем для відпрацьованих (викидних) газів та стічних вод;

• створення технологій переробки твердих відходів для вилучення цінної сировини — металів, скла, паперу, пластмас тощо. На нових (проектовних) виробництвах:

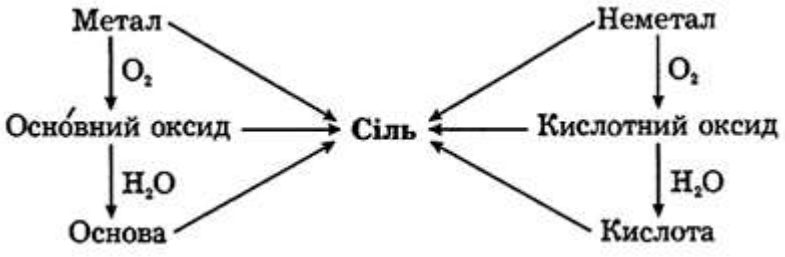
• розробку мало- та безвідходних технологій;

• розробку економних технологій для зниження сировинних, паливних та енергетичних витрат;

• налагодження виробничих процесів, де б не використовувалися шкідливі хімічні речовини та такі, що не утворюють шкідливих речовин серед побічних продуктів. Охорона навколишнього середовища — це глобальна світова проблема. Ліквідація шкідливих наслідків промислового виробництва лише в одній чи кількох країнах не матиме позитивних наслідків, якщо в сусідніх країнах все лишатиметься без змін.

4.Нині відомо понад сто хімічних елементів і величезна кількість неорганічних сполук цих елементів, тому робилось багато спроб їх класифікації, які б дали змогу об єднати у класи та групи споріднені за складом і фізико-хімічними властивостями прості й складні речовини. Хоча надзвичайна різноманітність неорганічних речовин унеможливлює створення єдиної всеосяжної системи класифікації, такі спроби відіграли важливу роль у розвитку хімічної науки.

Перша наукова класифікація хімічних сполук була запропонована ще наприкінці XVIII ст. видатним французьким хіміком А. Л. Лавуазьє (1743-1794).Її можна подати такою схемою:



Отже, вже у XVIII ст. елементи почали ділити на метали і неметали. Метали мають характерний металічний блиск, пластичні, тепло- та електропровідні, чим відрізняються від неметалів. Проте основним критерієм поділу елементів на класи чи групи є хімічна природа послідовної взаємодії їх з киснем та водою. З цієї причини згадана вище класифікація дістала назву «кисневої». Вона охоплює чотири найважливіші класи складних неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти та солі. Речовини лівої частини схеми здатні реагувати з речовинами правої з утворенням солей. Так, основні оксиди та відповідні їм гідроксиди реагують з кислотними оксидами або кислотами з утворенням продуктів нейтралізації - солей. Солі можуть утворюватись і з простих речовин, наприклад:

- Метал + Неметал → Сіль;
- Метал + Кислота = Сіль + Водень.

Якщо сіль взаємодіє з однією з речовин, позначених на схемі, то може відбуватися реакція обміну або заміщення з утворенням нової солі й речовини, яка належить до того самого класу, що й речовина, яка вступила в реакцію.
Наведена класифікація пояснила взаємовідношення між різними класами речовин і тим самим визначила шляхи їх взаємних перетворень. Водночас вона має і деякі істотні недоліки, зумовлені насамперед уявленнями про кислоти як тільки про кисневмісні сполуки, що можуть утворюватися лише внаслідок взаємодії оксиду неметалу з водою. Тобто у цій схемі немає місця для безкисневих кислот, тому тривалий час невизначеною залишалася хімічна природа хлору, який не визнавали самостійним елементом, а вважали кислотним оксидом гіпотетичного елемента «мурію». Це сталося тому, що, ґрунтуючись на висновках згаданої схеми класифікації, неможливо було пояснити кислотні властивості соляної кислоти.
Ця схема не повністю відбивала всю різноманітність реакцій металів і неметалів з киснем і водою. Вона відбивала насамперед граничні випадки такої

взаємодії і потребувала додаткових пояснень та уявлень про сполуки з проміжними властивостями — амфотерні оксиди і гідроксиди, які залежно від умов виявляють основні або кислотні властивості. Наведена схема тісно пов'язана з теорією кислот та основ С. А. Арреніуса (1859-1927), згідно з якою загальні властивості кислот пояснюють утворенням у їхніх розчинах іонів H^+, а загальні властивості основ — утворенням іонів OH^-. Саме тому до цієї схеми слід включити також безкисневі кислоти, які за своїми властивостями аналогічні кисневмісним, але добувають їх не з кислотних оксидів. Слід також урахувати, що кислотними можуть бути й оксиди, утворені металами,тощо.

Незважаючи на те, що нині розроблено більш досконалі кислотно-основні теорії, ніж теорія С. А. Арреніуса, а наведена вище схема охоплює далеко не всі неорганічні сполуки, її погляди на кислотно-основні властивості і класи сполук ще й досі актуальні для неорганічної хімії.

Контрольні питання

1. Охарактеризуйте основні етапи розвитку неорганічної хімії.
2. Назвіть предмет та основні завдання хімії. Які галузі хімії сформувались на сьогодні?
3. У чому виявляється зв’язок хімії з іншими науками?
4. Яке значення хімії для народного господарства?
5. Дати класифікацію неорганічним сполукам.

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Хімія – Вища школа, 1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А. Неорганічна хімія, 1982

4.Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ «Перун»2002

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 2

Тема2: Будова атома і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

Мета заняття:

навчальна- засвоїти основи теорії будови атома (основні ідеї квантової механіки, апарат квантових чисел електронів в атомі, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, будова оболонок багатоелектронних атомів);

виховна- навчитися складати електронні формули і графічні схеми електронних конфігурацій атомів і їх валентних оболонок у стаціонарному і збудженому станах;

розвиваюча - глибоко зрозуміти сутність періодичного закону; виявити характер зміни по періодах і групах періодичної системи найважливіших властивостей хімічних елементів і їх сполук: енергії іонізації, спорідненості до електрона, електронегативності, ступенів оксидації, металічних і неметалічних властивостей, кислотно-основних характеристик оксидів і гидроксидів.

Тип заняття: засвоєння нових знань

Засоби навчання:підручник,роздатковий матеріал,комп'ютерні призентації

Міжпредметні зв'язки:біологія, географія, фізика

Методи: конспектування, взаємоперевірка

Обладнання: Періодична система елементів Д. І. Менделєєва, проектор.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К. Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційначастина

2.Актуалізація опорних знань.

1)Дати визначення атома. Назвати складові частини атома.

2) Які елементарні частки ви знаєте?

3) Які частки входять до складу ядра? Як визначити їхнє число?

4)опишіть структуру періодичної системи.

5) Сформулюйте сучасне тлумачення періодичного закону(в чому різниця від формулювання Д. І. Менделєєва)

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Увага студентів акцентується на взаємозв'язку періодичного закону і теорії будови атому. Підвести до висновку, що при хімічних явищах склад атомних ядер не змінюється, що на характер елемента і властивості його сполук вирішальний вплив мають особливості будови електронної оболонки атома. Тому треба розібратись у поведінці електрона в атомі.

5. План заняття.

1. Будова атома.
2. Енергетичний стан електрона в атомі.
3. Головне квантове число(n);
4. Форми і просторова орієнтація електронних хмар.
5. Магнітне і спінове квантове число(е);
6. Багатоелектронні атоми.

7.Електронні формули .

8. Принцип Паулі. Правило Гунда. Перше і друге правило Клєчковського.

6. Підведення підсумків

*** узагальнення матеріалу**

1. Як визначити число p^+ і n^- у ядрі.

2. Як визначити кількість енергетичних рівнів?

3. Максимальна кількість е на даному енергетичному рівні.

4. Позначення підрівней і їх значення.

5. Форма орбіта лей.

6.Що означає термін «спін» ?

7. Що означає стійкий енергетичний рівень?

8.Скласти електронні формули елементів з порядковими номерами 7, 12, 32.

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1. Користуючись правилами Клєчковського дати електронні формули атомів К, Fe.Навести схеми будови атомів С і Na в нормальному та збудженому стані.

3. Атом елемента має будову $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$?

Лекція 2

Тема 2. Будова атома і періодична система Д. І. Менделєєва.

Мета:

навчальна- засвоїти основи теорії будови атома (основні ідеї квантової механіки, апарат квантових чисел електронів в атомі, принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського, будова оболонок багатоелектронних атомів)

виховна- навчитися складати електронні формули і графічні схеми електронних конфігурацій атомів і їх валентних оболонок у стаціонарному і збудженому станах;

розвиваюча - глибоко зрозуміти сутність періодичного закону; виявити характер зміни по періодах і групах періодичної системи найважливіших властивостей хімічних елементів і їх сполук: енергії іонізації, спорідненості до електрона, електронегативності, ступенів оксидації, металічних і неметалічних властивостей, кислотно-основних характеристик оксидів і гидроксидів.

Тип заняття: засвоєння нових знань

План.

1. Будова атома.
2. Енергетичний стан електрона в атомі.
3. Головне квантове число(n);
4. Форми і просторова орієнтація електронних хмар.
5. Магнітне і спінове квантове число(е);
6. Багатоелектронні атоми.
7. Електронні формули .
8. Принцип Паулі. Правило Гунда. Перше і друге правило Клєчковського.

Зміст лекції

1. Відповідно до сучасних уявлень атом являє собою складну систему з позитивно зарядженого ядра і електронів, що рухаються навколо нього, зв'язаних силами електричної взаємодії. У ядрі сили ядерної взаємодії утримують разом протони, кожний з яких несе один позитивний елементарний заряд, і електрично нейтральні нейтрони. Величина заряду ядра дорівнює (в одиницях елементарного заряду) числу протонів і, відповідно, числу електронів у нейтральному атомі. Ця величина визначає порядковий номер у періодичній системі і тим самим – хімічну індивідуальність кожного елемента. Періодичність зміни властивостей хімічних елементів обумовлена періодичною повторюваністю будови зовнішніх, валентних оболонок при послідовному заповненні електронами енергетичних рівнів і підрівнів атома.

Історія розвитку уявлень про будову атома. Ядро атома. Протони, нейтрони. Весь навколишній світ складається із речовин. У природі речовини бувають прості та складні. Прості речовини складаються із однорідних атомів якого-небудь елемента. Атомом називається найменша частка хімічного елемента, яка зберігає його властивості. Всі речовини складаються із атомів, але атом не є найменшою неподільною складовою частиною речовини, а складається із великої кількості більш дрібних, так званих елементарних частинок, які мають різну природу та властивості. Найбільш важливими із декількох сотен відомих елементарних частинок, які визначають властивість елемента, є протони, нейтрони, електрони та позитрони. Протони (p) – це частинки, які мають масу, що дорівнює 1 (1 вуглецева одиниця (в.о.), та елементарний позитивний заряд величиною у 4,8 · 10-10 електростатичних одиниць. Нейтрони (n) – частинки, що не мають заряду, мають масу, яка дорівнює 1 в.о. Електрони (е-) – частинки, які мають нега-тивний електричний заряд, рівний за величиною заряду протона і масу, рівну 1/1840 частині маси протона (9,1 · 10-28 г). Позитрони (е+) – частинки, які мають позитивний заряд, рівний за величиною заряду електрона, і такої ж

величини масу. Елементарна частинка Заряд Маса, в.о. Нейтрон, n не має 1 Протон, p + 1 1 Електрон, e - - 1 1/1840 Позитрон, e + + 1 1/ 1840 На початку XX століття англійський вчений Резерфорд розробив ядерну модель будови атома. Згідно з цією моделлю, атом складається із позитивно зарядженого ядра, в якому знаходяться протони, нейтрони та інші елементарні частинки, а навколо ядра обертаються негативно заряджені електрони. Розрахунки діаметрів атома та ядра показали, що вони відповідно складають 10-8 і 10-12-10-14 см. Позитивний заряд ядра визначається кількістю протонів у ядрі і дорів-нює порядковому номеру елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва. Оскільки атом електронейтральна частинка, тоді він має таку ж саму кіль-кість негативно заряджених частинок – електронів, як і протонів.

2. Електрони безперервно обертаються навколо ядра по орбітах, які розташовані на енер-гетичних рівнях і підрівнях. Елементи відрізняються один від одного кількістю елементарних частинок, з яких складається атом. Електрони утворюють так звану електронну оболонку атома. Так найпростіший елемент водень можна уявити як елемент, що має позитивно заряджене ядро +1, навколо якого обертається один електрон (-1). Електрони утримуються в атомі на певній відстані від ядра завдяки дії двох сил: сили електростатичного тяжіння ядра, яка утримує їх в позитивному електричному полі, та відцентрової сили, що виникає в результаті обертання електрона навколо ядра з величез-ною швидкістю. Рівновага цих двох сил не дає можливості електрону впасти на ядро або відірватись від атома. Постійно рухаючись, електрони заповнюють певну частину простору навколо ядра, утворюючи електронну оболонку атома, яка складається з енергетичних рівнів та підрівнів. Максимальна кількість електронів, які можуть бути на енергетичному рівні, визначається за формулою: N = 2n 2 , де n – порядковий номер енергетичного рівня. +1 Ядерна модель будови атома водню. Рух елементарних частинок, що мають дуже незначні величини маси і швидкості, близькі до швидкості світла, не підкоряється законам класичної механіки Ньютона. Для характеристики поведінки мікрочасток застосована квантова

механіка Планка, основу якої складає уявлення про дискретність руху та випромінювання енергії, що відбувається не безперервно, а порціями, так званими квантами енергії. Енергія кожної такої порції випромінювання залежить від частоти коливання у відповідності з формулою: $E = h\nu$, де h – стала Планка, що дорівнює 6,626 · 10-34 Дж · с, ν – частота коливання, яка залежить від довжини хвилі віпромінювання λ ($\nu = 1/\lambda$). Датський фізик Нільс Бор, застосувавши основні положення квантової механіки, розрахував можливі орбіти руху електрона в атомі водню. Згідно з розрахунками Бора, можливі радіуси руху електронів у атомі водню відносяться як квадрати цілих чисел: 1 2 : 22 : 32 : ….. : n2. Ці радіуси відповідають так званим енергетичним рівням, які визначають величину енергії електрона. Чим далі знаходиться енергетичний рівень від ядра, тим вища його енергія. Найменша енергія у електрона, що рухається на першому рівні, із збільшенням порядкового номера рівня енергія електрона зростає. При обертанні на найближчому до ядра рівні електрон не випромінює енергію і атом знаходиться у так званому нормальному (основному) стані. Електрони можуть переходити на більш високий енергетичний рівень при одержанні енергії ззовні у кількості, яка відповідає різниці енергій рівнів. Наприклад, для переходу з рівня 1 на рівень 2 різниця енергіїї складає: $\Delta E = E2 – E1$. Атом, у якому електрон перейшов на більш високий енергетичний рівень знаходиться у так званому збудженому стані. При зворотньому переході електрону на попередній рівень енергія його випромінюється і атом знову переходить у нормальний (основний) стан. Відповідно до цих уявлень електронна оболонка атома заповнюється електронами поступово, починаючи з першого рівня.

3. Квантові числа як характеристика стану електрона в атомі, межі їх змін. Для опису стану електрона в атомі квантова механіка дає чотири квантові числа, які мають суворо визначені величини. Головне квантове число n характеризує енергетичний рівень, тобто величину енергії рівня і може мати значення ряду цілих чисел від 1 до n (1…∞). Відповідно енергетичні рівні

позначаються великими літерами ла-тинського алфавіту, починаючи з К (К, n = 1; L, n = 2; M, n = 3 і т.д.). Побічне квантове число (орбітальне) l. На енергетичному рівні електрони можуть обертатись як по кругових, так і по еліптичних орбітах. В цьому випадку запас їх енергії буде відрізнятись. Отже, в межах рівня є енергетичні підрівні. Орбітальне квантове число вказує на можливу кількість під-рівнів на енергетичному рівні і може набувати значення від 0 до (n-1). Відповідно підрівні позначаються малими літерами латинського алфа-віту, починаючи з s (s, p, d, f). Так, на енергетичному рівні К (n = 1), орбітальне число буде мати значення l = n – 1 = 0, тобто одне значення і тому на першому енергетичному рівні буде тільки один підрівень s. На другому рівні n = 2 l = 0 підрівень s l = 1 підрівень p На третьому рівні n = 3 l = 0 підрівень s l = 1 підрівень p l = 2 підрівень d Магнітне квантове число m показує число можливих орбіталей в межах підрівня. Воно може мати значення від +l …0 …до -l, тобто всього може приймати значень 2l + 1. Так, для підрівня s побічне квантове число має тіль-ки одне значення, l = 0; магнітне буде мати теж одне значення, отже, на цьому підрівні може існувати лише одна орбіта. На підрівні p магнітне квантове число має три значення +1, 0, -1, на цьому підрівні можуть бути три орбіталі. Відповідно для підрівня d число значень магнітного числа буде п’ять (+2, +1, 0, -1, -2), отже і орбіталей може бути п’ять. Спін електрона s (від англійського слова “spin” – веретено, обертання навколо власної осі) показує, що електрон може обертатись і навколо власної осі. Таких можливих напрямків обертання існує тільки два: за та проти годинникової стрілки, отже, квантова механіка дає два значення спіну електрона +1/2 та –1/2. Обертання електрона навколо власної осі подібне до руху електричного струму по замкнутому контуру і викликає появу магнітного поля, силові лінії якого будуть спрямовані у просторі за правилом гвинта (правило буравчика). Магнітні силові лінії двох електронів з антипаралельним спіном спрямовані в протилежних напрямках і можуть замикатись. Тому такі електрони мо-жуть існувати на одній орбіталі. Третій електрон не може існувати на тій самій

орбіталі, бо він буде відштовхуватись від одного з електронів пари. Отже, спін електрона показує, що на одній орбіталі не може бути більш ніж два електрони. В той же час при наявності на орбіталі пари електронів з обертанням навколо власної осі в протилежних напрямках (електрони з анти-паралельним спіном) утворюється стійка електронна конфігурація.

4. Багатоелектронні атоми. Принцип Паулі. Правило Гунда. Правило Клечковського.

Для складання електронних формул використовують три правила, за якими, згідно з сучасною теорією будови атома, утворюються електронні оболонки атомів. Перше правило – принцип Паулі, який формулюється так: в атомі не може бути двох електронів з одинаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел. За цим принципом можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні. Так, на s-орбіталі не може бути більш ніж 2, на p-орбіталі – 6, на d- орбіталі – 10 електронів. Звідси, максимальне число електронів, яке може бути на 1 енергетичному рівні – 2, на другому енергетичному рівні – 8, на третьому – 18 і т.д. Друге правило – правило найменшого запасу енергії (правило Клечковського): заповнення електронами енергетичних підрівнів відбувається зі зростанням їх енергії, яка характеризується сумою n + l. В багатоелектронних атомах заповнення електронами енергетичних рів-нів і підрівнів відбувається залежно від їх енергії у такій послідовності: 1s → 2s → 2p → 3s → 3p→ 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f і т.д. Третє правило – правило Гунда. Воно стосується заповнення електронами еквівалентних орбіталей. При складанні електронних формул атомів елементів ми повинні пам’ятати, що число електронів дорівнює позитивному заряду ядра, тобто порядковому номеру елемента. Позначаючи енергетичні рівні числами відповідно до головного квантового числа, підрівні – літерами латинського алфавіту (s, p, d, f), а число електронів на підрівні у вигляді показника ступеня над під-рівнем, одержимо електронну формулу атома. Наприклад, елемент №1 во-день H має

в ядрі один протон (тобто заряд ядра +1), відповідно навколо яд-ра на s - підрівні першого рівня обертається один електрон: №1 H $1s^1$; у гелію заряд ядра +2 і навколо ядра обертаються два електрони: №2 He $1s^2$. Це максимальна кількість електронів, яка може бути на першому рівні, і, зокрема, на s-підрівні. Отже, перший період періодичної системи не може мати більше двох елементів. При збільшенні порядкового номера елементів буде збільшуватись як позитивний заряд ядра, так і кількість електронів, що обертаються навколо нього. Але ці електрони вже будуть заповнювати підрівні наступного енергетичного рівня. Так, елемент №3 Li вже буде мати один, а №4 Be – два електрони на підрівні 2s №3 Li $1s^2$ $2s^1$, №4 Be $1s^2$ $2s^2$. Після завершення підрівня 2s, електрони заповнюють підрівень 2p: №5 B $1s^2$ $2s^2$ $2p^1$, №6 C $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$, №7 N $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$, №8 O $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$, №9 F $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$. Останній елемент у другому періоді неон має повністю заповнений елек-тронами зовнішній шар: №10 Ne $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$. Елементи третього періоду будуть мати електрони вже на третьому енергетичному рівні.

Наприклад, №11 Na $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$. Існує ще одна, зручна для розуміння можливих хімічних властивостей елементів, форма запису електронних формул у вигляді енергетичних комірок. Енергетична комірка схематично позначається клітинкою. Для комір-ки маємо три квантові числа n, l та m, що є координатами певної орбіти, на якій обертається електрон в атомі. Електрони в цих комірках показують від-повідними стрілками, спрямованими вгору ↑ та вниз ↓. Ці стрілочки показують напрямок магнітних силових ліній (спін) електронів, а їх кількість відповідає кількості електронів на орбіті. Так, для атома водню електронній формулі 1s1 відповідає одна комірка: На підрівнях p і d кількість орбіт відповідно 3 та 5 p d. Заповнення цих підрівнів електронами здійснюється у відповідності з правилом Гунда: **при заповненні електронами енергетичних комірок в межах підрівня, електрони розташовуються спочатку по одному, а потім дозаповнюють енергетичні комірки по два, тобто таким чином, щоб їх сумарний спін був максимальний.**

Наприклад, електронні формули азоту та кисню будуть мати такий вигляд: №7 N $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$ №8 O $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$. Число неспарених електронів, які має або може мати атом, відповідає його валентності. Змінна валентності характерна для атомів з незаповненими до кінця енергетичними рівнями, завдяки чому електронні пари при отриманні енергії ззовні можуть розпаруватись. Атоми елементів, вступаючи у хімічну взаємодію, залежно від будови зовнішнього енергетичного рівня або втрачають електрони (це, як правило, метали), або приєднують їх (неметали). Здатність атома елемента віддавати електрони вважають мірою металічності, приєднувати – мірою неметалічності. Для порівняння металічних властивостей елемента використовують енер-гію іонізації, неметалічних – спорідненість до електрона або значення відносної електронегативності. Хімічні властивості елементів змінюються періодично зі зміною їх положення у періодичній системі і, відповідно, будови електронної оболонки атомів.

Приклад. Скласти електронну формулу атома сірки. Зобразити графічно розподіл електронів за енергетичними рівнями та підрівнями. Проаналізувати валентні можливості та ступені окислення сірки в основному та збудженому станах. Навести приклади сполук, що їм відповідають.

Відповідь: Згідно з розміщенням у періодичній таблиці електронна формула атома сірки має вигляд: 16S $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$ $3d^0$. Графічно зовнішній енергетичний рівень за допомогою електронно-графічних формул зображують таким чином: S $3s^2$ $3p^4$ $3d^0$ *S $3s^2$ $3p^3 3d^1$ *S 3s ^{1} $3p^3 3d^2$ основний стан атома hν збуджений стан атома. Валентність сірки чисельно дорівнює кількості неспарених електронів, які є або можуть утворитись у атомі при отриманні енергії ззовні (збудженні). В основному стані атома вона дорівнює 2, у збудженому – 4, 6. Ступені окислення, які сірка може виявляти у сполуках: 2–, 0, 2+, 4+, 6+. 2- 0 2+ 4+ 6+ Приклади сполук: H_2S, S, SO (нестійка сполука), H_2SO_3, H_2SO_4. Аналізуючи електронні конфігурації атомів, були одержані ті ж періодичні залежності, які Д.І. Менделєєв встановив, вивчаючи хімічні властивості елементів:

• в одному періоді містяться елементи, атоми яких мають однакове число енергетичних рівнів, але різну кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні і тому їхні властивості змінюються по періоду від активних металів (ІА група – лужні метали) до неметалів (закінчується період інертними газами);

• число елементів у кожному періоді визначається максимально можливим числом електронів на енергетичному рівні, який заповнюється у атомів елементів цього періоду;

• число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів елементів головних підгруп (крім He) дорівнює номеру групи, в якій міститься елемент;

• в одній підгрупі містяться елементи, атоми яких мають однакову будову зовнішніх енергетичних рівнів, а, відповідно, і подібні хімічні властивості. Електронні оболонки інертних газів мають повністю заповнені зовнішні рівні та підрівні, тобто в кожній комірці знаходиться по два електрони. Це енергетично дуже стійка електронна конфігурація і практично “вирвати” електрон із такої оболонки неможливо. Ось чому атоми інертних газів не утворюють валентні зв’язки і не утворюють сполуки, подібні до інших елементів періодичної системи.

Електронні орбіталі.

Вивчення властивостей електрона показало, що він одночасно має властивості корпускули (частинки) з певною масою, і в той же час має властивості хвилі, доказом чого є явище дифракції електронних променів. Такі властивості призводять до того, що електрон, обертаючись навколо ядра з великою швидкістю, заповнює певний простір утворюючи електронну хмару. Ці електронні хмари різні для електронів, що знаходяться на різних підрівнях і називаються орбіталями. Так, s-орбіталь має форму сфери, p-орбіталь має форму витягнутої вісімки, спрямованої по координатній осі (px, py і pz).

Періодичний закон та Періодична система хімічних елементів.

На сьогодні існує 3 формулювання періодичного закону:

1.Формулювання Д.І.Менделєєва: В цьому формулюванні за основу взята атомна маса хімічних елементів (простих речовин) і звучить воно так: властивості речовин (хімічних елементів) змінюються періодично по мірі зростання атомних мас. Відповідно до цього формулювання атоми з однаковою атомною масою мають мати однакові властивості, а це не так (ізобари). Відповідно до цього формулювання є порушення по місцю знаходження хімічних елементів у таблиці (Ar і K , Th і Pa , Te і I ,Co і Ni). А якщо врахувати явище ізотопії, то закон Менделєєва зовсім не відповідає його змісту. Проте, заслуга Д.І.Менделєєва полягає в тому, що він, на відміну від інших, прогнозував хімічні елементи, які в той час були невідомі.

II. Формулювання сучасне (ядерне): Воно є більш відповідним до змісту закону: хімічні властивості, а також інші властивості змінюються періодично по мірі зростання заряду ядра атома. Тоді недоліки атомного формулювання виправляються (їх немає). Заряд ядра атома збільшується безперервно, хімічні властивості змінюються періодично. Відповідно до цього формулювання заряд ядра Ar 18, K 19, Co 27, Ni 28. Проте дане формулювання містить недоліки: цей закон відкрили фізики-ядерники, у зв’язку з напруженою роботою по створенні ядерної зброї; і ядро атома безпосередньо не впливає на хімічні властивості.

III. Формулювання – сучасне: Вперше застосували в американській літературі і на сьогодні воно найточніше. Хімічні властивості визначаються електронною будовою, тобто електрони приймають участь в хімічних процесах (зв’язок полярний і неполярний, окисно - відновні процеси, комплексні сполуки). Електрони теж є елементарними частинками, фізичними об’єктами дослідження, але крім цього в атомах є електрони, які зумовлюють хімічні властивості. Таким чином, сучасне формулювання є таким: Властивості елементів, особливо хімічні, змінюються періодично по

мірі зростання порядкового номера. Це пояснюється тим, що по мірі зростання порядкового номера періодично змінюється електронна будова (за квантово-механічними властивостями). Порядковий номер – це є величина, яка визначає місце хімічного елемента в періодичній системі. Таким чином порядковий номер визначає хімічні властивості елемента. Хімічний елемент – це вид атомів з однаковою електронною будовою, яка визначає хімічні властивості. Електронна будова природно визначається зарядом ядра, тобто кількістю протонів, які входять до складу ядра. В ядрі, крім протонів є і нейтрони. Маса протона і нейтрона (нуклони) в хімії приймаються за одиницю – 1 а.о.м. Протони мають заряд +1 (умовно), нейтрони електрично нейтральні. Що стосується електронів, то маса кожного з них нескінченно мала, в хімії масою електрона.

Контрольні питання

1. Яку інформацію про стан електрона в атомі можна отримати за значенням певного квантового числа: а) головного n; б) орбітального l; в) магнітного m; г) спінового s?

2. Значення якого квантового числа необхідно знати, щоб визначити розміщення електрона: а) на енергетичному рівні; б) на енергетичному підрівні?

3. Як, використовуючи правило Клечковського, можна скласти енергетичну шкалу, яка відображає послідовність розміщення електронів в атомі?

4. Як можна визначити максимально можливе число електронів: а) на енергетичному рівні; б) на енергетичному підрівні; в) на орбіталі?

5. Які випадки «провалу» електронів на прикладі елементів IV періоду вам відомі? Як пояснюються ці випадки?

6. Як визначити належність елемента до певної електронної родини?

7. Як за електронною будовою атома хімічного елемента можна визначити, чи є елемент металом або неметалом?

8. Як за електронною будовою атома хімічного елемента можна спрогнозувати його валентні можливості?

9. Яких правил необхідно дотримуватися, щоб скласти електронну формулу та електронно-графічну схему атома хімічного елемента?

10. Чому у запропоноване Д. І. Менделєєвим формулювання періодичного закону з часом було внесено зміни?

11. Як можна пояснити випадки розміщення деяких хімічних елементів у ПС з порушенням закономірності щодо зростання їх атомної маси (Калій / Аргон, Кобальт / Нікель, Телур / Йод)?

12. Де у ПС розміщені s-, p-, d- та f-елементи?

13. Які періоди називаються короткими, а які - довгими?

14. Які елементи утворюють головні підгрупи, а які – побічні?

15. В яких групах ПС знаходяться елементи, що утворюють леткі сполуки з гідрогеном?

16. Яких елементів у ПС більше: металів чи неметалів?

17. Як змінюються металічні властивості елементів у головних підгрупах і періодах?

18. Чому у d- та f- елементів значення атомних радіусів мають близькі значення?

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987 с. 70-94

2.Потапов В. М. Хімія-Вища школа, 1984, с. 23

3.Петров М.М.,Михелев Л. А. Неорганічна хімія, 1982

4.Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ «Перун», 2002.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 3

Тема3: Типи хімічних зв'язків.

Мета :

Навчальна- ознайомитись з видами хімічних зв'язків, закріпити знання про будову ядра, розподіл електронів за енергетичними рівнями;

Виховна- виробити уміння вибирати головне, розвивати логічне мислення;

розвиваюча надати історичні відомості щодо розвитку теорії хімічного зв'язку

Тип заняття: засвоєння нових знань

Засоби навчання: підручник,схеми, роздатковий матеріал.

Міжпредметні зв'язки : фізика

Метод: конспектування,групова робота

Обладнання: періодична система елементів Д. І. Менделєєва. Таблиці з утворення різних типів зв'язку.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційначастина

2. Актуалізація опорних знань.

1)Дати визначення атома. Назвати складові частини атома.

2) Які елементарні частки ви знаєте?

3) Які частки входять до складу ядра? Як визначити їхнє число?

4)опишіть структуру періодичної системи.

5) Сформулюйте сучасне тлумачення періодичного закону(в чому різниця від формулювання Д. І. Менделєєва)

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Увага студентів акцентується на властивостях утворювати ковалентний зв'язок однаковими атомами неметалів і різними ,при виникненні хімічного зв’язку між атомами метала і неметала – зв'язок іонний є Паралельно звернути увагу на поняття ступінь окислення і валентність.

5. План заняття.

1. Утворення та типи хімічного зв’язку.
2. Ковалентний зв'язок (полярний і неполярний.)
3. Донарно - акцепторний зв’язок.
4. Метод валентних зв’язків.
5. Механізм творення ковалентного зв’язку.
6. Іонний зв’язок. Ступінь окислення.
7. Водневий зв'язок, металічний зв'язок.

6. Підведення підсумків

*** узагальнення матеріалу**

Утворення ковалентного неполярного зв’язку в молекулі гідрогена є прикладом перекриття хмаринок s електронів. В інших випадках , коли утворюється ковалентний полярний зв'язок перекриття відбувається між s і p електронами. Іонний зв'язок утворюється між атомами з різною електронегативністю-типовим металом і неметалом.

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1. Поясніть утворення ковалентного зв’язку в молекулі хлора, оксигена.
2. Поясніть утворення полярного ковалентногозвязку в молекулах: HBr, H_2 S.

3.Поясніть утворення іонного зв’язку в молекулах K Br, Na_2S, Mg_3N_2 .

Лекція 3

Тема 3: Типи хімічних зв’язків.

Мета:

навчальна ознайомитись з видами хімічних зв’язків, закріпити знання про будову ядра, розподіл електронів за енергетичними рівнями;

виховна виробити уміння вибирати головне, розвивати логічне мислення;

розвиваюча надати історичні відомості щодо розвитку теорії хімічного зв’язку

Тип заняття: засвоєння нових знань

План.

1. Утворення та типи хімічного зв’язку
2. Ковалентний зв'язок (полярний і неполярний)
3. Донарно - акцепторний зв’язок
4. Метод валентних зв’язків
5. Механізм творення ковалентного зв’язку
6. Іонний зв’язок. Ступінь окислення
7. Водневий зв'язок, металічний зв'язок

Зміст лекції

1. Розвиток вчення про хімічний зв’язок.

У XVI — XVII ст. з’явилися перші спроби пояснити хімічну спорідненість на основі корпускулярних уявлень. Так, Р. Бойль гадав, що рушійною силою хімічних реакцій є збіг форм частинок, що утворю-ють різні комбінації в ході хімічних процесів; при цьому частинки повинні підходити одна одній, подібно до того, як підходить ключ до замка. Вважалося, що хімічні процеси варто розглядати як операцію «збирання — розбирання», тобто з’єднання або роз’єднання атомів. У XVIII ст. на зміну механічним теоріям прийшли динамічні концепції взаємодії речовин.

Ньютон виходив із припущення, що причиною хімічної спорідненості єнсивності є сили притягання різної інтенсивності.

Початок XIXст. Завершив період динамічної інтерпретації сил хімічної спорідненості.Звязок між хім.,електричнаслідком цього було ототожнення електричних сил із тими, які зумовлюють хімічні процеси й утримують атоми в молекулах. Саме цей підхід поклав в основу своєї знаменитої електрохімічної теорії Берцеліуса (популярна модель атома у вигляді електричного диполя).

Майже двісті років тому вченими було введено поняття про валентність як про число хімічних зв'язків, що даний атом утворює з іншими атомами. Уперше поняття спорідненості з валентністю пов'язав А. Кекулє, відомий німецький хімік-органік. Він припустив, що валентність є чисельним вираженням величини спорідненості та числа хімічних зв'язків атома. Виходя-чи з поняття валентність почали зображати структурні формули молекул. Наприклад, відомо, що атоми Гідрогену завжди одновалентні, а Оксигену — двовалентні, тоді:H—H O=O.

У цих формулах рисочками позначені хімічні зв'язки між атомами. Але що являють собою хімічні зв'язки? Відповідь на це питання з'явилася значно пізніше. Тільки після відкриття електрона англійським фізиком Дж. Дж. Томсоном в 1897 році було висловлено припущення, що хімічні зв'язки мають електричну природу і утворюються завдяки зсуву або перенесенню електронів від одного атома до іншого. Пізніше виявилося, що ця гіпотеза була правильною.

Вчення про хімічний зв'язок — це одна з центральних проблем хімії, розв'язання якої розвивалося від уявлень про «петельки» й «крючечки» в атомів до знань про електростатичну природу хімічного зв'язку. Для опису хімічного зв'язку сьогодні використовується математичний апарат квантової хімії.

Електронна природа зв'язку.

Хімічний зв'язок — це досить складне поняття. Можна сказати, що він утворюється за рахунок взаємодії всіх електронів і всіх ядер атомів, які входять до складу молекул.

Атом, як ви вже знаєте, складається з позитивно зарядженого ядра і електронів. Найпростіший атом — атом Гідрогену — містить всього один неспарений електрон, що перебуває на першому енергетичному рівні. При зближенні двох атомів Гідрогену ядро одного з них притягує електрон іншого атома, і навпаки. Між атомами виникає взаємодія, і відстань між ними зменшується доти, поки взаємне притягання не врівноважиться відштовхуванням ядер. У молекулі, що утворилася, електронна густина (імовірність перебування електронів) у просторі між ядрами виявляється підвищеною. Дві електронні хмари атомів поєднуються в єдину електронну хмару молекули. Для візуалізації механізму утворення хімічного зв'язку можна використовувати інтерактивні комп'ютерні моделі, представлені на деяких програмних педагогічних засобах.

Простіше кажучи, хімічний зв'язок утворюється за рахунок перекривання електронних орбіталей різних атомів і за рахунок взаємодії неспарених електронів цих атомів.

Хімічний зв'язок — це взаємодія атомів, здійснювана шляхом обмінуелектронами або їхнім переходом від одного атома до іншого.

Енергетичний ефект утворення зв'язку.Розглянемо, як змінюється енергія при зближенні двох атомів Гідрогену. Коли атоми сильно віддалені один від одного, взаємодії практично немає, їхня енергія залишається постійною. Умовно енергію двох атомів можна прийняти за нуль. Як вам відомо, різнойменні заряди притягуються, а однойменні відштовхуються. При зближенні атомів Гідрогену спочатку переважаєпритягання: ядро одного атома притягує електрон іншого. Поява новихсил притягання електронів до ядер приводить до того, що загальна енергія двох атомів Гідрогену зменшується і утворюється молекула H_2. Електронна густина між атомами збільшується, тобто кожний електрон більшу частину часу проводить у просторі між ядрами. На певній відстані енергія системи зменшується до мінімуму. Це відповідає максимальній взаємодіїдвох атомів і утворенню хімічного зв'язка. Коли атоми занадто близькопідходять

один до одного, головну роль відіграють сили відштовхування між їхніми електронами і між ядрами. Енергія системи при цьому різко зростає. Молекула може утворитися лише в тому випадку, якщо при взаємодії атомів їхня загальна енергія зменшується. Іншими словами, утворення хімічного зв'язку завжди супроводжується виділенням енергії. Виграш в енергії при утворенні зв'язку називають енергією хімічного зв'язку.

Умови виникнення хімічного зв'язку.

Не всі атоми можуть взаємодіяти між собою. Буває так, що при зближенні атомів і перекриванні їхніх електронних орбіталей молекула не утворюється. Наприклад, якщо два атоми Гелію наближаються один до одного, то загальна енергія увесь час збільшується і молекула He_2 утворитися не може.

Умови виникнення хімічного зв'язку визначив американський хімік Льюіс, який в 1916 році запропонував електронну теорію хімічного зв'язку. Ця теорія заснована на уявленні про те, що електронні оболонки атомів інертних газів відрізняються особливою стійкістю, чим і пояснюється їхня хімічна інертність. Атоми всіх інших елементів при утворенні хімічного зв'язку прагнуть змінити електронну оболонку до конфігурації найближчого інертного газу, віддаючи або приєднуючи електрони. Тільки в цьому випадку утворюються стійкі молекули. Це твердження зараз називають правилом октету Льюіса (від латинського слова «окто» — вісім), тому що атоми всіх інертних газів, крім Гелію, містять на зовнішньому рівні вісім електронів.

Тепер зрозуміло, чому молекула нестійка, а молекула He_2 не існує. Це пов'язане з тим, що атому Гідрогену до завершення зовнішнього рівня не вистачає одного електрона. При утворенні молекули H_2 електрони двох атомів поєднуються і електронна конфігурація кожного атома доповнюєтьсядо конфігурації атома Гелію. У той же час в атомі Гелію

зовнішній енер-гетичний рівень вже заповнений, цим атомам просто не потрібні «чужі»електрони.

2. Типи хімічного зв’язку. Молекули зустрічаються в природі головним чином не у вигляді окремих атомів, а у вигляді складних або простих речовин.Лише благородні гази - Гелій, Неон, Аргон, Криптон і Ксеонон знаходяться в природі в атомному стані, що пояснюється стійкістю електронних оболонок атомів благородних газів.У всіх інших простих і складних речовинах атоми пов'язані хімічними силами. Існує кілька типів хімічного зв'язку, найважливіші з них - ковалентний, іонний і металевий.

Електронегативність хімічного елемента - це властивість його атома притягувати спільні з іншим атомом електронні пари. Зі зростанням протонного числа електронегативність хімічних елементів зростає у періодах і зменшується у підгрупах.

1. Хімічні реакції відбуваються між атомами елементів, електронегативності яких різко відрізняються, наприклад, атомами лужних металів і атомами галогенів.

2. Хімічні реакції відбуваються між атомами елементів, електронегативності яких однакові.Така взаємодія спостерігається при утворенні газів (H_2, P_2, Cl_2, O_2, N_2), молекули яких складаються з 2-х однакових атомів.

3. Вступати в хімічні реакції можуть атоми елементів, електронегативності яких відрізняються, але не дуже сильно.Цей випадок є посередником між двома першими крайніми і зустрічаються особливо часто.Прикладами його є утворення молекул водню H_2O, хлородоводорода HCl, метану CH_4, і багатьох інших речовин.

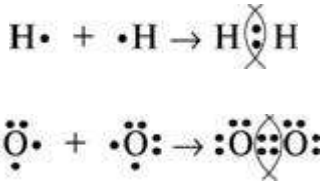
Хімічний зв’язок: ковалентний полярний, неполярний, іонний, водневий металічний.

Усі вони утворюютьсязавдяки усуспільненню або передачі електронів, але між ними існуютьсуттєві відмінності. В залежності від типу атомів, що зв’язуються,

можуть утворюватися різні типи зв’язку, але можна стверджувати, що у всіхметалах існує металічний зв’язок.

2.Ковалентний зв’язок(полярний і неполярний).

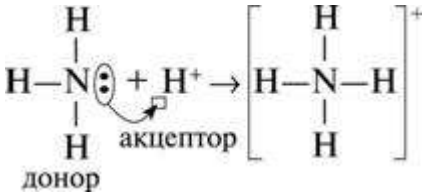
Зв’язок, який здійснюється за допомогою спільних електронних пар, називається ***ковалентним***. Він може виникати між однаковими атомами неметалів, наприклад, H_2, O_2, Cl_2 і такий зв’язок називається ***ковалентним неполярним***:



А може виникати між атомами різних неметалів, наприклад, HCl, H_2O, NH_3 і такий зв’язок називається ***ковалентним полярним***. Полярність зв’язку виникає внаслідок зміщення спільної електронної пари у бік більш електронегативного елемента:

При цьому на атомі більш електронегативного елемента виникає частковий негативний заряд d–, а на атомі менш електронегативного елемента виникає частковий позитивний заряд d+. І молекула перетворюється на диполь.Різновидом ковалентного полярного зв’язку є зв’язок, утворений за донорно-акцепторним механізмом.

Донорно-акцепторним механізмом називається механізм утворення ковалентного зв’язку за рахунок неподільної пари електронів одного атома і вільної орбіталі іншого:



Такий зв’язок є, наприклад, у йонах амонію NH_4^+, гідроксонію H_3O^+.

Спільна електрона пара може утворитись не тільки за рахунок спарювання електронів, що належали орбіталям окремих атомів, а й внаслідок взаємодії неподіленої електронної пари одного атома та вільної орбіталі іншого: A'. + DB -» A: B. Такий механізм називають донорно-акцепторним. Роль донора в разі утворення цього зв'язку може відігравати будь-яка частинка, що має неподілені електронні пари, порівняно великі розміри та надлишковий негативний заряд на поверхні. Зазначеним вимогам відповідають насамперед негативно заряджені іони (аніони) та нейтральні молекули, утворені елементами з великою електронегативністю, передусім киснем і азотом, а також численні їхні похідні — спирти, кислоти, ефіри, аміни тощо. До них належать також сполуки, які містять атоми неметалів з малою електронегативністю (сірка, фосфор, селен тощо), оскільки вони слабко утримують неподілені електронні пари. Навпаки, роль акцепторів зазвичай відіграють малі за розміром частинки, які мають вільні електронні орбіталі на валентних підрівнях, деякий позитивний заряд на поверхні. Найчастіше це — катіони металів або нейтральні атоми. Найпростішим прикладом утворення ковалентного зв'язку за донорно - акцепторним механізмом є взаємодія молекули аміаку або молекули води з катіоном водню:

Чотири зв'язки N—H в утвореному іоні амонію $NH4^+$ так само, як і три зв'язки H—O в іоні гідроксонію H_3O^+, стали цілком рівноцінними між собою незалежно від початкового механізму їх виникнення, тобто ковалентний зв'язок, що утворюється за механізмом спарювання електронів, нічим не відрізняється від зв'язку, утвореного за донорно-акцепторним механізмом. Зауважимо, що внаслідок приєднання іона водню до молекули аміаку атом

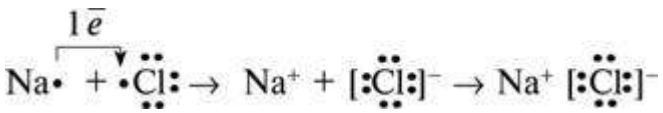
азоту насичує свою валентність і стає чотириковалентним. При цьому він використовує всі свої валентні орбіталі другого енергетичного рівня. Більшого числа ковалентних зв'язків атом азоту утворити не може.

6. Іонний зв’язок - хімічний зв’язок, зумовлений електростатичним притяганням різнойменно заряджених іонів, на які перетворюються атоми внаслідок віддавання або приєднання електронів, називається ***іонним***.

Іонний зв’язок утворюється між атомами таких елементів, які значно

відрізняються за своєю електронегативністю. Це типові метали Na, K, Ca

і типові неметали Cl_2, F_2, O_2.



7.Металічний зв’язок. ***Металічний зв’язок*** – це тип хімічного зв’язку, зумовлений взаємодією валентних електронів (електронного газу) з позитивно зарядженими йонами кристалічних ґраток металів.

Металічний зв’язок є делокалізовним: він не має певної спрямованості, оскільки в його утворенні беруть участь усі атоми й електрони шматка металу.

Водневий зв’язок. ***Водневий зв’язок*** – це приклад міжмолекулярного хімічного зв’язку. Він виникає між атомами Гідрогену однієї молекули і атомом дуже електронегативного елемента іншої молекули. На письмі водневий зв’язок позначається трьома крапками:

$H^{d+} \rightarrow F^{d-} \ldots H^{d+} \rightarrow F^{d-} \ldots H^{d+} \rightarrow F^{d-} \ldots$

Водневий зв’язок відіграє важливу роль під час асоціації молекул, у процесах розчинення, кристалізації, електролітичної дисоціації тощо.

Контрольні питання

1) Чому число відомих молекул у багато разів перевищує число

хімічних елементів?

2) Яка елементарна частинка бере участь в утворенні хімічногозв'язку?

3) Які сили діють у молекулі водню?

4) Чому одні атоми взаємодіють один з одним, а інші — ні?

5) Як пояснити хімічну інертність благородних (інертних) газів?

6) До електронної конфігурації якого інертного газу будуть прагнути атоми Літію, Оксигену, Кальцію, Алюмінію, Хлору? Чи будуть атоми цих елементів віддавати чи приєднувати електрони при утворенні хімічних зв'язків? Запишіть електронні формули атомів цих елементів та їх іонів.

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А. Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 4

Тема4: Закономірності перебігу хімічних реакцій

Мета заняття:

навчальна- ознайомити студентів з впливом різних факторів на перебіг хімічної реакції. Вивчити поняття ентальпії, ознайомити з законом Гесса,оволодіти основними законами, правилами і рівняннями хімічної кінетики; складати кінетичні рівняння для гомогенних і гетерогенних реакцій; розраховувати зміну швидкості реакцій при зміні концентрацій реагуючих речовин і температури; складати вирази для констант рівноваги оборотних гомогенних і гетерогенних реакцій; визначати напрямки зміщення рівноваги при зміні умов існування систем за принципом Ле Шательє;

виховна- виробити уміння вибирати головне, розвивати логічне мислення

розвиваюча-вміти аналізувати, порівнювати, узагальнювати

Тип заняття: засвоєння нових знань

Засоби навчання:підручник,схеми, роздатковй матеріал, комп'ютер

Міжпредметні зв'язки: Біологія, фізика

Методи: складання конспекта, групова робота

Обладнання:періодична система елементів Д. І. Менделєєва, проектор

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.- К. Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційначастина

2.Актуалізація опорних знань.

1)Які ви знаєте типи хімічних реакцій?Які незворотними?

2) Що таке екзо і ендотермічні реакції?

3) Вплив концентрації, температури, тиску на швидкість хімічних реакцій.

4)Вплив каталізаторів на швидкість реакції.

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Необхідність вивчати явище рівноваги оборотних хімічних реакцій обумовлена тим, що ці процеси грають важливу роль у природі і на виробництві. Знання закономірності перебігу дають можливість вибрати оптимальні умови проведення цих процесів.

5. План заняття.

1.Швидкість хімічної реакції.

2.Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

3.Закон діючих мас.

4.Вплив температури на швидкість ракції. Правило Вант - Гоффа. Каталіз

6. Підведення підсумків

*** узагальнення матеріалу**

У чому полягає принцип Ле - Шательє?

В який бік буде зміщуватися рівновага при таких процесах:

а)$2\ SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + Q$; б) $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO - Q$;

в) $2\ NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2 + Q$; г) $PCI_5 \leftrightarrow PCI_3 + CI_2 - Q$ при підвищенні тиску, при підвищенні температури.

*** видача завдання для самостійної роботи студентів**

1. До наведених зворотних рівнянь а), б), в), г)наведіть формули константи рівноваги.

Лекція 4

Тема4: Закономірності перебігу хімічних реакцій

Мета:

навчальна-ознайомити з впливом різних факторів на перебігхімічної

реакції.Вивчити поняття ентальпії, ознайомити з законом Гесса,Оволодіти основними законами, правилами і рівняннями хімічної кінетики; складати кінетичні рівняння для гомогенних і гетерогенних реакцій; розраховувати зміну швидкості реакцій при зміні концентрацій реагуючих речовин і температури; складати вирази для констант рівноваги оборотних гомогенних і гетерогенних реакцій; визначати напрямки зміщення рівноваги при зміні умов існування систем за принципом Ле Шательє;

виховна- виробити уміння вибирати головне, розвивати логічне мислення;

розвиваюча-вміти аналізувати, порівнювати, узагальнювати

Тип заняття: засвоєння нових знань

План

Швидкість хімічної реакції.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

Закон діючих мас.

Вплив температури на швидкість ракції.Правило Вант- Гоффа.Каталіз

Зміст лекції

1. Інтенсивність проходження хімічних реакцій визначається швидкістю, тобто зміною концентрації реагента або продукту реакції за одиницю часу:

де C – молярна концентрація реагента, а t – час. Мінус перед правим членом обумовлений зниженням концентрації реагента в ході реакції. У виразі швидкості реакції за зміною концентрації продукту реакції мінус не ставиться. Отже, швидкість реакції завжди додатня.

Швидкість хімічної реакції залежить від:

- температури: у разі підвищення температури на кожні 10 °C швидкість реакції зростає у два-чотири рази (правило Вант-Гоффа), Для початку

хімічної реакції реагенти повинні мати певний запас енергії. Ця енергія E_a називається енергією активації, тобто це енергія, яку повинні мати молекули, що зіштовхуються, щоб зіткнення привело до хімічного перетворення.

- природи реагентів,
- концентрації реагентів (закон діючих мас),
- опромінення,
- присутності каталізатора

Середня швидкість гомогенних хімічних реакцій – це зміна концентрації речовини за одиницю часу: , де Δc – зміна концентрації речовини, що бере участь у реакції, яка відбувається за час $\Delta\tau$ (знак "–" береться для реагенту, а знак "+" для продукту реакції; ці знаки завжди вибираються так, щоб швидкість була позитивною величиною). Швидкість гомогенної реакції залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрацій (або тиску для газів), температури, наявності каталізатора. Температура є одним із найсильніших чинників, що впливають на швидкість хімічної реакції. Майже завжди (а для елементарних реакцій – беззастережно завжди) швидкість реакції зростає зі збільшенням температури. Для реакцій, що перебігають при температурах, близьких до звичайних, для приблизної оцінки впливу температури на швидкість можна користуватись правилом Вант-Гоффа.

Хімічна кінетика та швидкість хімічних реакцій Свіжовідрізіна скибочка яблука досить швидко на повітрі вкривається коричневою плівкою, а бронзовий пам’ятник у вологому повітрі повільно вкривається нальотом зеленого кольору – основного карбоната купруму. Золоті прикраси зберігають на повітрі свою красу і блиск століттями. Петарда, кинута у полум’я, миттєво вибухає. Цікаво, що з точки зору термодинаміки можливі всі ці процеси, навіть окиснення золота. Просто у них різні швидкості. Для правильного розуміння перебігу хімічної реакції крім енергетичних характеристик (ΔH, ΔS) необхідно також знати основні закономірності її перебігу за певний час, тобто мати дані про

швидкість і механізм процесу. Розділ хімії, який вивчає перебіг хімічних процесів за певний час, називається хімічною кінетикою. Дослідження кінетики хімічних процесів має не тільки теоретичний, а й практичний інтерес. Необхідність врахування кінетичного фактора при розгляді хімічних реакцій можна побачити на прикладі взаємодії кисню і водню. Не звертаючи уваги на те, що реакція $2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O(г)$, $\Delta G = -456{,}4$ кДж характеризується значним зменшенням енергії Гіббса, тобто є можливість самочинного перебігу процесу, за звичайних умов водень і кисень між собою не реагують, а їх суміш може зберігатися будь-який час. При наявності каталізатора чи при нагріванні до ≈ 7000С (ΔG 0 1000 = - 495,3 кДж) суміш реагує дуже швидко, а іноді навіть з вибухом. В обох випадках енергія Гіббса системи майже однакова, а кінетичні особливості різні. Таким, чином від'ємне значення зміни енергії Гіббса є необхідною умовою, але не достатньою. Так, для реакції $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ за стандартних умов $\Delta G < 0$; однак за цих умов, тобто за температури 0°С і парціального тиску 1 атм (101 325 Па), аміак із суміші азоту і водню практично не утворюється, ця реакція йде дуже повільно. Для практичного одержання аміаку треба створити такі умови, щоб реакція відбувалася з достатньою швидкістю. Продуктивність апаратури, яку використовують у хімічній технології, ме- талургії, передусім залежить від швидкості процесів. Є багато інших галузей технології і науки, де швидкості реакцій належить провідна роль. Наприклад, з якою швидкістю згоряє паливо в автомобільному двигуні? Як швидко твердне бетон або нанесений на підлогу лак? Від чого залежить швидкість корозії металу? Вивчення чинників, які впливають на швидкість процесів, визначення оптимальних умов, за яких можна здійснити реакцію добування заданої речовини, є предметом хімічної кінетики. Перш ніж розглядати питання, що таке швидкість реакції, зазначимо, що хімічні реакції можуть відбуватися в гомогенній (однорідній) і в гетерогенній (неоднорідній) системах. Гомогенна система складається з однієї фази, гетерогенна — з кількох фаз. Фазою називають однорідну частину системи, однакову за складом

та властивостями і відокремлену від інших фаз поверхнею поділу. Гомогенні реакції відбуваються в усьому об'ємі системи, гетерогенні – на поверхні поділу фаз. Прикладами гомогенних реакцій є реакції у газових сумішах, розчинах, гетерогенних – взаємодія металів з киснем, розчинами кислот, солей тощо. Хімічні перетворення відбуваються в разі зіткнення молекул, якщо в результаті зіткнення перебудовуються хімічні зв'язки, тобто зв'язки у вихідних молекулах розриваються, а нові зв'язки утворюються. Швидкість хімічних реакцій характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто число елементарних актів взаємодії чи розкладу в одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних дій) чи на одиницю поверхні поділу фаз (для гетерогенних реакцій).

2.Для гомогенних процесів, які здійснюються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміна концентрацій реагуючих речовин чи продуктів реакції за одиницю часу. Зміна концентрацій дорівнює різниці між концентрацією C_2, яка відповідає моменту часу τ_2, і вихідною (початковою) концентрацією C_1 в момент часу τ_1. Концентрація речовин у процесі реакції весь час змінюється, а це впливає на її швидкість, тому слід розглядати миттєву швидкість реакції, тобто швидкість у даний момент часу. Для гомогенних реакцій – це похідна концентрації за часом. $v = \pm \cdot d\tau\ dC$. Оскількі швидкість хімічних реакцій завжди позитивна і характеризується зміною концентрацій реагируючих речовин (C2<C1), то величина ΔC (dC) буде негативною і відношення $\Delta C/\Delta\tau$ ($dC/d\tau$) треба брати з знаком "мінус". Якщо швидкість реакції визначають за зміною концентрації одного з продуктів реакції, то величина ΔC позитивна і відношення $\Delta C/\Delta\tau$ ($dC/d\tau$) необхідно брати із знаком "плюс". Швидкість хімічної реакції дорівнює тангенсу кута нахилу дотичної до кривої залежності концентр.Перш ніж розглядати питання, що таке швидкістьреакції, зазначимо, що хімічні реакції можуть відбуватися в гомогенній (однорідній) і в гетерогенній (неоднорідній) системах. Гомогенна система складається з однієї фази, гетерогенна — з кількох фаз. Фазою називають однорідну частину системи, однакову за складом та властивостями і

відокремлену від інших фаз поверхнею поділу. Гомогенні реакції відбуваються в усьому об'ємі системи, гетерогенні – на поверхні поділу фаз. Прикладами гомогенних реакцій є реакції у газових сумішах, розчинах, гетерогенних – взаємодія металів з киснем, розчинами кислот, солей тощо. Хімічні перетворення відбуваються в разі зіткнення молекул, якщо в результаті зіткнення перебудовуються хімічні зв'язки, тобто зв'язки у вихідних молекулах розриваються, а нові зв'язки утворюються. Швидкість хімічних реакцій характеризує інтенсивність хімічного процесу, тобто число елементарних актів взаємодії чи розкладу в одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних дій) чи на одиницю поверхні поділу фаз (для гетерогенних реакцій). Для гомогенних процесів, які здійснюються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають як зміна концентрацій реагуючих речовин чи продуктів реакції за одиницю часу. Зміна концентрацій дорівнює різниці між концентрацією C_2, яка відповідає моменту часу τ_2, і вихідною (початковою) концентрацією C_1 в момент часу τ_1. Для гомогенних процесів, які здійснюються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції визначають, як зміна концентрацій реагуючих речовин чи продуктів реакції за одиницю часу. Зміна концентрацій дорівнює різниці між концентрацією C_2, яка відповідає моменту часу τ_2, і вихідною (початковою) концентрацією C_1 в момент часу τ_1.

3.Закон діючих мас є основним законом хімічної рівноваги. Його відкрили у 1864-67рр. норвезькі фізико-хімік і математик К.М. Гульдберг і фізико-хімік П. Вааге.

Цей закон має таке формулювання: швидкість хімічної реакції пропорційна добутку молярних концентрацій реагуючих речовин.Закон справедливий тільки для рівноважних систем. Його можна сформулювати ще так: у стані рівноваги відношення добутку концентрацій (точніше активностей) продуктів реакції до добутку концентрацій (активностей) реагуючих речовин є величина стала.Хоча рівновага визначається не масами речовин, що беруть участь у реакції, а їх концентраціями,а ще точніше – активностями речовин у розчині,

Законзбергіісторичнуназву.Дляреакції :$mA+nB$ D $pC+qD$ швидкість прямої реакції $V_1=K_1 \cdot c^m(A) \cdot c^n(B)$, а швидкість зворотної реакції $V_2=K_2 \cdot c^p(C) \cdot c^q(D)$. За умов хімічної рівноваги $V_1=V_2$.Тоді $K_1 \cdot c^m(A) \cdot c^n(B)=K_2 \cdot c^p(C) \cdot c^q(D)$. K_1 і K_2 – константи швидкостей прямої і зворотної реакцій.Константа швидкості реакції – швидкість реакції при концентраціях реагуючих речовин по 1*моль/дм*^{3}.Відношення константи швидкості прямої реакції до константи швидкості зворотної реакції є константа рівноваги хімічної реакції:

$$\frac{K_1}{K_2} = K_p \qquad K_p = \frac{c^p(C) \cdot c^q(D)}{c^m(A) \cdot c^n(B)}$$

Отже, константа рівноваги хімічної реакції є відношення добутку молярних концентрацій продуктів реакції до добутку молярних концентрацій вихідних речовин у ступенях, що відповідають стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції.

Константа хімічної рівноваги є характерною для кожної хімічної реакції величиною, яка не залежить від концентрацій реагуючих речовин.

Константу рівноваги можна виразити більш точно, якщо замість концентрацій c у рівняння ввести величину a – активність компонентів рівноважної системи. Це необхідно для того, щоб наблизити реальний розчин до ідеального, який описується законом Рауля і іншими законами, що випливають із закону Рауля. Ідеальними називаються такі розчини, коли розчинення відбувається без зміни об’єму, тоді теплота розчинення дорівнює нулю.

Для розведених розчинів відхилення від закону Рауля настільки незначне, що ним можна знехтувати. Величина a відповідає законам ідеальних розчинів і зв’язана з концентрацією співвідношенням:

$a=f \cdot c$, де f – коефіцієнт активності.

Числові значення *a* і коефіцієнтів активності *f* залежать від одиниць, в яких виражена концентрація *c*.

$$K_p = \frac{a^p(C) \cdot a^q(D)}{a^m(A) \cdot a^n(B)} \; ;$$

Якщо концентрація виражена в *моль/дм*^{3}, то константа рівноваги позначається K_c.

Рівноважні концентрації, отже і константа *K*, змінюється з температурою, тому завжди необхідно вказувати температуру, при якій вимірювались рівноважні концентрації.

Закон діючих мас встановлює взаємозв'язок між концентраціями

(активностями) реагуючих речовин і продуктів реакції при досягненні стану рівноваги. Незалежно від кількості вихідних речовин, а також від того, чи були присутні продукти реакції у вихідній реакційній суміші, рівноважні концентрації взаємозв'язані таким чином, що вираження константи рівноваги завжди виконується. Якщо відомі константа рівноваги будь-якої реакції при певній температурі і початкові концентрації компонентів системи, то можна розрахувати концентрації всіх компонентів системи, яка знаходиться у стані рівноваги при даній температурі.

Константа хімічної рівноваги є відношення констант швидкостей прямої і зворотної реакцій і показує, у скільки разів пряма реакція йде швидше зворотної за даних умов і за даного добутку концентрацій реагуючих речовин, що дорівнює одиниці. Якщо K_p>1, то швидше йде пряма реакція, якщо K_p<1, то швидше йде зворотна реакція.

Швидкість реакції дорівнює зміні концентрації однієї з реагуючих речовин на одиницю часу. Концентрацію виражають числом молів в 1 л, час – у секундах. Швидкість реакцій залежить від природи реагуючих речовин та

від умов перебігу реакції: концентрації реагентів, температури і присутності каталізаторів (для реакцій за участю твердих речовин – також від ступеня їх подрібнення). Для газів швидкість реакції залежить і від тиску, бо в цьому випадку із зміною тиску змінюється концентрація реагентів.

Уперше точну залежність між швидкістю реакції та концентрацією реагуючої речовини встановив професор Харківського університету М.М. Бекетов у 1865 році, який створив і читав перший курс фізичної хімії, основи якої були закладені М.В. Ломоносовим.

Припустимо, речовина А реагує з речовиною В, утворюючи нову речовину С, тоді швидкість реакції може бути виражена рівнянням:$v = k [A] [B]$,

де k – константа швидкості реакції, що залежить від природи реагуючих речовин (для кожної речовини встановлюється експериментально); А і В – молярні концентрації реагуючих речовин. k – це швидкість реакції між даними речовинами при їх концентраціях, що дорівнюють 1 г моль на 1 л.

Через декілька років після встановлення цього закону М.М.Бекетовим норвезькі вчені Гіульдберг і Вааге встановили ту ж закономірність, замінивши назву "концентрація" величиною, пропорційною їй – "діюча маса". Ось чому цей закон має назву "закону діючих мас": швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин. Відкриття його неправильно приписується Гульдбергу і Вааге.

Для реакцій, в яких беруть участь декілька молекул, концентрації беруться з відповідним показником ступеня. Наприклад, у процесі $2A + B \rightarrow A_2B$ за умови, що реакція не проходить у дві чи декілька стадій:$v = k [A]_2 B$.

Якщо в реакції, крім газу й рідини, бере участь також тверда речовина (гетерогенна - неоднорідна система), концентрація якої постійна, то швид-

кістьреакції змінюється тільки в залежності від концентрації газів або розчинених речовин.

4.При підвищенні температури на кожні 10° С швидкість реакції зростає приблизно в 2-4рази.

Звідси виводиться формула для швидкості реакції при будь-якій температурі:

$$v_к = v_п \gamma^{t_к - t_п}$$

де $v_к$ – швидкість при будь-якійкінцевій (заданій) температурі;

$v_п$ – початкова швидкість;

$t_к$ – кінцева температура, при якій знаходимо швидкість реакції;

$t_п$ – початкова температура;

γ – температурний коефіцієнт реакції.

Правило Вант-Гоффа — емпіричне правило, яке дозволяє в першому наближенні оцінити вплив температури на швидкість протікання хімічної реакції в невеликому температурному інтервалі (зазвичай від 0 °C до 100 °C). Я. Г. Вант-Гофф на основі багатьох експериментів сформулював наступне правило:

При збільшенні температури на кожні 10 градусів константа швидкості гомогенної елементарної реакції збільшується в два-чотири рази.

Правило описується наступним рівнянням:

$$V_2 = V_1 * \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

де — швидкість реакції при температурі — швидкість реакції при температурі , ***температурний коефіцієнт швидкості реакції*** (якщо він, наприклад, дорівнює 2, то швидкість реакції буде збільшуватись в 2 рази при збільшенні температури на 10 градусів).

Правило Вант-Гоффа має обмежену область застосування. Багато реакцій йому не підкоряються, наприклад реакції, що відбуваються при високих

температурах, дуже швидкі та дуже повільні реакції. Правилу Вант-Гоффа також не підкоряються реакції, в яких беруть участь великі молекули, наприклад білки в біологічних системах.

Каталізом називають явище зміни швидкості реакції в присутності речовин - каталізаторів. Реакції, які відбуваються за участю каталізаторів, називають каталітичними.

Каталізатор – це речовина, яка, взаємодіючи з молекулами реагуючих

речовин, збільшує швидкість хімічної реакції і виділяється на наступних

стадіях у хімічно незмінному вигляді. Якщо каталізатором є один із

продуктів реакції, то реакцію називають автокаталітичною, а саме явище автокаталізом. Наприклад, в реакції окислення Fe^{2+} за допомогоMnO_4:

$5Fe^{2+} + MnO_4 + 8H^+ = 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$. Іони Mn^{2+}, що утворюються,

каталізують реакцію.

Каталітичні реакції надзвичайно поширені в природі. Каталітичні процеси широко використовують у промисловості. Виробництво азотної і сірчаною кислот, аміаку, виробництво синтетичного каучуку і т.д. неможливі без каталізаторів. Каталізаторами можуть бути атоми, молекули, іони.

Нижче наведені закономірності каталізу.

1.Каталізатор активно, за рахунок хімічних зв’язків (ковалентних, водневих)

чи електростатичної взаємодії, бере участь в елементарному акті реакції.

Він утворює або проміжну сполуку з одним з учасників реакції

(багатостадійний процес), або активований комплекс з усіма реагуючими

речовинами (одностадійний процес). Після кожного хімічного акту він

регенерується і може вступати у взаємодію з новими молекулами реагуючих речовин.

2. Участь каталізатора в реакції не відбивається на її стехіометрічному рівнянні. Однак у першому наближенні швидкість реакції прямо пропорційна кількості каталізатору.

3. Каталізатор має вибірковість (специфічність) дії, тобто він може змінювати швидкість однієї реакції і не впливати на швидкість іншої. Це можна пояснити тим, що для виникнення хімічного зв'язку потрібно відповідність молекулярних орбіталей реагуючих речовин і каталізатора по енергії і симетрії.

4. Дія каталізатора зводиться до зниження енергії активації і зміні стерічного фактора. Оскільки енергія активації входить у рівняння, що визначає швидкість реакції, у якості показника ступеня, то невелика зміна енергії активації приводить до значного збільшення швидкості реакції (на кілька порядків).

5. При додаванні деяких речовин, називаних промоторами, активність каталізатора зростає; додавання ж інгібіторів зменшує швидкість реакції (роль їх зводиться або до зміни енергії окремих зв'язків у молекулах реагуючих речовин, що ввійшли разом з ними в активний комплекс, або до обриву реакційного ланцюга в ланцюгових реакціях).

Розрізняють каталізи гомогенний і гетерогенний.

Гомогенним називають такий каталіз, коли каталізатор і всі реагуючі речовини складають одну загальну фазу.

Контрольні питання

1.Від яких факторів залежить швидкість хімічної реакції?Наведіть приклади.

2. Який фізичний зміст температурного коефіцієнту в правилі Вант-Гоффа?

3. Які особливості притаманні каталізаторам?

4. Які види каталізу розрізняють?

5. З яких стадій складається гетерогенний каталітичний процес?

6. Що таке каталітична константа швидкості для гомогенних реакцій? Яка її розмірність?

7. Кислотно-основний каталіз.

8. Гомогенний, ферментативний і гетерогенний каталіз.

9. Які основні теорії каталізу ?

10. Що називається енергією активації?

11. Які основні положення теорії активних зіткнень?

12. Який фізичний зміст передекспоненційного множника в рівнянні Арреніуса?

13. Що називається активним комплексом?

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія. За ред.. В. А. Рабіновича- К. Вища школа,1987

2. Методическое руководство по общей химии: Практикум // Сост.: Г.Г. Симулин, Д.Г. Элькенбард, С.Б. Лебедь и др. – Днепропетровск, 1971. – 141 с.

3.Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закл. / О.М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С.В. Іванов. - К.: Пед. преса, 2000. - 784 с.: іл. ISBN 966-7320-13-8

4.Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. - 4-е изд., испр. - М.: Высш. шк., Изд. центр "Академия", 2001. - 743 с., ил.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 5

Тема5: Розчини.

Мета заняття:

навчальна - уточнення та закріплення хімічних понять про речовини та хімічні процеси;

виховна- виробити кмітливість, увагу на занятті;

розвиваюча- мати уявлення про розчини, іх значення для життя людини

Тип заняття: системно узагальнюючий

Засоби навчання: підручник,схеми, роздатковий матеріал

Міжпредметні зв'язки: фізика, біологія

Методи: конспектування,групова робота

Обладнання:періодична система елементів Д. І.Менделєєва.Таблиця розчинності, пам'ятка по розв'язуванні задач.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційна частина

2. Актуалізація опорних знань.

1)Що називається розчином?

2) Які знаєте розчини по кількості речовини в них?

3) Що називається концентрацією?

4) Що показує масова частка речовини в розчині? Формула розрахунку масової частки речовини в розчині.

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

1. Массова частка або об'ємна речовини в розчині w=m реч./mрозч.* 100%, Мрозч = р*v, w= mреч. /v*p

2. Розглянути різні типи задач по темі розчини.

5. План заняття.

1. Розчини.

2.Природа розчинів.

3.Гідратна теорія розчинів Д. І. Менделєєва.

4.Розчини в природі.

5.Вимоги Конституції України до охорони природи.

6. Підведення підсумків

*** узагальнення матеріалу**

1.Що називається % концентрацією?

2.Молярна концентрація.

3. Молярна концентрація еквівалента.

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1. Обчислити масову частку речовини в розчині, що утворюється внаслідок розчинення натрій оксиду масою 93 г у воді масою 507 г.

2. Натрій сульфат масою 8 г розчинили у воді масою 192 г. Обчисліть масову частку натрій сульфату в одержаному розчині.

3. Гідроген хлорид об'ємом 179, 3л розчинили у воді масою 708г. Обчисліть масову частку гідроген хлориду в розчині.

4. Обчисліть масову частку натрій хлориду в розчині, що утворюється внаслідок розчинення 5г натрій хлориду у 245 г.

Лекція 5

Тема 5: Розчини

Мета:

навчальна -уточнення та закріплення хімічних понять про речовини та хімічні процеси,сформувати уявлення про природу розчинів;визначити умови багатокомпонентної системи; ознайомитись з різними типами розчинів;

виховна- виробити кмітливість, увагу, навчити робити висновки;

розвиваюча- мати уявлення про розчини,їх значення для життя людини

Тип заняття: засвоєння нових знань

План.

1. Розчини.
2. Природа розчинів.
3.. Гідратна теорія розчинів Д. І. Менделєєва.
4.Розчини в природі.
5. Вимоги Конституції України до охорони природи.

Зміст лекції

1. Якщо в посудину з водою помістити кристали кухонної солі, цукру або перманганату калію (марганцівки), то ми можемо спостерігати, як кількість речовини поступово зменшується. При цьому вода, в яку були додані кристали, набуває нових властивостей: у неї з'являється солоний або солодкий смак (у разі марганцівки з'являється малинова забарвлення), змінюється щільність, температура замерзання і т.д. Отримані рідини вже не можна назвати водою, навіть якщо вони не відрізняються від води за зовнішнім виглядом (як у випадку з сіллю і цукром). Це – *розчини*.

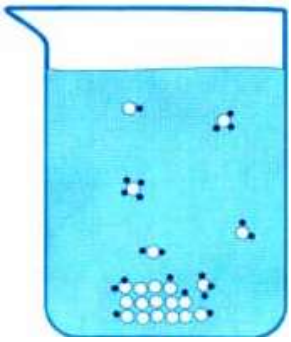
Розчин - однорідна багатокомпонентна система, що складається з розчинника, розчинених речовин і продуктів їх взаємодії.

Розчини нічого не відстоюються і збережуться весь час однорідними. Якщо розчин профільтрувати через самий щільний фільтр, то ні сіль, ні цукор, ні марганцевокислого калій не вдається відділити від води. Отже, ці речовини у воді роздроблені до найбільш дрібних частинок - молекул. Молекули можуть знову зібратися в кристали тільки тоді, коли ми випарувати воду. Таким чином, розчини - це молекулярні суміші.

2.За агрегатним станом розчини можуть бути рідкими (морська вода), газоподібними (повітря) або твердими (багато сплави металів). Розміри частинок в істинних розчинах - менше 10^{-9} м (порядку розмірів молекул).

Розчин складається з розчинника і розчиненої речовини. У наведених прикладах розчинником є вода, але не завжди обов'язково вода є розчинником. Наприклад, можна отримати розчин води і сірчаної кислоти. Тут розчинником буде кислота. Можна приготувати і розчини кислоти у воді.

З двох або кількох компонентів розчину розчинником є той, який взятий в більшій кількості і має той же агрегатний стан, що й розчин в цілому. Розглянемо, як відбувається розчинення речовин. Для цього понаблюдаем, як розчиняється доданий в чай цукор. Якщо чай холодний, то цукор розчиняється повільно. Навпаки, якщо чай гарячий і розмішується ложечкою, то розчинення відбувається швидко. Потрапляючи у воду, молекули цукру, що знаходяться на поверхні кристалів цукрового піску, утворюють з молекулами води донорно-акцепторні (водневі) зв'язку. При цьому з одного молекулою цукру зв'язується кілька молекул води. Тепловий рух молекул води змушує пов'язані з ними молекули цукру відриватися від кристала і переходити в товщу молекул



розчинника Рис. 1. Молекули цукру (білі кружечки), що знаходяться на поверхні кристала цукру, оточені молекулами води (темні кружечки). Між молекулами цукру і води виникають водневі зв'язки, завдяки яким молекули

цукру відриваються від поверхні кристала. Молекули води, не пов'язані з молекулами цукру, на малюнку не показані.

Молекули цукру, що перейшли з кристала у розчин, можуть пересуватися по всьому об'єму розчину разом з молекулами води завдяки тепловому руху. Це явище називається *дифузією.* Дифузія відбувається повільно, тому близько поверхні кристалів знаходиться надлишок вже відірваних від кристала, але ще не дифундувати в розчин молекул цукру. Вони заважають новим молекулам води підійти до поверхні кристала, щоб зв'язатися з його молекулами водневими зв'язками. Якщо розчин перемішувати, то дифузія відбувається інтенсивніше і розчинення цукру йде швидше. Молекули цукру розподіляються рівномірно і розчин стає однаково солодким по всьому об'єму.

Кількість молекул, які здатні перейти в розчин, часто обмежена. Молекули речовини не тільки залишають кристал, але і знову приєднуються до кристалу з розчину. Поки кристалів відносно небагато, більше молекул переходить в розчин, ніж повертається з нього - йде розчинення. Але якщо розчинник знаходиться у контакті з великою кількістю кристалів, то число йдуть і повертаються молекул стає однаковим і для зовнішнього спостерігача розчиненняприпиняється.

3.Розчини діляться на ненасичені, насичені і перенасичені.

Насиченим розчином називається розчин, що знаходиться в динамічній рівновазі з твердою речовиною, яка розчиняється. Під динамічною рівновагою розуміють те, що зрівнюються швидкості двох процесів: переходу розчиненої речовини в розчин і випадіння його з розчину. Іншими словами, насичений розчин характеризується строго певним змістом розчиненої речовини в фіксованій кількості розчинника при даній температурі.

Наприклад, якщо помістити 50 г NaCl в 100 г H_2O, то при 20 ° С розчиниться тільки 36 г солі.

Ненасичений розчин - розчин, що містить менше речовини,ніж в насиченому розчині. Помістивши в 100 г води при 20 º С менше 36 г NaCl, ми отримаємо ненасичений розчин.

Перенасичений розчин - розчин, що містить більше розчиненої речовини, ніж насичений. Такий розчин знаходиться в нестастабільній (нестійкій) рівновазі. Про його нестійкість говорить те, що при будь-якому фізичному впливі на нього, наприклад, струшуванні або освітленні в розчині центру кристалізації шляхом внесення кристала, надлишок розчиненої речовини миттєво випадає в осад: відбувається кристалізація речовини з пересиченого розчину.

При нагріванні суміші солі з водою до 100 ^{0} С відбудеться розчинення 39,8 г NaCl в 100 г води. Якщо тепер видалити з розчину неразчинну сіль, а розчин обережно охолодити до 20 º С,то надмірна кількість солі не завжди випадає в осад. У цьому випадку ми маємо справу з перенасиченим розчином. Помішування, струшування, додавання крупинок солі може викликати кристалізацію надлишку солі і перехід в насичене стійкий стан.

Залежно від вмісту розчиненого речовини розчини також поділяються на концентровані і розбавлені. Ці поняття не треба плутати з поняттями насичених і ненасичених розчинів. Розчин може бути насиченим, але в той же час і розведеним. Прикладом цього можуть служити розчини всіх важкорозчинних солей. Наприклад, розчин сульфату барію, отриманий зливанням розчинів хлориду барію та сульфату натрію і навпаки, концентрований розчин необов'язково буде насиченим. Прикладом такого розчину є 90%-ний розчин сірчаної кислоти.

Розчинення як фізико-хімічний процес .

У процесі розчинення, частинки (іони або молекули) розчиняються в речовині під дією хаотично рухаючих часток розчинника і переходять в розчин, утворюючи якісно нову однорідну систему.

Розчинення речовин супроводжується тепловим ефектом: виділенням, або поглинанням теплоти - залежно від природи речовини. При розчиненні у воді, наприклад, гідроксиду калію, сірчаної кислоти спостерігається сильне розігрівання розчину, тобто виділення теплоти, а при розчиненні нітрату амонію - сильне охолодження розчину, тобто поглинання теплоти. У першому випадку здійснюється ***екзотермічний процес*** (H <0), у другому - ***ендотермічний*** (ΔH> 0). ***Теплота розчинення*** **Δ *H*** - це кількість теплоти, що виділяється або поглинається при розчиненні 1 моль речовини. Так, для гідроксиду калію $H^0_{роз.}$ = -55,65 кДж / моль, а для нітрату амоніюН $^0_{роз.}$ =+26,48кДж/моль.

Теплота розчинення - алгебраїчна сума теплових ефектів всіх ендо-та екзотермічних стадій процесу. Найбільш значними серед них є:

- Ендотермічні процеси - руйнування кристалічної решітки, розриви хімічних зв'язків у молекулах;
- Екзотермічні процеси - утворення продуктів взаємодії розчиненої речовини з розчинником (гідрати) і ін.

Якщо енергія руйнування кристалічної гратки менше енергії гідратації розчиненої речовини, то розчинення йде з виділенням теплоти (спостерігається розігрівання). Якщо енергія руйнування кристалічної гратки більше енергії гідратації, то розчинення протікає з поглинанням теплоти.

Розчини утворюються при взаємодії розчинника і розчиненої речовини. Процес взаємодії розчинника і розчиненої речовини називається сольватацією (якщо розчинником є вода - гідратацією).

У результаті хімічної взаємодії розчиненої речовини з розчинником утворюються сполуки, які називають сольватами (або гідратами, якщо розчинником є вода). Утворення таких сполук ріднить розчини з хімічними сполуками.

Сольвати (гідрати) утворюються за рахунок донорно-акцепторної, іон-дипольної взаємодії, за рахунок водневих зв'язків, а також дисперсійної

взаємодії (у разі розчинів споріднених речовин, наприклад бензолу і толуолу).

Особливо схильні до гідратації (з'єднанню з водою) іони. Іони приєднують полярні молекули води, в результаті утворюються гідратовані іони. Тому, наприклад, в розчині іон міді (II) блакитний, в безводному сульфаті міді він безбарвний. Багато хто з таких з'єднань неміцні і легко розкладаються при виділенні їх у вільному вигляді, однак у ряді випадків утворюються міцні з'єднання, які можна легко виділити з розчину кристалізацією. При цьому випадають кристали, що містять молекули води. Кристалічні речовини, що містятьмолекуливоди,називаються кристалогідратами, а вода, що входить до складу кристалогідратів, називається кристаллизационной. Кристалогідрат є багато природні мінерали. Ряд речовин (у тому числі і органічних) виходять в чистому вигляді лише у формі кристалогідратів. Таким чином, розчинення - не тільки фізичний, але й хімічний процес.

4. Роботи Д.І. Менделєєва з органічної хімії становлять великий інтерес і у свій час відіграли певну роль у розвитку як теорії, так і практики досліджень органічних сполук. При ретельному вивченні властивостей водних розчинів сірчаної кислоти, водних розчинів спиртів та інших систем Д.І. Менделєєв вперше встановив значення хімічного взаємодії між молекулами компонентів в розчинах. Вчений розглядав розчини як нестійкі хімічні сполуки постійного складу, що знаходяться в стані часткового дисоціації. Цими дослідженнями було покладено початок створення хімічної теорії розчинів на противагу фізичним теоріям, хоча Д.І. Менделєєв враховував і фізичні фактори в процесі розчинення. Але все ж він процес розчинення розглядав перш все як хімічний процес. Роботи Д.І. Менделєєва по розчинів охоплюють період майже в півстоліття. У цих дослідженнях вчений висуває ідею про хімічний характер розчинення. При цьому зазначає, що в розчині утворюється з'єднання між розчинявся речовиною і розчинником. Склад цих речовин залежить від зміни температури і концентрації. Такі з'єднання він назвав гідратами у випадках водних розчинників, а в більш загальній формі - сольватами. Подальший

розвиток теорії електролітичної дисоціації показав, що ця теорія може розвиватися тільки на основі гідратної теорії Д.І. Менделєєва. З роботою про розчини тісно пов'язане й інше відкриття Д.І. Менделєєва - критична температура. Відомо було, що, підвищуючи тиск і знижуючи температуру, можна приводити деякі гази в рідкий стан. У сімдесятих роках Д. І. Менделєєв відкрив, що для кожного газу є межа - критична температура, вище якої газ не може бути скраплений. Він назвав цю критичну температуру абсолютною температурою кипіння.Сам вчений вважав свої дослідження в даній області одними з найбільш значимих.

5. **Громадяни України зобов'язані:**

а) берегти природу, охороняти, раціонально використовувати її багатства відповідно до вимог законодавства про охорону навколишнього природного середовища;

б) здійснювати діяльність з додержанням вимог екологічної безпеки, інших екологічних нормативів та лімітів використання природних ресурсів;

в) не порушувати екологічні права і законні інтереси інших суб'єктів;

г) вносити плату за спеціальне використання природних ресурсів та штрафи за екологічні правопорушення;

д) компенсувати шкоду, заподіяну забрудненням та іншим негативним впливом на навколишнє природне середовище.

Громадяни України зобов'язані виконувати й інші обов'язки у галузі охорони навколишнього природного середовища відповідно до законодавства України.

Використання природних ресурсів в Україні здійснюється в порядку загального і спеціального використання природних ресурсів. Законодавством України громадянам гарантується право загального використання природних

ресурсів для задоволення життєво необхідних потреб (естетичних, оздоровчих, рекреаційних, матеріальних тощо) безоплатно, без закріплення цих ресурсів за окремими особами і надання відповідних дозволів, за винятком обмежень, передбачених законодавством України. В порядку спеціального використання природних ресурсів громадянам, підприємствам, установам і організаціям надаються у володіння, користування або оренду природні ресурси на підставі спеціальних дозволів, зареєстрованих у встановленому порядку, за плату для здійснення виробничої та іншої діяльності, а у випадках, передбачених законодавством України, - на пільгових умовах.

Контрольні питання

1.Що таке розчин? З яких компонентів він складається?

2.Класифікація розчинів?

3. Залежно від вмісту розчиненої речовини розчини поділяються?

4. Які процеси називаються ендо і екзо термічні?

5.Коли у розчині утворюються сальвати?

6. Що таке кристалогідрати?

7. Вимоги Конституції України?

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросі и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 6

Тема6: Теорія електролітичної дисоціації. Гідроліз солей.

Мета заняття:

навчальна - углибити знання студентів про розчини при електропровідності водних розчинів електролітів, а також механізм дисоціації, гідроліз солей;

виховна - продовжити виховувати спостережливість, естетичні почуття, формувати культуру хімічного мовлення, спілкування в колективі та з викладачем, виховувати в студентів інтерес до предмету хімії;

розвиваюча - продовжити розширювати уявлення студентів про розчини і їх значення; формування у студентів прийомів розумової діяльності; розвивати спостережливість під час проведення демонстраційного експерименту;розвиток пізнавального інтересу.

Тип заняття: засвоєння нових знань

Засоби навчання: підручник,схеми, роздатковий матеріал.

Міжпредметні зв'язки : фізика, біологія

Методи : конспектування, творчі завдання, тестування

Обладнання: періодична система елементів Д. І. Менделєєва. Таблиця розчинності,пам'ятка по розв'язуванні задач. Картки для складання іонних рівнянь(ігровий момент),матеріали і обладнання для демонстрацій реакцій.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційначастина

2.Актуалізація опорних знань.

1)Основні положення теорії електролітичної дисоціації.

2)Електроліти, неелектроліти L і K дисоціації. Сила електроліту.

3) Шо таке гідроксоній?

4) Дати визначення катіонам і аніонам.Їх значення.

5) Забарвлення індикаторів в залежності від середовища (демонстрації)

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

При змішуванні розчинів різних речовин відбувається взаємодія між іонами або не відбувається, що знаходяться в розчині.Як визначити чи вступили во взаємодію іони ? Ми з вами і повинні дослідити.Ознайомитись з умовами ,за яких реакції обміну ідуть до кінця?

5. План заняття.

1. Механізм розчинення у воді речовин з різним характером зв'язків.

2.Теорія електролітичної дисоціації.

3.Дисоціація води. Водневий показник.

4. Дисоціація основ, кислот, солей:

а) ступінчаста дисоціація;

б) амфотерні гідроксиди.

5. Ступінь дисоціації:

а) сильні і слабкі електроліти;

б) константа дисоціації

6.Реакції обміну між електролітами. Умови необоротності реакцій між електролітами.

6.Підведенняпідсумків

***узагальнення матеріалу**

1.Складіть рівняння реакцій у молекулярній і іонній формі, що відповідають скороченим іонним рівнянням:

а) $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$;б) $Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS$; в) $SiO_3 + 2H^+ \rightarrow H_2SiO_3$;

г) $CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2$

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1.Написати рівняння реакцій у молекулярній і іонній формах за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

$CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} \rightarrow CaSO_4$

2.Брайко. Дидактичний матеріал(Завдання за варіантами).

Лекція 6

Тема 6 Теорія електролітичної дисоціації. Гідроліз солей.

Мета:

навчальна - углубити знання студентів про розчини при електропроводності водных розчинів електролітів, а також механізма дисоціаціі, гідроліза солі;

виховна-продовжити виховувати спостережливість, естетичні почуття;формувати культуру хімічного мовлення, спілкування в колективі та з викладачем, виховувати в студентів інтерес до предмету хімії;

розвиваюча - продовжити расширювати уявлення студентів про розчини і їх пізнавальну діяльність; формування у студентів прийомів розумової діяльності; розвиток спостережливості під час проведення демонстраційного експерименту; розвиток пізнавального інтересу

Тип заняття: засвоєння нових знань

План

1. Механізм розчинення у воді речовин з різним характером зв'язків.
2. Теорія електролітичної дисоціації.
3. Дисоціація води.Водневий показник.
4.Дисоціація основ, кислот, солей.

а) ступінчаста дисоціація.

б) амфотерні гідроксиди.

5. Ступінь дисоціації.

а) сильні і слабкі електроліти.

б) Константа дисоціації.

6. Реакції обміну між електролітами. Умови необоротності реакцій між електролітами.

Зміст лекції

1. Згідно положень теорії Арреніуса при розчиненні у воді електроліти розпадаються на позитивно і негативно заряджені іони – ***катіони***, до них належать іони металів і водню.

Негативно заряджені іониназиваються ***аніонами***; до них належать іони кислотних залишків і гідроксильні іони. Як і молекули розчинника, іони в розчині перебувають у стані невпорядкованого теплового руху.

Процес електролітичної дисоціації зображають, користуючись хімічними рівняннями. Наприклад, дисоціація HCl виразиться рівнянням:

$$HCl \Leftrightarrow H^+ + Cl^-$$

Основоположники теорії електролітичної дисоціації стверджували, що розчинена речовина і розчинник не взаємодіють. Як прихильник фізичної теорії розчинів, Арреніус припускав, що в розчині іони поводять себе подібно до молекул газу і тому властивості розчиненої речовини можна описати газовими законами. Справді, в розбавлених розчинах, де взаємодія між іонами внаслідок значних відстаней між ними виявляється незначною мірою, майже не спостерігались відхилення від теоретично очікуваних величин. Так, ізотонічний коефіцієнт для розбавлених розчинів електролітів, які дисоціюють на два іони наближався до 2, що й передбачалося теорією. Проте, для концентрованих електролітів значення ізотонічного коефіцієнта значно менше, ніж 2, при збільшенні концентрації електроліту стають ще більш поліпшеними відхилення значення ізотонічного коефіцієнта від теоретичної величини. Це свідчить про те, що із збільшенням концентрації розчину посилюється електростатична взаємодія між іонами і при цьому досягається деяка впорядкованість у розподілі іонів у розчині.

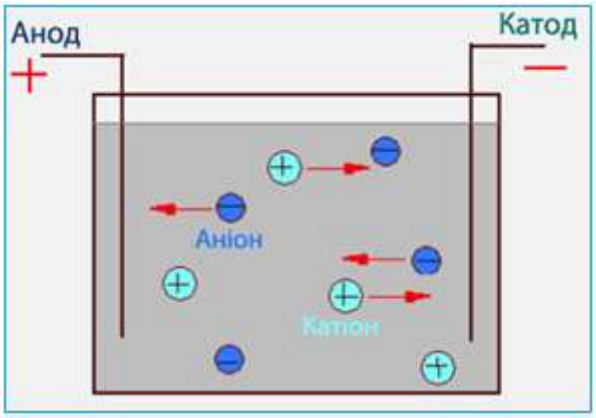
Теорії Арреніуса протистояла хімічна або гідратна теорія розчинів Менделєєва, в основі якої лежало уявлення про взаємодію розчиненої речовини з розчинником. Російський фізхімік І.О. Каблуков об’єднав фізичну і хімічну теорію розчинів і вперше висловив припущення про гідратацію іонів. Іони

утворюють з водою (коли вода є розчинником) нестійкі сполуки – гідратовані іони. Отже, при розчиненні електролітів:

- Молекули розщеплюються на іони;
- Іони взаємодіють з молекулами розчинника.

При цьому обидва процеси – дисоціація і гідратація – відбуваються одночасно.

Схеми розчинення іонного кристала і дисоціації полярної молекули у полярному розчиннику. Молекули полярного розчинника (диполі), що притяглися до кінців полярної молекули, спричиняють розходження її полюсів – поляризують молекулу, внаслідок чого вона розпадається на іони.



При розпаданні на іони кислот утворюються іони гідроксонію:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Гідроксоній

Отже, в водному розчині іони оточені певною кількістю дипольних молекул води (гідратовані іони, або в інших розчинниках сольватовані іони), які разом з іонами беруть участь у тепловому русі.

Екзотермічний ефект гідратації (сольватації) іонів має компенсувати затрату енергії, необхідної для руйнування кристалічної решітки речовини.

За рахунок енергії іон-дипольної взаємодії найпростіші іони із структурою благородних газів, наприклад, Li^+, Mg^{2+}, утворюють стійку гідратну оболонку, яка залежно від заряду і радіуса іона містить 4 – 8 молекул розчинника. Для катіонів d- і f- елементів, які мають вільні орбіталі і можуть бути акцепторами,

забудова першої сольватної оболонки відбувається за донорно-акцепторним механізмом, оскільки розчинник є донором вільної пари електронів. При цьому кількість приєднаних до катіона молекул розчинника залежить від його координаційного числа, від розміру і геометрії молекули розчинника.

Аніони сольватуються (гідратуються) переважно завдяки іон-дипольній взаємодії між негативнозарядженими аніонами і позитивним полюсом диполя молекули розчинника.

Ентальпія сольватації аніонів, як правило, менша ентальпії сольватації катіонів.

Утворення великих за розміром гідратованих або сольватованих іонів заважає останнім при їх зіткненні у розбавлених розчинах знову утворювати молекули вихідних речовин.

Сила взаємодії міжпротилежно зарядженими іонами послаблюється також тому, що в розчинниках з великими значеннями діелектричної проникності Е енергія електростатичної взаємодії в Е разів менша, ніж у вакуумі, де Е = 1. у розчинниках, які мають великі значення Е, наприклад у воді (Е = 81), мурашиній кислоті (Е = 56), рідкому ціановодні (Е = 95), електроліти дисоціюють значно краще, ніж у розчинниках з малими Е. Але не завжди за величиною діелектричної проникності розчинника можна робити висновок про його дисоціюючу здатність, хоч і є загальна закономірність між величиною Е розчинника і здатністю електроліту до дисоціації – правило Томсона - Нернста - Каблукова: ***чим більше значення Е середовища, тим краще дисоціює електроліт.***

3.Вода як слабкий електроліт незначною мірою дисоціює на йони H^+ і OH, що перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами:$H_2O \leftrightarrow H^+ +$ OH. Концентрацію йонів звичайно виражають у молях йонів в 1 л. Як видно з рівняння дисоціації води, у ній величини $[H^+]$ і $[OH^-]$ однакові. Експериментально встановлено, що в одному літрі води при кімнатній температурі (22° С) дисоціації піддається лише 10^{-7} мольводи і при цьому

утворюється 10^{-7} моль/лйонів H^+ і 10^{-7} моль/л йонів OH^-. Добуток концентрації йонів Гідрогену і гідроксид-іонів у воді називається *йонним добутком* води (позначається K_B). При певній температурі K_B – величина стала, чисельно дорівнює при 22ºС 10^{-14}: $K_B = [H^+]\ [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$.Сталість добутку $[H^+]\ [OH^-]$ означає, що в будь-якому водному розчині ні концентрація йонів Гідрогену, ні концентрація гідроксид-іонів не може дорівнювати нулю. Іншими словами, будь-який водний розчин кислоти, основи або солі містить як H^+, так і OH^- – іони. Дійсно, для чистої води $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л. Якщо у воду добавити кислоту, то $[H^+]$ стане більшою, ніж 10^{-7}, а $[OH^-]$ – меншою, ніж 10^{-7} моль/л. І навпаки, якщо у воду добавити луг, то $[H^+]$ стане меншою, ніж 10^{-7}, а $[OH^-]$ – більшою, ніж 10^{-7} моль/л. Із сталості добутку $[H^+]\ [OH^-]$ випливає, що при збільшенні концентрації одного з йонів води відповідно зменшується концентрація іншого йона. Це дозволяє обчислити концентрацію H^+– іонів, якщо відома концентрація OH^-– іонів, і навпаки. Наприклад, якщо у водному розчині $[H^+] = 10^{-3}$ моль/л, то [OH-] визначатиметься так:

$$[OH^-] = K_B / [H+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Отже, кислотність і основність розчину можна виражати через концентрацію або йонів H^+, або йонів OH^-. На практиці користуються першим способом. Тоді для нейтрального розчину $[H^+] = 10^{-7}$, для кислого $[H^+] > 10^{-7}$, для лужного $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л. Щоб уникнути незручностей, зв'язаних із застосуванням чисел з від'ємними показниками ступеня, концентрацію йонів Гідрогену прийнято виражати через водневий показник, що позначається символом *pH* (читається «пе-аш»).

Водневим показником pH називається десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену, взятий з протилежним знаком: $pH = -\lg [H^+]$ або$[H^+] = 10^{-pH}$, де $[H^+]$ – концентрація йонів Гідрогену, моль/л.

Поняття «водневий показник» було введене датським хіміком Серенсеном у 1909 р.: буква «*p*» – початкова буква датського слова *potenz* – математичний ступінь, буква «*H*» – символ Гідрогену. За допомогою *pH* реакція розчинів характеризується так: нейтральна – *pH* = 7, кисла –*pH* <7,лужна –*pH* >7.

ао

Реакцію розчинів можна виразити схематично у вигляді *шкали pH*.

З усього цього можна зробити висновок, що, чим менший *pH*, тим більша концентрація йонів H^+, тобто вища кислотність середовища; і навпаки, чим більший *pH*, тим менша концентрація йонів H^+, тобто вища основність середовища.

Наведемо значення *pH* деяких найбільш відомих розчинів і зазначимо відповідну їм реакцію середовища: шлунковий сік – *pH* = 1,7 (сильнокисла реакція), торф'яна вода – *pH* = 4 (слабкокисла), дощова вода – *pH* = 6 (слабкокисла), водопровідна вода – *pH* = 7,5 (слабколужна), кров – *pH* = 7,4 (слабколужна), слина – *pH* = 6,9 (слабкокисла), сльози – *pH* = 7 (нейтральна).

Винятково велика роль *pH* у найрізноманітніших явищах і процесах – і в природі, і в техніці. Багато виробничих процесів у хімічній, харчовій, текстильній та інших галузях промисловості відбуваються лише при певній реакції середовища. Приблизне визначення *pH* у водних розчинах проводять за допомогою хімічних індикаторів, які змінюють свій колір у певному інтервалі значень *pH*.

4.**Дисоціація основ, кислот, солей.**Водні розчини солей, кислот і підстав володіють певною особливістю - вони проводять електричний струм. При

цьому безводні тверді солі та основи, а також безводні кислоти струму не проводять; майже не проводить струму і чиста вода. Очевидно, що при розчиненні у воді подібні речовини піддаються якимось глибоким змінам, які і обумовлюють електропровідність одержуваних розчинів. Наприклад, при проходженні струму через розчин сірчаної кислоти, відбувається розкладання води на складові частини - водень і кисень, що виділяються на пластинах, з'єднаних відповідно з негативним і позитивним полюсами батареї. Такого роду розчини, що розкладаються хімічно при проходженні через них струму, будемо називати електролітами, а сам процес розкладання речовини електричним струмом - електроліз.Можна сказати, що електроліти - це речовини, в яких в помітною концентрації присутні іони, що зумовлюють проходження електричного струму (іонну провідність). Електроліти також мають назву провідників другого роду.

У вузькому сенсі слова електроліти - речовини, молекули яких у розчині, внаслідок електролітичної дисоціації, розпадаються на іони. Серед електролітів розрізняють тверді, розчини електролітів і іонні розплави. Розчини електролітів часто також називають електроліти. Залежно від виду розчинника електроліти діляться на водні та електроліти неводні. До особливого класу належать високомолекулярні електроліти - поліелектроліти.

У відповідності з природою іонів, що утворюються при електролітичної дисоціації водних розчинів, виділяють сольові електроліти (у них відсутні іони Н + і ОН -), кислоти (переважають іони Н +) і основи (переважають іони ОН -). Якщо при дисоціації молекул електролітів число катіонів збігається з числом аніонів, то такі електроліти називають симетричними (1,1 - валентними, наприклад, КС l, 2,2-валентними, наприклад, $CaSO_4$, і т.д.). В іншому випадку електроліти називають несиметричними (1,2-валентні електроліти, напр. H_2SO_4, 3,1-валентні, наприклад, А1 $(OH)_3$, і т.д.). Залежно від здатності до електролітичної дисоціації електроліти умовно поділяють на

сильні і слабкі. Слабкі електроліти характеризуються, перш за все, константою та ступенем дисоціації, а сильні активністю іонів.

Молекули слабких електролітів лише частково дисоційований на іони, які знаходяться у динамічній рівновазі з недіссоціірующімі молекулами. До слабких електролітів відносяться багато органічні кислоти і підстави у водних і неводних розчинниках. Ступінь дисоціації залежить від природи розчинника, концентрації розчину, температури та інших факторів (<1). Один і той же електроліт при однаковій концентрації, але в різних розчинниках утворює розчини з різним ступенем дисоціації. У розчинах слабких електролітів встановлюється рівновага між недиссоциированной молекулами та продуктами їх дисоціації - іонами. Наприклад, у водному розчині оцтової кислоти встановлюється рівновага

Ступенем дисоціації а електроліту називається частка його молекул, які зазнали дисоціації, тобто відношення числа молекул, що розпалися у цьому розчині на іони, до загального числа молекул електроліту в розчині.

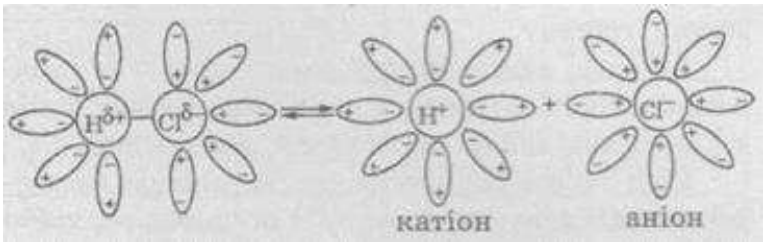
У разі електроліту МХ, дисоціюють на іони М + і Х -, константа і ступінь дисоціації пов'язані співвідношенням (закон розведення Оствальда).

Якщо ступінь дисоціації значно менше одиниці, то при наближених обчисленнях можна прийняти, що 1 - а 1.

Дисоціаціяя кислот. При дисоціації кислот завжди утворюються іони гідрогену Н, які зумовлюють найважливіші властивості кислот (кислий смак, дія на індикатори, взаємодіють з основами тощо):

$HNO_3 <=> H^+ + NO_3^-$ Нітратна кислота

$HClO <=> H^+ + ClO^-$ Хлорноватистакислота



Мал. 1 Дисоціація кислоти HCl

Інших катіонів, крім іонів гідрогену, при дисоціації кислот не утворюється.

Число іонів гідрогену, яке може утворюватися при розщепленні однієї молекули кислоти, визначає ***основність кислоти.***

Дисоціація гідроксидів. Гідроксиди дисоціюють на позитивно зарядженні іони металів та негативно зарядженні гідроксогрупи. Наприклад:

$$Ca(OH)_2 = CaOH^+ + OH^- \quad CaOH^+ = Ca^{2+} + OH^-$$

Дисоціація солей. Солі — це електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) й аніони кислотних залишків, наприклад: $KNO_3 <=> K^+ + NO_3^-$; $NH4Cl <=> MH_4 + Cl^-$

Розрізняють кілька типів солей: середні, кислі й основні.

Середні солі дисоціюють в одну стадію, наприклад:

$CaCl_2 <=> Ca^{+2} + 2Cl^-$; $Fe_2(SO_4)_3 <=> 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

В результаті утворюються тільки катіон металу й аніони кислотного залишку.

Кислі солі дисоціюють по стадіям: на першій стадії відщеплюється катіон металу від кислотного залишку, а потім кислотний залишок дисоціює як кислота. Наприклад: $KHCO_3 = K^+ + HCO_3^-$ $HCO_3^- = H^+ + CO_3^{2-}$

Основні солі дисоціюють теж по стадіям: на першій стадії відщеплюється кислотний залишок від залишка основи, а потім залишок основи дисоціює як основа. Наприклад: $CaOHCl = CaOH^+ + Cl^-$ $CaOH^+ = Ca^{2+} + OH^-$

5.**Ступінь дисоціації — це відношення кількості молекул електроліту, що розпалися на йони (n), до загальної кількості розчинених молекул (N).**

α = (кількість молекул речовини, що розпалися на йони) / (загальна кількість молекул речовини) або $\alpha = n / N$.

Ступінь дисоціації електроліту виражається в частках одиниці або у відсотках. Якщо $\alpha \rightarrow$ 0% (або до 0), дисоціація практично відсутня, а якщо $\alpha \rightarrow$ 100% (або до 1), то практично всі молекули електроліту розпадаються на йони. Якщо α = 74%, то це показує, що зі 100 молекул даного електроліту 74 розпалися на йони, а 100 – 74 = 26 молекул не розпалися.

Різні електроліти мають різний ступінь дисоціації. Ступінь дисоціації залежить від концентрації розчину і температури. При розведенні розчину і підвищенні температури ступінь дисоціації збільшується, оскільки дисоціація електроліту проходить більш повно. За ступенем дисоціації електроліти поділяють на сильні, середні і слабкі. Якщо α більше 30%, такі електроліти називають сильними. Сильні електроліти при розчиненні у воді повністю дисоціюють на йони. До сильних електролітів належать: більшість солей, багато мінеральних кислот (H_2SO_4, HNO_3, HCl), луги. Якщо α менше 30%, але більше 3%, такі електроліти називаються середніми. Середні електроліти при розчиненні у воді не повністю дисоціюють на йони. До середніх електролітів належать деякі мінеральні кислоти (H_3PO_4, HF). Якщо α менше 3%, такі електроліти називаються слабкими. Слабкі електроліти при розчиненні у воді лише частково дисоціюють на йони. До слабких електролітів належить

більшість органічних кислот, деякі мінеральні кислоти (HClO, HCN), ряд основ, у т.ч. NH_4OH. Вода також є слабким електролітом.

Константа дисоціації. Поділ електролітів на сильні та слабкі в залежності від ступеня дисоціації є умовним, оскільки величина а залежить від багатьох факторів (див. ступінь дисоціації) і може змінюватись у широких межах. Тому з цією метою використовують константу іонізації (дисоціації). Запишемо схему дисоціації електроліту загальної формули KtAn:

$$KtAn \leftrightarrow Kt^{+} + An^{-}$$

Константа рівноваги цього процесу, згідно із законом дії мас, описується рівнянням:

$$K = \frac{[Kt^{-}][An^{-}]}{[KtAn]}$$

Константа іонізації (дисоціації) К – константа рівноваги процесу дисоціації електроліту.

Константа дисоціації слабких електролітів залежить від температури, природи електроліту, розчинника і не залежить від концентрації.

Чим більше значення К, тим сильніше дисоціює електроліт, і тим сильнішою є відповідна кислота або основа.

Якщо електроліт дисоціює ступінчато, то K_i визначають для кожного ступеня, а загальне значення Kдорівнює добутку ступінчатих K_i:

$H_3PO_4 \leftrightarrow H^{+} + H_2PO_4^{-}$; $K_1 = \frac{[H^{+}][H_2PO_4^{-}]}{[H_3PO_4]} = 7{,}6 \cdot 10^{-3}$

$H_2PO_4^{-} \leftrightarrow H^{+} + HPO_4^{2-}$; $K_2 = \frac{[H^{+}][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^{-}]} = 5{,}9 \cdot 10^{-8}$

$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^{+} + PO_4^{3-}$; $K_3 = \frac{[H^{+}][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 3{,}5 \cdot 10^{-13}$

$H_3PO_4 \leftrightarrow 3H^{+} + PO_4^{3-}$; $K = \frac{[H^{+}]^3[PO_4^{3-}]}{[H_3PO_4]} = 1{,}6 \cdot 10^{-22}$

Як бачимо, H_3PO_4 максимально дисоціює за першим ступенем і у цьому випадку є сильною кислотою. На кожній наступній стадії дисоціація відбувається у меншій мірі, і тому у розчинах фосфатної кислоти містяться молекули H_3PO_4, катіони H^+ та аніони $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}. Кількість кожного наступного компонента поступово зменшується.

Для зручності запису, використовують не абсолютні значення К, а їх десяткові логарифми зі знаком "–": $-\lg K = pK$

рК – показник сили електроліту.

Якщо ввести індекси ***a*** – кислота (англ. acid – кислота), а b – основа (англ. basis – основа), то pK_a – показник кислотності, pK_b – показник основності

6.Велика кількість хімічних реакцій проходить у розчинах. У таких реакціях

обміну найчастіше беруть участь солі, кислоти, основи. Але чимало солей, кислот й основ у розчинах дисоціюють на йони, отже реакції в розчинах відбуваються не між молекулами, а між йонами. Такі реакції називають йонними.

Якщо хімічні реакції у водних розчинах електролітів відбуваються за участю йонів, то і хімічні рівняння, які відображають йонні реакції, слід записувати не лише в молекулярній, а й у йонній формі. Такі рівняння називають йонними рівняннями.

Для складання йонних рівнянь спочатку записують молекулярне рівняння реакції, наприклад: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$.

У другому рядку записуємо йонне рівняння. Для цього формули сильних

електролітів потрібно записати в йонній формі. Для визначення сили

електролітів можна користуватися таблицею розчинності, пам'ятаючи, що до

сильних електролітів належать розчинні сполуки. Їхні формули записуємо в

йонній формі. Вода є неелектролітом, тому її записуємо в молекулярній

формі: $Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$.

Таке рівняння називається повним йонним рівнянням.

У лівій і правій частинах йонного рівняння є однакові йони Na^+ (натрій-

плюс) і Cl^- (хлор-мінус). Ці йони можна видалити з лівої та правої частин

йонного рівняння, оскільки вони не беруть участі в реакції. Скорочуємо в лівій і правій частинах рівняння катіони Натрію та аніони Хлору — й одержуємо скорочене йонне рівняння. У ньому записані тільки ті частинки, які реально взаємодіють у розчині: $OH^- + H^+ = H_2O$.

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуватимуться до кінця, якщо один із продуктів реакції є неелектролітом. У цьому разі відбувається сполучення йонів, що утворюють неелектроліт, і вони виходять із сфери реакції. Це можливо, якщо в результаті реакції:

1) утворюється нерозчинна речовина (випадає осад),
2) виділяється газ,
3) утворюється вода або інший слабкий електроліт (H_2S, H_2CO_3, H_2SO_3).

Якщо виконується хоча б одна з цих умов, реакція відбувається до кінця і є незворотною. Якщо ж ці умови не виконуються, то при змішуванні розчинів утворюється суміш йонів і реакція є зворотною.

Для прогнозування можливості перебігу реакцій йонного обміну в розчинах електролітів слід використовувати таблицю розчинності.

Контрольні питання

1.Які речовини називаються електролітами? Наведіть приклади.

2.Яке значення мають електроліти?

3.Дайте визначення «електролітична дисоціація», «електроліти та неелектроліти», «гідратовані іони», «ступінь дисоціації», «константа дисоціації».

4.Написати рівняння електролітичної дисоціації у водному розчині нітрату цинку, ортофосфатної кислоти, гідроксиду магнію.

5.Складіть формули речовин, що можуть бути утворені такими іонами:

Ca^{2+}, SO_4^{2-}, NO_3^-, H^+.

6.Написати рівняння електролітичної дисоціації у водному розчині гідроксиду барію, сульфату калію, нітратної кислоти.

7. Сформулюйте основні теоретичні положення електролітичної дисоціації.

8.Дайте визначення кислотам, основам з точки зору уявлень про електролітичну дисоціацію

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия- М.: Высшая школа, 1984

3.Петров М.М.,Михелев Л.А. Неорганічна хімія.-М.-Л.: Хімія, 1982

4.Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ «Перун», 2002.

5.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

6. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. -М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 7

Тема7: Окислювально- відновні реакції

Мета заняття:

Навчальна - углибити знання студентів про розчини при електропровідності водних розчинів електролітів, а також механізм дисоціації, гідроліз солей;

Виховна - продовжити виховувати спостережливість, естетичні почуття, формувати культуру хімічного мовлення, спілкування в колективі та з викладачем, виховувати в студентів інтерес до предмету хімії;

розвиваюча - продовжити розширювати уявлення студентів про розчини і їх значення; формування у студентів прийомів розумової діяльності; розвивати спостережливість під час проведення демонстраційного експерименту;розвиток пізнавального інтересу.

Тип заняття: засвоєння нових знань

Засоби навчання:підручник,схеми, роздатковий матеріал.

Міжпредметні зв'язки : фізика, біологія

Методи :конспектування, творчі завдання, тестування

Обладнання: періодична система елементів Д. І. Менделєєва. Таблиця розчинності,пам'ятка по розв'язуванні задач. Картки для складання іонних рівнянь(ігровий момент),матеріали і обладнання для демонстрацій реакцій.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційначастина

2.Актуалізація опорних знань.

1)Основні положення теорії електролітичної дисоціації.

2)Електроліти, неелектроліти L і K дисоціації. Сила електроліту.

3) Шо таке гідроксоній?

4) Дати визначення катіонам і аніонам.Їх значення.

5) Забарвлення індикаторів в залежності від середовища (демонстрації)

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

При змішуванні розчинів різних речовин відбувається взаємодія між іонами або не відбувається, що знаходяться в розчині.Як визначити чи вступили во взаємодію іони ? Ми з вами і повинні дослідити.Ознайомитись з умовами за яких реакції обміну ідуть до кінця.

5. План заняття.

1. Механізм розчинення у воді речовин з різним характером зв'язків.

2.Теорія електролітичної дисоціації.

3.Дисоціація води. Водневий показник.

4. Дисоціація основ, кислот, солей:

а) ступінчаста дисоціація;

б) амфотерні гідроксиди.

5. Ступінь дисоціації:

а) сильні і слабкі електроліти;

б) константа дисоціації

6.Реакції обміну між електролітами. Умови необоротності реакцій між електролітами.

6.Підведенняпідсумків

***узагальнення матеріалу**

1.Складіть рівняння реакцій у молекулярній і іонній формі, що відповідають скороченим іонним рівнянням:

а) $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$;б) $Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS$; в) $SiO_3 + 2H^+ \rightarrow H_2SiO_3$;

г) $CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2$

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1.Написати рівняння реакцій у молекулярній і іонній формах за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

$CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} \rightarrow CaSO_4$

2.БрайкоВ. І. Дидактичний матеріал(Завдання за варіантами).

Лекція 7

Тема 7: Окислювально- відновні реакції

Мета:

навчальна - навчитися визначати оксидник і відновник в оксидаційно-відновних реакціях (ОВР); визначати оксидаційно-відновну здатність (ОВ) частинок у залежності від ступеня окиснення елементів і від положення елементів у періодичній системі Д.І. Менделєєва; підбирати коефіцієнти в рівняннях ОВР за методом електронно-іонного балансу;

виховна-продовжити виховувати спостережливість, естетичні почуття;формувати культуру хімічного мовлення, спілкування в колективі та з викладачем, виховувати в студентів інтерес до предмету хімії;

розвиваюча - продовжити расширювати уявлення студентів про розчини і їх пізнавальну діяльність; продовжити формування втудентів прийомів розумової діяльності; розвиток пізнавального інтересу.

Тип заняття: засвоєння нових знань

План

1.Окислювально- відновні реакції, їх класифікація.

2.Найважливіші окисники і відновники.

3. Використання окисників, відновників.

Зміст лекції

1. Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окислення елементів у складі реагуючих речовин. Цей тип реакцій має назву окислювально-відновних: $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ Згідно з сучасними

уявленнями, зміна ступенів окислення пов'язана з "переміщенням" електронів, тобто окислювально-відновні реакції - це реакції, під час яких відбувається "перехід" електронів від одних атомів, молекул або іонів до інших (насправді має місце не "переміщення" електронів, а зміщення електронної густини).

Назва процесу оксидація була започаткована від латинської назви кисню (оксігеніум) для реакцій горіння, як з'єднання елементів з киснем. Одним із головних понять процесів окислення-відновлення є ступінь окислення, під яким розуміють умовний заряд атома або іона елемента, вирахуваний, виходячи з припущення, що всі зв'язки в мо- лекулах є ідеально іонними, тобто здійснені за рахунок повної передачі електронів від одного атома до іншого. Ця величина носить формальний характер, характеризує арифметичний підхід до оцінки хімічних явищ і у більшості випадків не відповідає істинним значенням зарядів атомів. Розрізняють три можливі види ступенів окислення елементів: мінімальний, максимальний та проміжний. Мінімальний ступінь окислення (негативний заряд) характерний для неметалів і чисельно рівний кількості електронів, яких не вистачає електронеитральному атому до завершення його зовнішнього енергетичного рівня, тобто 8 мінус N, де N - номер групи елементів головних підгруп. Максимальний ступінь оксидація — чисельно рівний кількості електронів, що можуть бути віддані електронейтральним атомом у збудженому стані із зовнішнього енергетичного рівня. Як правило, його абсолютна величина дорівнює номеру групи елемента. Проміжні ступені окислення елемента розміщені в ряду між максимальним та мінімальним. Наприклад, для елемента азоту, що знаходиться у головній підгрупі п'ятої групи, мінімальний ступінь оксидація дорівнює -3, максимальний +5, а проміжні можуть приймати значення -2, -1, -1/3, 0, +1, +2, +,3 та +4. Окислювально-відновні реакції завжди складаються із двох взаємозв'язаних процесів: 1) окислення - це віддача електронів атомом або іоном, внаслідок

чого зменшується їх від'ємний заряд чи зростає позитивний. При цьому елемент, що віддає електрони, прийнятоназивати відновником: (відновник) N^{3+} - 2 ē→ N^{+5} (процес окислення); (відновник) Zп° - 2 ē → Zп $^{2+}$ (процес окислення); 2) відновлення -це приєднання електронів атомами або іонами, що супроводжується зменшенням їх позитивного заряду чи зростанням негативного. При цому елемент, що приєднує електрони, називають окисником: (окисник) N^{5+} + 1 ē → N^{4+} (процес відновлення); (окисник) $C1^{1+}$ + 1 ē → C1° (процес відновлення).

4. **Типи окисно-відновних реакцій.** Розрізняють три основних типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярний, внутрішньомолекулярний та диспропорціонування(самоокиснення-самовідновлення).

1. **Міжмолекулярними** називають оксидаційно-відновні реакції, в яких елементи, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу різних молекул:$Cu0+2H_2S^{+6}O_4 = Cu^{+2}SO_4 + S^{+4}O_2 +2H_2O$Елементи,що окиснюються та відновлюються, входять до складу різних молекул(Cu^{0};S^{6+}).

2. **Внутрішньомолекулярними** реакціями називають окисно-відновні реакції, внаслідок яких змінюють ступінь окиснення два різних елементи, що входять до складу однієї молекули. Реакції термічного розкладу сполук є внутрішньомолекулярними оксидаційно- відновими реакціями: $(N^{-3}H_4)_2Cr_2{}^{+6}O_7 \rightarrow N_20 +Cr_2{}^{+3}O_3 +4H_2O$. У наведеному рівнянні реакції змінюють ступінь окиснення атоми двох елементів, що входять до складу однієї молекули: відновлюється Хром, який зменшує ступінь окиснення від +6 до +3, і окиснюється Нітроген, який збільшує ступінь окиснення від -3 до 0. До внутрішньомолекулярних окисно-відновних реакцій належать також реакції розкладу речовин, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення. Після реакції утворюється сполука, у якій цей елемент має однаковий ступінь окиснення:

$N^{-3}H_4N^{+5}O_3 \rightarrow N_2^{0} + 2H_2O$; $N^{-3}H_4N^{+5}O_3 \rightarrow N_2 + 1O + 2H_2O$.

3. **Реакціями диспропорціонування** (дисмутації) називають окисно-відновні реакції, внаслідок яких одночасно збільшується і зменшується ступінь окиснення одного елемента. Наприклад, внаслідок розкладу пероксиду водню, атоми Оксигену одночасно збільшують ступінь окиснення від -1 до 0 (окиснюються) та зменшують його від -1 до -2 (відновлюються): $2H_2O_2^{-1} = 2H_2O^{-2} + O_2^{0}$. У даній реакції окисником і відновником є Оксиген, який входить до складу молекули H_2O_2 у ступені окиснення -1. Подібні реакції можуть відбуватися в тому випадку, коли речовина містить елемент у проміжному ступені окиснення, тоді його атоми можуть одночасно відновлюватися та окиснюватися.

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

Як приклад, розглянемо реакцію між цинком і розбавленою нітратною кислотою.

Алгоритм	**Схема реакції**
1. Записуємо схему реакції.	$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O + N_2$
2 Визначаємо ступені окиснення елементів у лівій і правій частинах рівняння і підкреслюємо ті елементи, які змінили ступінь окиснення.	$\overset{0}{Zn} + \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} \rightarrow \overset{+2}{Zn}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3})_2 + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} + \overset{0}{N_2}$
3. Виписуємо знаки хімічних елементів, атоми чи йони яких змінюють ступінь окиснення 4. Знаходимо скільки електронів віддають або	

приєднують відповідні атоми чи йони. Складаємо схему електронного балансу, знаходимо найменше спільне кратне чисел відданих і	$Zn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{+2}$ $2N^{+5} + 10\bar{e} \rightarrow N_2^0$	10	5окислення, в-к 1відновлення,о-к
приєднаних електронів (їх кількість має бути однаковою). Вказуємо окисник і відновник. У схемі $N^{+5} \rightarrow N_2^0$, перед N^{+5} ставимо коефіцієнт два тому, що для утворення молекули N_2 повинно прийняти участь два атоми (йони): $2N^{+5} + 10\bar{e} \rightarrow N_2^0$.	$5Zn^0 - 10\bar{e} \rightarrow 5\ Zn^{+2}$ $2N^{+5} + 10\ \bar{e} \rightarrow 5N_2^0$.		
5. Знайдені коефіцієнти ставим перед відповідними формулами спочатку в правій, а потім в лівій частині рівняння.	$5Zn^0 + 12HNO_3 \rightarrow 5Zn(NO_3)_2 + 6\ H_2O + N_2$		
6. Знаходимо коефіцієнти для формул усіх інших речовин. Підраховуючи число атомів Нітрогену треба пам'ятати, що в правій частині рівняння. Нітроген міститься у двох речовинах: $Zn(NO_3)_2$ і N_2, тому підраховуємо спочатку число атомів Нітрогену справа і зрівноважуємо в лівій частині рівняння. Зрівноважуємо число	$5Zn + 12HNO_3 = 5Zn(NO_3)_2 + 6H_2O + N_2$.		

атомів Гідрогену. Якщо коефіцієнти підібрані правильно, то число Оксигену буде однакове в обох частинах рівняння.	

Контрольні питання

1.Розставити Коефіцієнти методом электроного баланса:

А)AI + H_2SO_4 (конц.) → $Al_2(SO_4)_3$ + SO_2 + H_2O

Б)Ag + HNO_3 (конц.) → $AgNO_3$ + NO_2 + H_2O

В)KBr + $KMnO_4$ + H_2SO_4 → $MnSO_4$ + Br_2 + K_2SO_4 + H_2O

2.Які реакції називаються окисно-відновними?

3.Які типи реакцій можуть відноситись до окисно-відновних реакцій? Наведіть приклади.

4.Що таке окисник і відновник? Які елементи періодичної системи тільки відновники?

5.В яких випадках неметалічні елементи можуть виступати як окисники і як відновники? Наведіть приклад.

6.Чому окисно-відновні реакції – це єдність двох протилежних процесів?

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987 с. 70-94

2.Потапов В. М. Химия- М.: Высшая школа, 1984

3.Петров М.М.,Михелев Л.А. Неорганічна хімія.-М.-Л.: Хімія, 1982

4.Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ«Перун», 2002.

5.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

6. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 8

Тема8: Комплексні сполуки

Мета заняття:

Навчальна - навчитися аналізувати склад та будову комплексної сполуки; визначати комплексоутворювач, ліганди, визначати заряд комплексної частинки, координаційне число (КЧ) і ступінь окиснення комплексоутворювача; розрізняти катіонні, аніонні і нейтральні комплексні сполуки; визначати природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках; складати рівняння дисоціації комплексних сполук у водних розчинах; розрізняти подвійні та комплексні солі; складати рівняння реакцій утворення комплексних сполук, рівняння реакцій обміну за участю комплексних сполук у молекулярному та іонному вигляді.

виховна - виховати інтерес до матеріалу та активність,формувати ціннісне ставлення до праці;

розвиваюча-розвивати навички самостійної роботи з навчальним матеріалом, наочно- логічне мислення

Тип заняття: засвоєння нових знань

Засоби навчання: підручник,схеми, роздатковий матеріал, тестування.

Міжпредметні зв'язки : фізика,математика

Метод: конспектування,групова робота

Обладнання: періодична система елементів Д. І. Менделєєва,проектор.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987 с.556-558,с.560-561,569

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1976

Структура заняття

1.Організаційна частина

2. Актуалізація опорних знань.

1) Які солі називаються подвійними(навести приклади)?

2) Що таке К дисоціації?

3) Дисоціація комплексних сполук($K_4[Fe(CN)_6]$ $K_3[Fe(CN)_6]$ $Na_3[Co(NO_2)_6]$)

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Сформувати поняття про склад, будову і основи номенклатури комплексних сполук. Ознайомити з властивостями, застосуванням комплексних сполук. Одержати аміакат міді(синє забарвлення)

5. План заняття.

1.Основні положення координаційної теорії.

2.Дисоціація комплексних сполук.

3.Основні типи і номенклатура комплексних сполук

6. Підведенняпідсумків

*** узагальнення матеріалу**

Дати назву:$K_2[Zn(OH)_4]$; $K_3[Cr(OH)_6]$; $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;

$[AI(H_2O)_6]_{CI3}$; $[Ag(NH_3)_2]CI$; $Na[Zn(CN)_4]$; $Ba[Zn(OH)_4]$;

$[Cr(H_2O)_6](NO_3)_3$

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

Завдання з додаткового матеріалу(для самостійного опрацювання)

Лекція 8

Тема 8: Комплексні сполуки

Мета:

навчальна – навчитися аналізувати склад та будову комплексної сполуки; визначати комплексоутворювач, ліганди, визначати заряд комплексної частинки, координаційне число (КЧ) і ступінь окиснення комплексоутворювача; розрізняти катіонні, аніонні і нейтральні комплексні сполуки; визначати природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках; складати рівняння дисоціації комплексних сполук у водних розчинах; розрізняти подвійні та комплексні солі; складати рівняння реакцій утворення комплексних сполук, рівняння реакцій обміну за участю комплексних сполук у молекулярному та іонному вигляді;

виховна - виховати інтерес до матеріалу та активність,формувати ціннісне ставлення до праці;

розвиваюча-розвивати навички самостійної роботи з навчальним матеріалом, наочно- логічне мислення

Тип заняття: комбіноване заняття

План.

1. Основні положення координаційної теорії.
2. Дисоціація комплексних сполук.
3. Основні типи і номенклатура комплексних сполук.

Зміст лекції

1.Комплексні сполуки – це речовини, у вузлах кристалічних решіток яких містяться складні іони, побудовані за рахунок координації певних частинок навколо центрального атома (чи простого іона) та здатні до самостійного існування після переведення речовини у розчинений або розплавлений стан.

Наприкінці XIX ст. був накопичений величезний матеріал про властивості комплексних сполук, однак їх будову і склад неможливо було пояснити з позицій класичної теорії валентності.Засновник координаційної теорії А.Вернер

(1893 р.) припустив, що на відміну від звичайних речовин у комплексних сполуках елементи виявляють, крім головної валентності, ще й додаткову, побічну. Завдяки дії сил саме побічної валентності відбувається процес комплексоутворення. Проте в побудованому комплексі відмінність між головною та побічною валентностями зникає, тому всі зв'язки стають рівноцінними, їх називають **координаційні зв'язки.**

Основні положення координаційної теорії

Комплексоутворювачем вважають центральний атом чи іон, до якого приєднуються нейтральні молекули або аніони. Оскільки комплексні сполуки утворюються за донорно- акцепторним механізмом, то комплексоутворювачі здебільшого мають бути акцепторами електронів і мати вільні електронні орбіталі. Зазвичай роль комплексоутворювачів виконують малі за розміром і атоми металів (значно рідше - неметалів) або катіони металів, на поверхні яких зосереджується надлишковий позитивний заряд. Найчастіше комплексо-утворювачами є катіони d-металів: Cu^{2+}, Co^{2+}, Co^{3+}, Cr^{3+} і багато інших.

Лігандами (приєднаними частинками) називають молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача. Разом з останнім вони утворюють координаційну сферу і є донорами електронних пар. Здебільшого роль лігандів виконують нейтральні молекули, до складу яких входять найбільш електронегативні атоми Оксигену (вода, спирти, кислоти, ефіри тощо), Нітрогену (аміак, аміни) або аніони (F^-, Cl^-, Br^-, NCS^-, CO_3^{2-}, $C_2O_4^{2-}$ тощо). Досить численнми є також ліганди, що містять у своєму складі атоми інших неметалів.

Координаційне число визначається числом місць у просторі, які може надавати комплексоутворювач для приєднання лігандів. Іншими словами, координаційне число відповідає числу хімічних зв'язків між комплексоутворювачем і лігандами.

Воно залежить як від природи комплексоутворювача, так і від характеру лігандів. Так, $A1^{3+}$ з меншим за розміром іоном F^- утворює комплекс $[A1F_6]^3$,

координаційне число якого дорівнює 6, а з більшим іоном Cl - комплекс $[A1C1_4]$ - координаційне число якого дорівнює 4. Для більшості комплексних сполук (майже 95 %) координаційне число дорівнює 4 або 6. Часто координаційне число для іонів відповідає подвоєному ступеню окиснення комплексоутворювача:

Ступінь окислення комплексоутворювача	Приклад комплексної сполуки	Координаційне число
1+	$K[CuCI_2]$ $[Ag(NH_3)_2CI]$	2
2+	$K[HgI_4]$ $[Cu\ (NH_3)_4]\ CI_2$	4
3+	$K_3[CoF_6]$ $[Cr\ (NH_3)_6]\ CI_3$	6

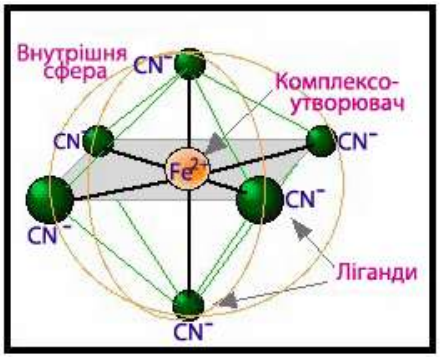
Усучасному вигляді **координаційна теорія** А.Вернера, яка постійно поглиблюється та доповнюється, містить декілька основних положень.

1. У молекулі комплексної сполуки певний атом (або простий іон), який зарахунок головної та побічної валентностей координує навколо себе певну кількість нейтральних молекул чи протилежно заряджених іонів, називається **центральний атом,** або **комплексоутворювач.**

   Найчастіше у ролі комплексоутворювача виступають позитивно заряджені іони (рідше – нейтральні атоми) d- та p-металів, інколи – лужноземельних і навіть лужних металів, а також неметалів (B,Si,P,AsB,Si,P,As).Наприклад, в комплексній сполуці : $K_4[Fe(CN)_6]K_4[Fe(CN)_6]$комплексоутворювачем є простий іон феруму (II), якій належить до d-металів, а у сполуці $K[BF_4]K[BF_4]$ – атом неметалу бору.

Мал.1. — Складові частини комплексної сполуки на прикладі $K_4[Fe(CN)_6]$

2. З центральним атомом безпосередньо сполучаються молекули чи іони, які називаються координованимигрупами, адендами, або **ліганди** (мал.1).
3. Комплексоутворювач разом із лігандами складає головний фрагмент комплексної сполуки, який називають **внутрішня сфера комплексної сполуки** (мал. 2).



Мал.2— Модель внутрішньої сфери комплексної сполуки $K_4[Fe(CN)_6]$

Часто внутрішню сферу, яка має позитивний чи негативний заряд, називають **комплексний іон**, або просто **комплекс**, якщо заряд дорівнює нулю. Комплексний іон при написанні координаційної формули береться в квадратні дужки, щоб підкреслити монолітність внутрішньої сфери:

$K_4[Fe(CN)_6]$, $Na[BF_4]K_4[Fe(CN)_6]$, $Na[BF_4]$

Заряд внутрішньої сфери визначається алгебраїчною сумою ступеня окиснення комплексоутворювача і сумісних зарядів усіх лігандів, наприклад:

$[Fe^{+2}(CN)^{-6}]^{4-}[Fe^{+2}(CN)^{6-}]^{4-}$; $[Cr^{+3}(H2O)^{0}6]^{3+}[Cr^{+3}(H_2O)_6{}^{0}]^{3+}$

$[Pt^{+4}(NH3)^0{}_3(H2O)^0\ (OH^{)-2}]^{2+}$ $[Pt^{+4}(NH_3)_3{}^0(H2O)^0(OH)^{2-}]^{2+}$

Якщо ступінь окиснення комплексоутворювача за абсолютною величиною не дорівнює сумі зарядів усіх лігандів, то комплексна сполука містить протиіон, що називається **зовнішня сфера** – її формулу записують поза квадратними дужками:

$[Ag(CN)_2]Cl[Ag(CN)_2]Cl$; $K[Ag(NH3)_2]K[Ag(NH_3)_2]$

Однак існують і нейтральні комплекси, позбавлені зовнішньої сфери, їх іноді називають **комплексні неелектроліти:**

$[Pt^{+2}Cl^{-2}(NH3)^{\ 0}\ 2]^0$

$[Fe^0(CO)^0\ 5]^0$ $[Ca^0(NH_3)^0\ {}_6]^{\ 0}$ $[Cr^{+3}Cl^{-3}(H2O)\ {}_3{}^0]^0$

Загальна кількість координаційних валентностей, за допомогою яких комплексоутворювач у внутрішній сфері сполучається із лігандами, називається **координаційне число** (к.ч.) (мал.1).

Відомі координаційні числа від 1 до 9 і 12. Найпоширенішими є комплексні сполуки з координаційними валентностями 2, 4 та 6. Досить часто к.ч. буває вдвічі більшим, ніж ступінь окиснення комплексоутворювача, наприклад:

$[Ag^{+1}(NH3)_2]+[Ag+1(NH_3)_2]+$; $[Zn^{+2}(OH)_4]^{2-}[Zn^{+2}(OH)_4]^{2-}$,

$[Co^{+3}(NO_2)_6]^{3-}[Co^{+3}(NO_2)_6]^{3-}$однак ця залежність не є строгою.

У загальному випадку к.ч. може мати змінну величину не тільки для різних комплексоутворювачів, але й для одного і того самого, тому що на кількість координованих лігандів впливають певні чинники*:*

Заряд ліганду. Наприклад, координаційне число Нікелю (II) з нейтральними лігандами дорівнює 6, а з негативно зарядженими (наприклад, з аніонами CN−CN−між якими діють значні сили відштовхування),–тільки 4:$[Ni(NH_3{}^{+2})_6]_2{}^+[Ni(NH_3{}^{+2})_6]_2{}^+[Ni^{+2}(CN)_4]_2{}^-[Ni^{+2}(CN)_4]_2{}^-$

Внутрішню координаційну сферу комплексної сполуки складають комплексоутворювач разом з лігандами, які приєдналися відповідно до координаційного числа комплексоутворювача. Внутрішню координаційну сферу позначають у квадратних дужках. Вона може бути нейтральною або

мати певний позитивний чи негативний заряд. Заряд внутрішньої координаційної сфери визначається сумою зарядів комплексоутворювача й усіх лігандів: $K[CuCI_2](1+)+2(1-)=1- \rightarrow [CuCI_2]^-$;

$K_2[HgI_4](2+)+4(1-)=2- \rightarrow [HgI_4]^{2-}$;

$K_3[Fe(CN)_6](3+)+6(1-)=3- \rightarrow [Fe(CN)_6]^{3-}$;

$[Ag(NH_3)_2]CI(1+)+2(0)=1+ \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+$

Заряд внутрішньої координаційної сфери дорівнює сумарному заряду всіх іонів зовнішньої сфери, взятому з протилежним знаком. Коли ліганди є нейтральними молекулами, заряд внутрішньої координаційної сфери збігається із зарядом комплексоутворювача. Якщо внутрішня координаційна сфера має негативний заряд, комплекс виявляє аніонний характер, якщо позитивний — катіонний, якщо нейтральний — комплекс є неелектролітом.

2. Дисоціація комплексних сполук

У розчині комплексні сполуки дисоціюють як сильні електроліти на комплексний іон та йони зовнішньої сфери:

$$K[Ag(CN)_2] \leftrightarrow K^+ + [Ag(CN)_2]^-.$$

Це є рівняння первинної дисоціації комплексної сполуки. Комплексний іон також у певній мірі дисоціює. Це є вторинна дисоціація:

$$[Ag(CN)_2]^- \leftrightarrow Ag^+ + 2CN^-$$

Для цього оборотного процесу можна написати константу рівноваги, яка у даному випадку називається константою нестійкості комплексного йона:

$$\mathbf{K_{нест}} = \frac{[Ag^+][CN^-]^2}{[Ag(CN)_2]}.$$

Чим менше константа нестійкості, тим більш стійкою є комплексна сполука

3.Номенклатура комплексних сполук

Назву комплексній сполуці дають за переліченими нижче правилами.

1.У комплексних сполуках першим називають катіон, а потім аніон.

2.У комплексних сполуках ліганди називають перед комплексоутворювачем. Перелік лігандів ведуть в абетковому порядку.

$[Pt(NH_3)_2ClBr]$ – діамінбромохлороплатина (II)

$[Co(NH_3)_4(H_2O)Cl]Cl_2$ – акватетраамінхлорокобальт (III) хлорид

За новою українською номенклатурою IUPAC у першу чергу називають комплексний катіон, назву якого починають із лігандів, які перелічують справа наліво. Потім називають аніони зовнішньої сфери. Йони кислотних залишків галоґенідних та псевдогалоґенідних кислот називають за назвою відповідного галоґену (чи псевдогалоґену) із закінченням “о”, залишки більшості кисневмісних кислот містять назву аніона із закінченням “о”, залишок азотистої кислоти має назву “нітро” ("нітрито"), а аніон гідроксилу – “гідроксо” Наприклад: F^- – “флуоро”; Cl^- – “хлоро”, Br^- – “бромо”, CN^- – “ціано”, SCN^- – “родано”, SO_4^{2-} – сульфато; $S_2O_3^{2-}$ – тіосульфато; NO_3^- - “нітрато”, тощо.

Нейтральні ліганди (молекули) мають такі назви: H_2O – “аква”, NH_3 – “амін”, NO – “нітрозо”, CO – “карбоніл(о)”.

Якщо у внутрішній сфері є кілька однакових лігандів, то перед їхніми назвами ставлять префікси грецьких числівників:2 – “ди”; 3 – “три”; 4 – “тетра”; 5 – “пента”; 6 – “гекса”;7 – “гепта”; 8 – “окта”; 9 – “нона”; 10 – “дека”.

Останнім називають комплексоутворювач, даючи його латинську назву у називному відмінку, а в дужках зазначають валентність. Наприклад:

$[Ag(NH_3)_2]Cl$–диамінарґентум (I) хлорид;$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – тетраамінкуроум (II) сульфат; $[CoCl_2(H_2O)(NH_3)_3]Cl$ – триамінаквадихлорокобальт (III) хлорид.

3.До назв аніонних лігандів додають закінчення –о, а нейтральні ліганди називають так само, як і молекули.

4.Число лігандів кожного виду (якщо їх число перевищує одиницю) вказують грецькими префіксами: ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6).

Якщо ж такий самий префікс є у назві ліганду (діетилентриамін, етилендіамін), то назви лігандів беруть у дужки ф перед ними ставлять префікси іншого типу: біс- (2), тріс- (3), тетракіс- (4), пентакіс- (5), гексакіс- (6). Наприклад: $[Cr(En)_3]Cl_3$ – тріс(етилендіамін)хром (III) хлорид.

5.У назву комплексного аніону має входити суфікс –ат. Комплексоутворювач, що входить до складу катіону чи нейтральної молекули не має закінчення.

6.Ступінь окиснення комплексоутворювача вказують у дужках римською цифрою відразу за назвою комплексоутворювача.

$K[CuCl_2]$ – калій дихлорокупрат (II), $[Cr(H_2O)_3NH_3Br_2](NO_3)_2$ – триакваміндибромохром (III) нітрат.

Контрольні питання

1. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[PdCl(H_2O)(NH_3)_2]Cl$ виступає…

а) NH_3 б) Cl- в) H_2O г) Pd^{2+} д) Pd^{4+}

2. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[Pt(NH_3)_3Cl_3](OH)$ виступає…

а) NH_3 б) Cl- в) Pt^{2+} г) OH- д) Pt^{4+}

3. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[Cr(H_2O)_4Cl_2](NO_2)$ виступає…

а) Cl- б) H_2O в) Cr^{3+} г) Cr^{2+} д) NO_2

4. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[CrSO_4(H_2O)_4]Cl$ виступає…

а) Cr^{3+} б) SO_4^{2-} в) H_2O г) Cl- д) Cr^{2+}

5. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $Na_2[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$ виступає…

а) Co^{2+} б) Co^{3+} в) NH_3 г) NO_2 д) Na^+

6. Назвіть комплексну сполуку $Cu_2[Fe(CN)_6]$: а) купрум (II) гексаціаноферат (II); б) дикупрум (II) гексаціаноферат (III); в) ферум (III) гексаціанокупрум (II); г) дикупрум (II) ферумгексаціанід; д) ферум (II) гексаціанокупрум (II).

7. Назвіть комплексну сполуку $Na_2[MnF_6]$: а) динатрій мангангексафлуорид; б) натрій гексафлуоридоманган (II); в) натрій гексафлуороманганат (II); г) динатрій гексафлуороманганат (II); д) натрій гексафлуороманган (II).

8. Назвіть комплексну сполуку $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$: а) платина (IV) диаміндихлорид; б) дихлородиамінплатина (IV); в) платина (II) диаміндихлорид; г) дихлородиамінплатина (II); д) дихлородиамінплатинат.

9. Назвіть комплексну сполуку $[Co(NH_3)_3Cl(NO_2)_2]$: а) кобальт (II) триамінхлородинітрат; б) динітратохлоридотриамінкобальт (II); в) динітрохлоротриамінкобальт (III); г) кобальт (III) триамінхлородинітрат;

10.Атоми (йони) яких елементів можуть виступати комплексоутворювачами?

11. Які йони чи молекули можуть бути лігандами?

12. Як константа нестійкості характеризує стійкість комплексних сполук?

13. Які види ізомерії зустрічаються при утворенні комплексних сполук?

14. Які сполуки називаються внутрішньокомплексними?

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия- М.: Высшая школа, 1984

3.Петров М.М.,Михелев Л.А. Неорганічна хімія.-М.-Л.: Хімія, 1982

4.Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь, ВТФ «Перун», 2002.

5.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

6. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. -М.:Высшая школа,1990.

7. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 9

Тема9: **Неметали**

Мета заняття:

Навчальна-ознайомитись з положенням неметалів в періодичній системі,знати порівняльну характеристику неметалів, застосування найважливіших сполук неметалів;

виховна - виробити кмітливість, увагу на занятті;

розвиваюча- поглибити знання про значення неметалів в природі, їх практичне використання в побуті і народному господарстві

Тип заняття: засвоєння нових знань.

Засоби навчання:підручник,схеми, роздатковий матеріал, тестування.

Міжпредметні зв'язки : фізика

Метод: конспектування,групова робота

Обладнання:Періодична система елементів Д. І.Менделєєва,проектор.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційна частина

2. Актуалізація опорних знань.

1) Розміщення неметалів в періодичній системі, будова їх атомів.

2) Будова молекул(типи хімічного зв'язку).

3) Загальні властивості неметалів.

4) Як визначити ступені окислення галогенів?

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Систематизувати знання про особливості атомів неметалів, особливості будови і властивості простих речовин, утворених елементами- неметалами. Закономірності зміни радіусів атомів і електронегативності неметалів. Передбачення хімічних властивостей і активності**.**

4.План заняття.

1. Загальна характеристика неметалів, їх положення у періодичній системі елементів.
2. Порівняльна характеристика будови їх атомів і молекул.
3. Порівняльна характеристика хімічних властивостей неметалів.
4. Найважливіші сполуки неметалів,їх практичне використання.

6. Підведенняпідсумків

*** узагальнення матеріалу**

Закінчити рівняння реакцій, скласти схеми електронного балансу і розставити коефіцієнти:$Fe+HCI\rightarrow$, $KI+CI_2\rightarrow$, $KMnO_4+KI+H_2SO_4\rightarrow$,

$MnO_2+HCI\rightarrow$, $FeCI_2+CI_2\rightarrow$

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

Закінчити схеми, скласти схеми балансу, розставити коефіцієнти:

$H_2S+I_2\rightarrow$ **,** $Na_2SO_3+Br_2+H_2O\rightarrow$ **,** $H_2O+CI_2\rightarrow$ **,** $F_2+H_2O\rightarrow$

Лекція 9

Тема 9: Неметали

Мета:

навчальна - ознайомитись з положенням нееталів в періодичній системі,знати порівняльну характеристику неметалів, застосування найважливіших сполук неметалів;

виховна - виробити кмітливість, увагу на занятті;

пізнавальна- поглибити знання про значення неметалів в природі, їх практичне використання в побуді і народному господарстві

Тип заняття: комбіноване заняття

План

1. Загальна характеристика неметалів, їх положення у періодичній системі елементів.
2. Порівняльна характеристика будови їх атомів і молекул.
3. Порівняльна характеристика хімічних властивостей неметалів.
4. Найважливіші сполуки неметалів,їх практичне використання.

Зміст лекції

1.Загальна характеристика До неметалів належать елементи, атоми яких мають на зовнішньому енергетичному рівні чотири й більше електронів (за винятком водню і бору; у атомів водню - один електрон, у бору - 3). Неметалів значно менше ніж металів. Із відомих 110 елементів 22 є неметалами: водень, інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), галогени (F, CI, Br, I, At), кисень, сірка, селен, телур, азот, фосфор, миш'як, вуглець, кремній, бор. У періодичній системі вони містяться в її правій верхній частині лише в головних підгрупах. Межа проходить по умовній лінії, яка з'єднала б такі елементи, як бор і астат.

Елементи-неметали належать до р-елементів, за виключенням водню і гелію, які є s-елементами. Усі неметалічні р-елементи мають загальні

властивості, бо структура зовнішнього електронного шару їхніх атомів подібна: ns^2np^{1-5}. У елементів благородних газів, на відміну від типових неметалів, р-підрівень є завершеним (має шість електронів) ns^2np^6 Це зумовлює вкрай низьку їхню реакційну здатність, тому благородні гази не відносять до типових неметалів.

Елементи-неметали виявляють значну спорідненість до електрона і значно більш високу енергію іонізації порівняно з елементами-металами. Вступаючи в хімічну взаємодію, атоми неметалів, як правило, приєднують електрони, виявляючи властивості окисників. Здатність приєднувати електрони підвищується зі збільшенням порядкового номера неметалу в періоді, та зменшується з його зростанням у групі. Отже, в періоді зліва направо відбувається посилення неметалічних властивостей елементів, а в групах зверху вниз - послаблення. За здатністю приєднувати електрони елементи можна розташувати в такій послідовності:

$$F > O > Cl > N > S > C > P > H > Si,$$

2.**<u>Порівняльна характеристика будови їх атомів і молекул</u>** Атоми неметалів, крім фтору й кисню, здатні також віддавати електрони, тому в сполуках можуть мати як негативні так і позитивні ступені окиснення. Наприклад:

$$S^{0} + O_2 \rightarrow S^{+4}O_2 \quad \text{(S - відновник);}$$

$$S^{0} + H_2 \rightarrow H_2S^{-2} \quad \text{(S - окисник).}$$

Уявлення про метали і неметали досить умовне. Деякі хімічні елементи (германій, сурьма) виявляють властивості, за якими їх можна віднести як до металів, так і до неметалів. Телур і йод - типові неметали, але мають деякі властивості притаманні металам.

При переході від одного елемента до іншого в підгрупі або періоді періодичної системи простежується плавна зміна металічних і неметалічних властивостей.

Неметали як прості речовини. Прості речовини неметали існують у вигляді двохатомних або багатоатомних молекул. Атоми елементів неметалів 2-го періоду, а також водень, утворюють між собою хімічні зв'язки лише за рахунок неспарених s-електронів (водень) і p-електронів і тому вони двоатомні, наприклад водень (H_2), кисень (O_2), азот (N_2) та молекули галогенів (F_2), ($C1_2$) тощо. Виняток становлять бор і вуглець як тверді речовини. Елементи неметали 3-го періоду утворюють додаткові зв'язки за рахунок вакантних d-орбіталей, тому їхні прості речовини багатоатомні за звичайних умов, наприклад, білий фосфор P_4, сірка S_8.

Фізичні властивості неметалів-за нормальних умов неметали водень, кисень, озон, азот, хлор, фтор, інертні гази перебувають у газоподібному агрегатному стані, бром – рідина, решта неметалів – сірка, вуглець, фосфор, кремній, йод – тверді речовини. Неметали відрізняються за кольором. Так, водень, кисень, азот – безбарвні гази; фтор – блідо-жовтий, хлор – жовто-зелений отруйний газ з різким специфічним запахом; бром – темно-червона рідина, жовто-бурі пари якої мають різкий неприємний запах, а при потраплянні на шкіру викликають опіки.

Фосфор червоний – червоного кольору, фосфор білий – білого кольору. Сірка – жовтого кольору, йод – чорно-фіолетовий з металічним блиском.

Оскільки неметали мають різні агрегатні стани, то й температури їх плавлення та кипіння перебувають у широких межах. Газоподібні неметали за нормальних умов киплять при низьких температурах (майже -200^{0}C). Йод при нагріванні сублімується – відразу переходить із твердого стану в газоподібний. Сірка кипить у полум’ї спиртівки. Якщо шматок сірки потерти об суху долоню або шерсть, сірка електризується і починає притягувати до себе клаптики паперу. Сірка не розчиняється у воді і не змочується нею. Якщо кинути на поверхню води щіпку сірчаного цвіту (крихкий порошок), частинки сірки не потонуть у воді, а плаватимуть на поверхні, утворюючи на ній золотисто-жовту плівку. Таке спливання дрібних часточок речовини, яка не змочується водою,

називається флотацією. Температура кипіння алмазу $+3000^0C$.

Більшість неметалів не проводять електричний струм, тобто є діелектриками. Кремній – напівпровідник, а графіт – провідник електричного струму. Неметали погано проводять тепло, крихкі, деякі розчинні у воді, багато з них добре розчинні в органічних розчинниках.

Більшість неметалів у твердому стані мають молекулярну структуру (молекулярні кристалічні решітки). За звичайних умов — це гази (водень, азот, фтор, хлор, кисень), рідини (бром), або тверді речовини (йод, сірка, фосфор) з низькими температурами плавлення. Бор, вуглець (алмаз), кремній, миш'як, селен, телур - мають атомну структуру (атомні кристалічні решітки). Тому вони є дуже твердими речовинами з високими температурами плавлення. Неметали з молекулярною структурою являються діелектриками, а з атомною структурою — напівпровідниками і лише графіт є провідником. Усі неметали є крихкими і погано проводять тепло.

Атоми неметалів можуть як приймати, так і віддавати електрони, тобто бути як окисниками, так і відновниками. Типовими неметалами є елементи VII групи – Флуор, Хлор, Бром, Йод, які отримали назву галогени або солеутворювачі. Галогени дуже активні в природі вони зустрічаються виключно вигляді солей. До таких сполук галогенів відносяться NaCl, KI, $CaCl_2$, KBr, CaF_2, $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$

<u>4.Хімічні властивості неметалів.</u>

За хімічною активністю галогени можна розташувати в ряд: F > Cl > Br > I Всі галогени, крім Флюору, можуть віддавати електрони і при цьому утворюються сполуки, в яких галогени проявляють ступінь окиснення +1, +3, +5, +7. Більш активні галогени можуть витісняти менш активні з їх сполук. Так, Хлор може витісняти Бром і Йод зі сполук: $2KI + Cl_2 \rightarrow 2KI + I_2$ Бром легко витісняє Йод з його солей: $Br_2 + 2NaI \rightarrow 2NaBr + I_2$ Флуор витісняє хлор, бром та йод з його сполук. За хімічними властивостями Хлор та Бром подібні. Галогени добре взаємодіють з металами та неметалами: $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2Fe\,Cl_3$;$Zn + Br_2 \rightarrow ZnBr_2$

$2P + 3Br_2 \rightarrow 2PBr_3$; $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ Слід відзначити, що сухий хлор малоактивний, але в присутності слідів вологи його активність різко зростає. Йод за хімічними властивостями подібний до хлору та брому, але менш ативний. Реакція з воднем проходить при нагріванні, але не до кінця: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ При нагріванні I_2 реагує з фосфором: $3I_2 + 2P \rightarrow 2\ PI_3$. Йод легко реагує з алюмінієм (каталізатором цієї реакції є вода): $2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$ Йод є окисником, а тому може окиснювати сульфітну кислоту чи сірководень: $H_2SO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HI$ $I_2 + H_2S \rightarrow S + 2HI$. Одержують йод так ,як і хлор та бром – дією концентрованої HI на різні окисники:

$$2FeCl_3 + 2HI \rightarrow I_2 + 2HCl + 2FeCl_2$$

$$KClO_3 + 6HCl \rightarrow KCl + 3I_2 + 3H_2O$$

Типові неметали взаємодіють з металами, утворюючи сполуки з іонним зв'язком (NaCl, MgO, CaS), а також взаємодіють між собою, утворюючи сполуки з ковалентним зв'язком. Наприклад, у воді H_2O, аміаку NH_3, зв'язок ковалентний полярний, в метані CH_4 - ковалентний малополярний. З киснем неметали утворюють оксиди, переважна більшість яких належить до кислотних, гідроксиди цих оксидів є кислотами. З воднем неметали утворюють леткі водневі сполуки: HC1, HBr, H_2S, NH_3, CH_4.

Для неметалів характерні реакції-сполучення й заміщення. Ці реакції є окисно-відновними.

Атоми елементів-неметалів на зовнішньому електронному рівні переважно містять невелику кількість електронів, тому найчастіше у реакціях є окисниками рідше – відновниками.

Окисні властивості неметалів виявляються у реакціях з:

1. металами
2. воднем
3. неметалами-відновниками (неметали з меншою електронегативністю):

$$2P^0 + 5Cl^0_2 = 2P^{+5}Cl^{-1}_5.$$

У цій реакції хлор – окисник, а фосфор – відновник, оскільки $\chi_P < \chi_{Cl}$.

4. зі складними речовинами:

$3O^0_2 + 4N^{-3}H^{+1}_3 = N^0_2 + 6H^{+1}_2O^{-2}$, $Cl^0_2 + Fe^{+2}Cl^{-1}_2 = Fe^{+3}Cl^{-1}_3$,

$5O^0_2 + 2C^{-2}_2H^{+1}_2 = 4C^{+4}O^{-2}_2 + 2H^{+1}_2O^{-2}$.

Відновні властивості:

1. у реакціях з більш електронегативними елементами можуть виявляти усі неметали, за винятком фтору, у якого електронегативність найвища:

$$S^0 + O^0_2 = S^{+4}O^{-2}_2, \qquad 2H^0_2 + O^0_2 = 2H^{+1}_2O^{-2}_2.$$

2. у реакціях зі складними речовинам-окисниками:

$$S^0 + 6HN^{+5}O_3 = H_2S^{+6}O_4 + 6N^{+4}O_2 + 2H_2O,$$

$$C^0 + 2H_2S^{+6}O_4 = C^{+4}O_2 + S^{+4}O_2 + H_2O,$$

$$3P^0 + HN^{+5}O_3 + H_2O = 3H_3P^{+5}O_4 + 5N^{+2}O.$$

Найсильнішими відновниками є молекулярний водень H_2 і вугілля C:

$Fe^{+3}_2O_3 + 3H^0_2 = Fe^0 + H^{+1}_2O$, $2Cr^{+3}_2O_3 + 3C^0 = 4Cr^0 + 3C^{+4}O_2$.

Практично будь-який метал, залежно від умов, може виявляти окисні або відновні властивості.

Поширеність у природі і добування неметалів. Найбільш активні неметали — галогени зустрічаються у природі виключно у вигляді сполук, головним чином з лужними металами (карналіт $KCl{\cdot}MgCl_2{\cdot}6H_2O$, флюоріт CaF_2, кам'яна сіль NaCl); кисень, сірка, кремній також активні мінералоутворювачі (вапняки $CaCO_3$, пірит FeS_2, силікати і алюмосилікати $Al_2O_3{\cdot}2SiO_2{\cdot}2H_2O$, сульфати (гіпс $CaSO_4{\cdot}2H_2O$). Деякі неметали зустрічаються в природі також і у вільному стані — вуглець, кисень, азот, сірка та інші.

Більшість простих речовин неметалів добувають з природних сполук внаслідок окисно-відновних процесів.

Наприклад, хлор добувають електролізом хлориду натрію NaCl або окисненням HC1 діоксидом марганцю MnO_2:

$$4HC1 + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2\uparrow.$$

Далі ми більш детально розглянемо властивості сполук карбону та силіцію, тому що вони широко застосовуються в будівництві.

Способи одержання неметалів

1 В лабораторних умовах Cl_2, Br_2 та I_2 можна отримати за реакціями:

$$6HCl + 2KMnO_4 \rightarrow 5\ Cl_2 + 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O$$

$$KClO_3 + KCl + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + K_2SO_4 + H_2O$$

$$KBrO_3 + 6HBr \rightarrow 3Br_2 + KCl + 3H_2O$$

$$KClO_3 + 6HBr \rightarrow 3Br_2 + KCl + 3H_2O$$

Йод можна отримати за реакціями:

$$2FeCl_3 + 2HI \rightarrow 2FeCl_2 + 2HCl + I_2$$

$$2CuSO_4 + 4HI \rightarrow 2CuI\downarrow + 2H_2SO_4 + I_2$$

2.У промисловості хлор отримують електролізом розчинів чи розплавів хлоридів лужних металів. Хлор широко застосовується для відбілювання паперу та тканин, дезинфекції питної води, виробництва отрутохімікатів, хлоридної кислоти, хлорорганічних сполук та розчинників.

4. <u>Найважливіші сполуки неметалів, їх практичне значення</u>

Серед сульфатів велике практичне значення мають міцний і залізний купороси $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Вони використовуються в сільському господарстві для боротьби із шкідниками рослин, у виробництві фарб, для просочення деревини як антисептичний засіб.

Купороси — технічна назва кристалогідратів сульфатів деяких важких металів (міді, заліза, цинку, нікелю), тобто це солі, кристали яких містять кристалізаційну воду.

Гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ і сульфат кальцію $CaSO_4$ використовують у будівництві, медицині та інших галузях.

Сульфат натрію Na_2SO_4, застосовують у виробництві скла. Він входить до складу природного мінералу $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ глауберової солі, яка використовується в медицині як проносний засіб.

Сульфати калію K_2SO_4 і амонію $(NH_4)_2SO_4$, використовують як добрива.Сульфат барію $BaSO_4$ застосовують у виробництві паперу, гуми та білої мінеральної фарби, а також у медицині для рентгеноскопії шлунку

(«Барієва каша»).Неметали та їх сполуки мають важливе біологічне значення. Шість неметалів (C, H, O, N, P, S) – органогени, що входять до складу білкових молекул і є основними в структурі живих тканин.

Кисень бере участь у хімічних і біохімічних процесах, є необхідним в одному з найважливіших процесів – диханні.Азот і кисень – головні складові частини повітря. Однією із найважливіших сполук фосфору, яка застосовується в медицині є АТФ. В організмах вищих тварин і людини кремній знаходять у дуже невеликих кількостях (мікроелемент), хоч і присутність в усіх тканинах і органах. Арсен – незамінний мікроелемент, що стимулює процеси кровотворення, бере участь в процесах нуклеїнового обміну. Б іологічна роль стибію, бісмуту к і селену та телуру ще недостатгьо вивчені, але сполуки Sb та Bi застосовуються в медицині.

Фтор в основному міститься в кістковій тканині, емалі зубів та волоссі. Іони Cl^- знаходиться вбіологічних рідинах у вигляді хлоридів натрію та калію, хлоридна кислота – складова частина шлункового соку. Йод є необхідним для функціонування щитовидної залози. Галогеніди K, Na, Ca, Fe та інші застосовуються як лікарські засоби при різних захворюваннях. Деякі з неметалів та їх сполуки проявлять токсичну дію.Тому вивчення хімічних властивостей неметалів їх найважливіших сполук дає можливість майбтньому спеціалісту – провізору більш глибоко зрозуміти механізми біохімічних процесів та фізико-хімічні основи застосування неорганічних препаратів у фармації і медицині.

Контрольні питання

1.Дати схеми електронної будови сульфуру.

2.Визначити просту речовину хлор:

а) важкий газ зеленого кольору; б) бура летка рідина;

в) отруйна речовина; г) добре розчиняється у воді.

2. Визначити якісну реакцію на карбонат-іон:

а) дія розчинних солей Аргентуму; б) дія розчинних солей Барію;

в) дія сильних кислот; г) дія індикатора.

3. Визначити сполуку, в якій Сульфур виявляє тільки окисні властивості:

а) SO_3; б) H_2S в) SO_2; г) H_2SO_3

4. Вкажіть речовини, з яких одержують скло для шибок у результаті сплавлення:

а)Na_2CO_3, $CaCO_3$, SiO_2; б) NaCl, $CaCO_3$, SiO_2; в) $CaCl_2$, $CaCO_3$, SiO_2;

г) Na_2CO_3, ; NaCl, SiO_2

5. Визначте формулу нітратної кислоти:

а) HNO_2; б) N_2O_3, в) HNO_3 г)NH_3.

6. Вкажіть галузі застосування солей сульфатної кислоти :

а) як вибухові речовини;

б) для виробництва добрив;

в) для виготовлення гуми.

7. Які основні загальні властивості неметалів?

8. Наведіть лабораторні методи одержання хлору?

9. Який з галогенів має найбільшу активність?

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросі и задачи по общей и неорганической химии. -М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 10

Тема9. 3: **Неметали п'ятої групи**

Мета :

навчальна- поглибити знання про металічні елементи п'ятої групи, їх місце в періодичній системі та особливості будови атомів, явища алотропії та адсорбції, поширення неметалічних елементів у природі та їх застосування;

виховна- виробити кмітливість, увагу на занятті, формувати вміння працювати самостійно та в колективі;

розвиваюча- поглибити знаня про поширення неметалічних елементів у природі та їх застосування

Тип заняття: засвоєння нових знань.

Засоби навчання: підручник,схеми, роздатковий матеріал.

Міжпредметні зв'язки : фізика

Метод: конспектування,групова робота

Обладнання: періодична система елементів Д. І. Менделєєва,проектор.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційна частина

2. Актуалізація опорних знань.

1)Будова атомів нітрогену, фосфору. Шо спільного?.

2) Тип хімічного зв’язку в молекулі азоту(схема утворення молекул)

3) Які видозміни називаються алотропними?

4) ступені окислення нітрогену.(передбачити)

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Поглибити знання про будову періодичної системи, прослідкувати зв'язок між властивостями і розміщенням в періодичній системі. Узагальнити знання про метали. Звернути увагу на донорно-акцепторний зв’язок NH_4^+.

Біологічна роль аміаку.

4.План заняття

1Загальна характеристика неметалівV групи.

2. Нітроген у природі.

а)фізичні і хімічні властивості Нітрогену

б) добування і застосування нітрогену в промисловості

3. Аміак, його добування, фізичні і хімічні властивості.

4. Гідроксид амонію.Солі амонію, їх властивості, застосування.

Нітритна кислота, її добування в лабораторії і промисловості

а) фізичні і хімічні властивості нітратної кислоти: розкладання при нагріванні, окисні властивості

б) взаємодія розбавленої кислотиі концентрованої кислоти з металами;

в)солі нітратної кислоти, їх властивості, застосування. Вплив нітратів на якість харчових продуктів.

7. Фосфор Алотропні видозміни Фосіору, їх властивості. Хімічні властивості фосфору: взаємодія з металами, киснем, галогенами. Добування та застосування фосфору.

8.Оксид фосфору(V)іфосфорні кислоти. Ортофосфорна кислота, її солі. Застосування солей ортофосфорної кислоти.

6.Підведенняпідсумків

*** узагальнення матеріалу**

1.Напишіть рівняння реакцій гідролізу солей амонію. Укажіть середовище.

2.Закінчити рівняння реакцій, скласти схеми електронного балансу і розставити коефіцієнти:$Fe+HCI\rightarrow$ $KI+CI_2\rightarrow$ $KMnO_4+KI+H_2SO_4\rightarrow$

$MnO_2+HCI\rightarrow$ $FeCI_2+CI_2\rightarrow$

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1.Як з повітря і води одержати одержати сіль, яку застосовують як добриво? Наведіть рівняння реакцій.

2.Навести схему балансу і розставити коефіцієнти:

$HNO_3+Ca\rightarrow Ca(NO_3)_2+N_2O+H_2O$

(Конц).

$HNO_3+Fe\rightarrow Fe(NO_3)_2+N_2+H_2O$

Лекція 10

Тема 9.3. Неметали п'ятої групи

Мета:

навчальна – поглибити знання про неметалічні елементи п'ятої групи, їх місце в періодичній системі та особливості будови атомів), явища алотропії та адсорбції; поширення неметалічних елементів у природі та їх застосуванням;

виховна - виробити кмітливість, увагу на занятті,формувати вміння працювати самостійно та в колективі;

розвиваюча - поширення неметалічних елементів у природі та їх застосування

Тип заняття: комбіноване заняття

План

1.Загальна характеристика неметалів V групи

2. Нітроген у природі

а)фізичні і хімічні властивості Нітрогену;

б) добування і застосування нітрогену в промисловості

3. Аміак, його добування, фізичні та хімічні властивості.

4. Гідроксид амонію. Солі амонію, їх властивості, застосування.

5. Нітритна кислота, її окисні і відновні властивості. Солі нітритної кислоти.

6.Нітратна кислота, її добування в лабораторії і промисловості

а)фізичні і хімічні властивості нітратної кислоти: розкладання при нагріванні, окисні властивості;

б)взаємодія розбавленої і концентрованої кислоти з металами;

в) солі нітратної кислоти, їх властивості, застосування.Вплив нітратів

на якість харчових продуктів.

7.Фосфор.Алотропічні видозміни Фосфору, їх властивості.Хімічні властивості фосфору : взаємодія з металами, киснем, галогенами. Добування та застосування фосфору.

8.Оксид фосфору(V) і фосфорні кислоти. Ортофосфатна кислота, її солі. Застосування солей ортофосфатної кислоти

Зміст лекції

1.До неметалів належать елементи, атоми яких мають на зовнішньому енергетичному рівні чотири й більше електронів (за винятком водню і бору; у атомів водню - один електрон, у бору - 3). У періодичній системі вони містяться в її правій верхній частині лише в головних підгрупах. Межа проходить по умовній лінії, яка з'єднала б такі елементи, як бор і астат. Елементи-неметали виявляють значну спорідненість до електрона і значно більш високу енергію іонізації порівняно з елементами-металами. Вступаючи в хімічну взаємодію, атоми неметалів, як правило, приєднують електрони, виявляючи властивості окисників. Здатність приєднувати електрони підвищується зі збільшенням порядкового номера неметалу в періоді, та зменшується з його зростанням у групі. Отже, в періоді зліва направо відбувається посилення неметалічних властивостей елементів, а в групах зверху вниз - послаблення. За здатністю приєднувати електрони елементи можна розташувати в такій послідовності:

$$F > O > Cl > N > S > C > P > H > Si,$$

Типові неметали взаємодіють з металами, утворюючи сполуки з іонним зв'язком , а також взаємодіють між собою, утворюючи сполуки з ковалентним зв'язком. Наприклад, у аміаку NH_3, зв'язок ковалентний полярний .З киснем неметали утворюють оксиди, переважна більшість яких

належить до кислотних, гідроксиди цих оксидів є кислотами. З воднем неметали утворюють леткі водневі сполуки: NH_3.

Для неметалів характерні реакції-сполучення й заміщення. Ці реакції є окисно-відновними.

До VA групи належать: Нітроген N, Фосфор P, Арсен As, Стибій Sb та Бісмут Bi.На зовнішньому електронному рівні атоми елементів VA групи містять 5 електронів, будова зовнішнього електронного рівня $ns^2np^3nd^0$, для них характерні основний і збуджений стани (крім Нітрогену, див. нижче).

У збудженому стані максимальна валентність елементів VA пгрупи становить 5 (крім Нітрогену).

У групі зверху вниз посилюються металічні властивості: Нітроген і Фосфор – типові неметали, Арсен і Стибій – виявляють деякі ознаки металів, Бісмут – типовий метал.У сполуках з Гідрогеном внаслідок малої різниці електронегативностей зв'язок E—H малополярний, тому ці сполуки не виявляють кислотних властивостей.

Гідриди Нітрогену і Фосфору виявляють основні властивості за рахунок приєднання протона за донорно-акцепторним механізмом, гідриди інших елементів VA підгрупи цієї здатності не мають.

Вищі оксиди елементів VA підгрупи та їх гідрати мають виражені кислотні властивості, що зменшуються зі зростанням заряду ядра центрального атома.

2.Нітроген (лат. nitrogen – утворює селітру) – перший елемент VA групи Періодичної системи. На зовнішньому електронному рівні містить 5 електронів – $2s^22p^3$:

Поширення у природі.

Основна маса азоту зосереджена в атмосферному повітрі (78% за об'ємом). У великій кількості зв'язаний азот міститься в чилійській селітрі $NaNO_3$.

Зв'язаний азот міститься в усіх живих організмах у складі білків та нуклеїнових кислот.

Загальний вміст азоту в земній корі (включаючи атмосферу і гідросферу) становить 0,04% за масою.

Одержання. У лабораторії азот одержують нагріванням амоній нітриту NH_4NO_2: $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$,

або дією газоподібного амоніаку NH_3 на розпечений CuO:

$$3CuO + 2NH_3 = N_2 + Cu + 3H_2O.$$

У промисловості азот одержують з повітря шляхом глибокого охолодження і наступною фракційною перегонкою.

Фізичні властивості.

За н. у. азот – безбарвний газ без запаху і смаку, легший за повітря. При – 195,8 ^{0}C зріджується. Малорозчинний у воді (при 20 ^{0}C у 100 г води розчиняється 15,4 мл азоту).

Хімічні властивості.

1. За звичайних умов азот реагує з літієм, а при нагріванні і з іншими металами, утворюючи нітриди:

$$6Li + N_2 = 2Li_3N, \qquad 3Mg + N_2 = Mg_3N_2.$$

Нітриди – солеподібні сполуки, які можна розглядати як продукти повного заміщення атомів Гідрогену у молекулі амоніаку на атоми металу. При дії води нітриди розкладаються на гідроксид відповідного металу та амоніак:

$$AlN + 3H_2O = Al(OH_3)^{-} + NH_3.$$

2. При високій температурі і тиску азот сполучається з воднем з утворенням амоніаку:

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3.$$

3. При температурі вищій 3000 ^{0}C або під дією електричного розряду азот реагує з киснем з утворенням NO:

$$N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO,$$

який на повітрі окиснюється до NO_2:

$$2NO + O_2 \leftrightarrow NO_2.$$

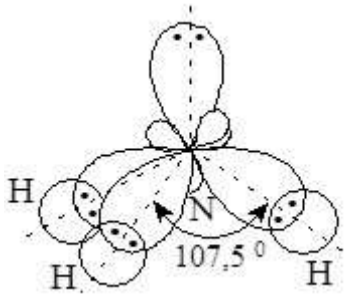
Застосування.

Основну масу азоту використовують у промисловості для синтезу амоніаку.

Азотом заповнюють електролампи, використовують для створення інертної атмосфери при зварювальних роботах. Рідкий азот використовують у холодильних установках для одержання низьких температур.

3. Амоніак. Солі амоніаку

Найважливішою сполукою Нітрогену з Гідрогеном є амоніак NH_3. Молекула амоніаку – пірамідальна, полярна (мал. 3). Ступінь окиснення атома Нітрогену –3. Атомні орбіталі Нітрогену перебувають у стані sp^3-гібридизації і утворюють три s-зв'язки з трьома атомами Гідрогену. Молекула амоніаку – яскраво виражений донор електронної пари, що дає можливість утворювати хімічні зв'язки за донорно-акцепторним механізмом.



Мал3. Молекула амоніаку.

Одержання

У лабораторії амоніак одержують шляхом нагрівання хлориду амонію NH_4Cl з гашеним вапном $Ca(OH)_2$:

$$NH_4Cl + Ca(OH)_2 = 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O.$$

У промисловості раніше амоніак одержували ціаноамідним способом у дві стадії. На першій стадії проводили реакцію N_2 з кальцій карбідом CaC_2 при нагріванні:

$$CaC_2 + N_2 = CaCN_2 + C.$$

Далі дією води на утворений продукт одержували амоніак:

$$CaCN_2 + 3H_2O = CaCO_3 + 2NH_3.$$

Сьогодні амоніак одержують виключно безпосередньою взаємодією простих речовин H_2 і N_2 при високій (500^0C) температурі і тиску (30 мПа) за наявності каталізатора Fe/Al_2O_3:

$$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3,\ \Delta H = -92\ кДж.$$

Рівновага реакції зміщена ліворуч, тому з реакційної суміші при охолодженні виділяють амоніак, а азот і водень, що не прореагували вводять у наступний цикл. Описану технологію вперше застосував у 1908 р. Ф. Габер (Німеччина), тому її називають процес Габера.

Фізичні властивості

За н. у. амоніак – безбарвний газ з різким запахом, легший за повітря. При –33,4 ^0C зріджується, а при –77,8 ^0C кристалізується.Висока температура кипіння газоподібного амоніаку зумовлена утворенням міжмолекулярних водневих зв’язків.Амоніак дуже добре розчинний у воді: в 1 об’ємі води розчиняється 700 об’ємів амоніаку. Максимальна масова частка амоніаку у воді – 25%. Такий розчин амоніаку називають аміачною водою, 10% розчин – нашатирний спирт. Зі зростанням температури розчинність амоніаку зменшується і він виділяється з розчинів.

Хімічні властивості.

1. Горить у кисні зеленим полум’ям:

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O.$$

2. За наявності каталізаторів (Pt, Fe_2O_3) горить з утворенням NO:

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O.$$

Цю реакцію використовують у виробництві нітратної кислоти.

3. Реагує з окисниками:

$$2NH_3 + 3CuO = N_2 + 3Cu + 3H_2O, \qquad 2NH_3 + 3Br_2 = N_2 + 6HBr.$$

4. При пропусканні над розплавленими активними металами утворює аміди:

$$2NH_3 + 2Na = 2NaNH_2 + H_2,$$

які при дії води розкладаються на луг і амоніак:

$$NaNH_2 + H_2O = NaOH + NH_3.$$

5. При нагріванні амоніак знебарвлює розчини перманганатів:

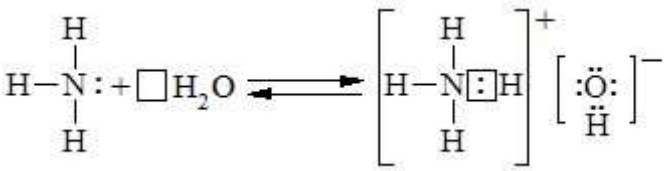
$$2NH_3 + 2KMnO_4 = N_2 + 2MnO_2 + 2KOH + 2H_2O.$$

6. Основні властивості виявляє за рахунок утворення водневих зв'язків з молекулами води і встановленням рівноваги:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_3{\cdot}H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-.$$

Розчин амоніаку у воді – електроліт зі слабкими основними властивостями. Оскільки концентрація іонів OH^- у розчині дуже незначна, то говорити про існування іонної сполуки NH_4OH не можна.

Комплексний іон NH_4^+ тетраедричної будови утворюється за донорно-акцепторним механізмом, усі зв'язки N—H у ньому рівноцінні:



Аналогічно амоніак реагує з кислотами, утворюючи солі амонію:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl, \qquad 2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4.$$

У цих реакціях амоніак є основою Льюїса (акцептором протона).

1. За схожим механізмом відбувається утворення комплексних сполук – амоніакатів:

$$AgCl + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]Cl.$$

8. Аналогічно амоніак реагує з галогенопохідними вуглеводнів з утворенням солей алкіламоніаку – реакція Гофмана (див. Органічна хімія):

$$CH_3I + 2NH_3 = [CH_3NH_3]I^-.$$

4.Солі амоніаку

Солі амоніаку – іонні сполуки, легко розчинні у воді.

1. У воді солі амоніаку гідролізують, створюючи кисле середовище (pH < 7):

$$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_2O + HCl.$$

2. Виявляють усі характерні властивості солей. У реакціях обміну іон NH_4^+ зберігається:

$$NH_4Cl + AgNO_3 = NH_4NO_3 + AgCl\downarrow.$$

3. При дії лугів утворюються амоніак і вода:

$$NH_4NO_3 + NaOH = NH_3 + H_2O + NaNO_3.$$

Це – якісна реакція на іон NH_4^+. Якщо при нагріванні речовини з лугом відчувається запах амоніаку, а вологий індикаторний папірець, піднесений до отвору пробірки синіє – це вказує на наявність іона NH_4^+ у складі речовини.

4. Солі амоніаку – термічно нестійкі, їх розклад може відбуватись оборотно або необоротно.

Оборотно розкладаються солі амоніаку, утворені аніонами кислот-неокисників:

$$NH_4Cl \leftrightarrow NH_3 + HCl, \qquad (NH_4)_2SO_4 \leftrightarrow NH_3 + NH_4HSO_4,$$

$$(NH_4)_2CO_3 \leftrightarrow 2NH_3 + CO_2 + H_2O, \qquad NH_4HCO_3 \leftrightarrow NH_3 + CO_2 + H_2O.$$

Необоротно розкладаються солі амоніаку, утворенні аніонами кислот-окисників:

$$(NH_4)_2NO_2 = N_2 + 2H_2O, \qquad NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O,$$

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O.$$

Остання реакція супроводжується виділенням великої кількості тепла і світла, розбризкуванням іскор та утворенням зеленого попелу Cr_2O_3, тому називається “вулкан”.

5. Нітритна кислота. Нітрити

Нітритна кислота існує лише у розбавлених розчинах.

Одержують HNO_2 дією кислот-неокисників (HCl) на холодні розчини нітритів:

$$NaNO_2 + HCl = HNO_2 + NaCl.$$

HNO_2 – дуже слабка одноосновна кислота, при нагріванні і в концентрованих розчинах розкладається:

$$2HNO_2 = NO + NO_2 + H_2O.$$

Солі цієї кислоти – нітрити утворюються при нагріванні нітратів лужних і лужноземельних металів у присутності свинцю:

$$KNO_3 + Pb = KNO_2 + PbO.$$

Нітрити (крім $AgNO_2$) добре розчинні у воді, гідролізують, створюючи лужне середовище (pH > 7).

Оскільки ступінь окиснення Нітрогену +3, є проміжним, то нітрити можуть виявляти окисні (реакція а) або відновні (реакція б) властивості:

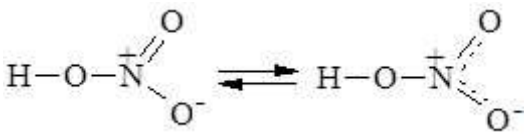
$2NaNO_2 + 2NaI + 2H_2SO_4 = 4NO + I_2 + 2Na_2SO_4 + 2H_2O$ (а),

$5KNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5KNO_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O$ (б).

Натрій нітрит $NaNO_2$ застосовують у харчовій промисловості, виробництві барвників, в органічному синтезі.

6. Нітратна кислота. Нітрати

Атом Нітрогену в нітратній кислоті виявляє максимальну валентність –4. Ступінь окиснення Нітрогену +5, він перебуває у стані sp^2-гібридизації. Графічно молекула нітратної кислоти зображується у вигляді двох резонансних структур:



Одержання

В лабораторії HNO_3 одержують дією концентрованої сульфатної кислоти на тверді нітрати лужних або лужноземельних металів:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 = HNO_3 + NaHSO_4,$$

з наступною відгонкою HNO_3 з реакційної суміші.

У промисловості добування HNO_3 ведуть за процесом Оствальда, який складається із стадій:

1. окиснення амоніаку киснем повітря у присутності каталізатора Pt/Rh при 900 ^{0}C:

$$3NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O, \Delta H = -906 \text{ кДж/моль},$$

реакція екзотермічна, що дозволяє підтримувати температуру 900 ^{0}C без додаткового нагрівання;

2. окиснення NO до NO_2 киснем повітря при охолодженні:

$$2NO + O_2 = 2NO_2;$$

3. поглинання NO_2 водою в присутності кисню:

$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3.$$

Утворюється розчин з масовою часткою HNO_3 60%, який перегонкою концентрують до масової частки HNO_3 68%, одержуючи при цьому азеотропну суміш*.

Подальше концентрування (до 98%) проводять перегонкою з сульфатною кислотою або P_2O_5.

Концентровану HNO_3 перевозять в алюмінієвих цистернах, розбавлену – у посуді з кислотостійких матеріалів.

Фізичні властивості

Чиста HNO_3 – безбарвна рідина, густина 1,51 г/см^3, кристалізується при -42 ^{0}C у прозору кристалічну масу. Температура кипіння 86 ^{0}C.

На повітрі димить, з водою змішується у будь-яких відношеннях. Технічна HNO_3 забарвлена в жовтий колір за рахунок розчиненого у ній NO_2.

Хімічні властивості

I. Кислотні властивості. У водному розчині HNO_3 практично повністю дисоціює на іони:

$$HNO_3 + H_2O = H_3O^+ + NO_3^-,$$

і є однією з найсильніших кислот. Виявляє усі характерні властивості кислот (реагує з оксидами, основами, солями) з утворенням солей – нітратів.

II. При нагріванні на світлі частково розкладається:

$$4HNO_3 = 4NO_2 + O_2 + 2H_2O,$$

III. Окисні властивості.

Безводна HNO_3 та у водних розчинах (розбавлених і концентрованих) виявляє сильні окисні властивості.

1. Взаємодія з неметалами:

а) концентрована HNO_3 окиснює неметали до вищого ступеня окиснення, відновлюючись до NO_2:

$S + 6HNO_3 = 6NO_2 + H_2SO_4 + H_2O$, $C + 4HNO_3 = 4NO_2 + CO_2 + 2H_2O$,

$P + 5HNO_3 = 5NO_2 + H_3PO_4 + H_2O$, $I_2 + 10HNO_3 = 10NO_2 + 2HIO_3 + 4H_2O$.

б) розбавлена HNO_3 відновлюється до NO, неметали окиснює до вищого ступеня окиснення:

$S + 2HNO_3 = 2NO + H_2SO_4$, $C + 4HNO_3 = 4NO + 3CO_2 + 2H_2O$,

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 5NO + 3H_3PO_4.$$

2. Взаємодія з металами.

а) Концентрована HNO_3 при взаємодії з активними метали (лужними і лужноземельними) відновлюється до N_2O:

$$4Mg + 10HNO_3 = N_2O + 4Mg(NO_3)_2 + 5H_2O.$$

У реакції з металами середньої активності (Zn, Cd, Sn, Pb, Cu, Ag, Hg) HNO_3 відновлюється до NO_2:

$$Cu + 4HNO_3 = NO_2 + Cu(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Концентрована HNO_3 не реагує з Au, Pt і платиновими металами, а також не діє на Cr, Fe та Al внаслідок їх пасивації.

б) Розбавлена HNO_3 при дії на метали (лужні та лужноземельні) відновлюється до NH_4NO_3:

$$4Ca + 10HNO_3 = 4Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O.$$

Менш активні метали (Fe, Co, Ni, Sn) відновлюють розбавлену HNO_3 до N_2O:

$$8Fe + 30HNO_3 = 8Fe(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O.$$

При дії розбавленої HNO_3 на Pb, Cu, Bi виділяється NO:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$

Розбавлена HNO_3 на Ag, Hg, Au і платинові метали не діє.

Слід зазначити, що у реакціях HNO_3 з металами не виділяється водень, а утворюється суміш продуктів відновлення HNO_3, співвідношення яких залежить від концентрації HNO_3, активності металу, температури тощо.

Отже, чим більш розбавлена нітратна кислота і активніший метал, тим глибше відновлення атому Нітрогену.

3. Метали, які не розчиняються у нітратній кислоті будь-яких концентрацій, розчиняються у суміші концентрованих HNO_3 та HCl (1:3) – "царська вода" (нім. Kaiser wasser). Вона розчиняє золото та платинові метали.

Сильна окисна здатність її зумовлена утворенням атомарного хлору:

$$3HCl_{к.} + HNO_{3к.} = 3Cl\cdot + NO + 2H_2O,$$

$$Au + 4HCl + HNO_3 = H[AuCl_4] + NO + H_2O.$$

Суміш концентрованих HF та HNO_3 – "пекельна суміш" переводить малоактивні метали в комплексні сполуки:

$$3Ta + 21HF + 5HNO_3 = 3H_2[TaF_7] + NO + 10H_2O.$$

гексафлуоротанталова (V) кислота

4. Взаємодіє з бінарними сполуками:

карбідами: $3CaC_2 + 16HNO_{3к.} = 3Ca(NO_3)_2 + 6CO_2 + 10NO + 8H_2O$,

сульфідами: $3As_2S_3 + 28HNO_{3к.} + 4H_2O = 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$,

гідридами: $3H_2S + 2HNO_{3р.} = 3S + 2NO + 4H_2O$,

фосфідами: $Mg_3P_2 + 14HNO_{3к.} = 3Mg(NO_3)_2 + 2H_3PO_4 + 8NO_2 + 4H_2O$,

оксидами: $As_2O_3 + 2HNO_{3к.} + 2H_2O = 2H_3AsO_4 + N_2O_3$.

IV. Взаємодія з органічними речовинами. При дії концентрованої HNO_3 більшість органічних речовин обвуглюється. Вуглеводні з нітратною кислотою утворюють нітропохідні (реакція Коновалова), спирти – естери (нітрати – нітрогліцерин, нітроцелюлоза). Характерною реакцією на білки є дія

концентрованої нітратної кислоти з появою жовтого забарвлення – ксантопротеїнова реакція. Детально взаємодію нітратної кислоти з органічними речовинами розглянуто в розд. Органічна хімія.

Застосування

Більшість нітратної кислоти використовують на виготовлення азотних добрив, вибухових речовин, барвників, для виробництва сульфатної кислоти нітрозним способом, виготовлення лаків, кіноплівки (нітроцелюлоза).

Солі нітратної кислоти – **нітрати** – кристалічні іонні сполуки, добре розчинні у воді.

Нітрати одержують дією нітратної кислоти на метали, оксиди, основи або солі летких кислот (карбонати).

1. Окисні властивості нітрати виявляють у розчинах лугів:

$$4Zn + NaNO_3 + 7NaOH + 6H_2O = 4Na_2[Zn(OH)_4] + NH_3.$$

2. Сильними окисниками нітрати є у розплавах:

$$Fe_2O_3 + 3KNO_3 + 4KOH = 2K_2FeO_4 + 3KNO_2 + 2H_2O.$$

3. При нагріванні нітрати розкладаються, залежно від природи катіона утворюються різні продукти:

а) нітрати лужних і лужноземельних кислот розкладаються до нітриту і кисню:

$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2;$$

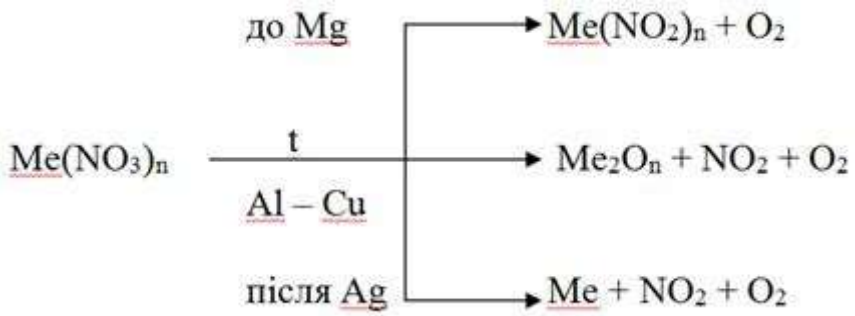
б) нітрати металів середньої активності утворюють оксид металу, NO_2 і кисень:

$$Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2;$$

в) нітратів малоактивних металів утворюють метал, NO_2 і кисень:

$$Hg(NO_3)_2 = Hg + 2NO_2 + O_2.$$

Залежно від місця металу в ряду стандартних електродних потенціалів нітрати розкладаються за схемою (включаючи зазначений метал):



Амоніак нітрат NH_4NO_3 при розкладі утворює N_2O і воду:

$$NH_4NO_3 = N_2O + H_2O$$

4. Оскільки при розкладі нітратів утворюється кисень, їх використовують для виготовлення чорного пороху:

$$2KNO_3 + 3C + S = N_2 + 3CO_2 + K_2S.$$

Якісною реакцією на іони NO_3^- є нагрівання нітратів з концентрованою сульфатною кислотою і порошком міді – утворюється бурий газ NO_2:

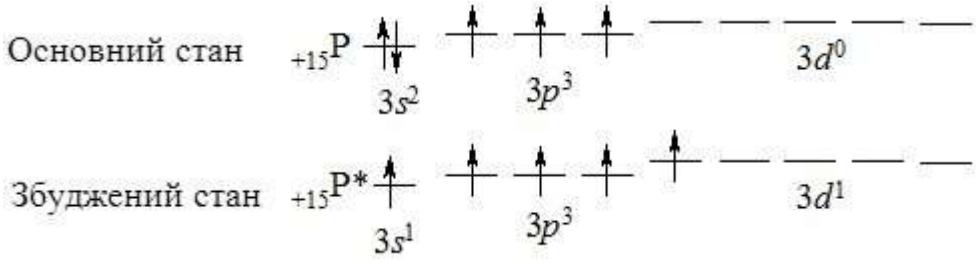
$$Me(NO_3)_2 + Cu + H_2SO_4 = Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O + MeSO_4.$$

Нітрати використовують у сільському господарстві як азотні добрива, у піротехніці для виготовлення чорного пороху і вибухових речовин.

7.Фосфор

Електронна будова

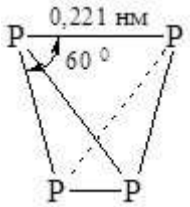
Фосфор P – другий елемент VA підгрупи Періодичної системи. Електронна конфігурація зовнішнього електронного рівня атома фосфору $3s^2 3p^3$. Він – повний електронний аналог Нітрогену, однак за рахунок більшого атомного радіуса і наявності вакантного 3*d*-підрівня їх хімічні властивості відрізняються. Неподілена електронна пара на 3*s*-підрівні може розпаровуватись (атом переходить у збуджений стан) і один електрон переходить на 3*d*-підрівень, за рахунок чого фосфор виявляє максимальний ступінь окиснення +5 (утворює 5 ковалентних зв’язків за обмінним механізмом:



Алотропія та фізичні властивості

Фосфор утворює кілька алотропних модифікацій з різними властивостями.

Білий фосфор – м`яка кристалічна речовина з т. пл. 44,1 ^{0}C. Розчинний у сірковуглеці CS_2 та органічних розчинниках, нерозчинний у воді, тому білий фосфор зберігають під шаром води. У парах простої речовини містяться молекули P_4 (мал.4). ***Отруйний!***



Мал..4 Молекула P_4.

Ця модифікація є найбільш реакційноздатною. Нагрівання P_4 без доступу повітря при 300 ^{0}C веде до утворення червоного фосфору з т. пл. 585 – 600 ^{0}C і полімерними молекулами P_n. Він менш реакційноздатний.

Чорний фосфор утворюється при нагріванні білого фосфору при 200 ^{0}C і тиску 1200 кПа. Це найстійкіша модифікація, на вигляд нагадує графіт. Чорний фосфор хімічно стійкий, не розчинний у сірковуглеці та неотруйний.

Поширення у природі.

Вміст фосфору у земній корі становить біля 0,1%. Через високу хімічну активність у вільному стані він не зустрічається, а перебуває лише у формі сполук. Найважливішими мінералами фосфору є фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$ і апатит

$3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaX$ (X = OH, F, Cl – відповідно гідроксил-, флуоро- або хлорапатит) або $Ca_3(PO_4)_2X$.

Одержання

Фосфор вперше добув перегонкою сечі Х. Брандт (Німіччина) у 1670 р.

Сировиною для промислового одержання фосфору є апатит або фосфорит, у яких фосфор знаходиться у максимальному ступені окиснення +5. Мінерали відновлюють в електропечах у присутності вугілля і піску:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 = P_4\uparrow + 6CaSiO_3 + 10CO.$$

Утворену пару білого фосфору P_4 конденсують під водою.

Хімічні властивості

У хімічних реакціях найактивніший білий фосфор, який записують “P_4”. Інші модифікації, або коли модифікація невідома, записують “P”.

1. Взаємодія з неметалами. Залежно від співвідношення реагентів (нестача чи надлишок фосфору) можуть утворюватись сполуки P^{+3} або P^{+5}:

$4P + 3O_2 = 2P_2O_3$, $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$,

$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$, $2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$,

$2P + 3S = P_2S_3$, $2P + 5S = P_2S_5$.

При гідролізі оксидів Фосфору утворюється одна з фосфатних кислот (див. Кислоти фосфору). Галогеніди і сульфіди Фосфору розкладаються водою з утворенням двох кислот:

$PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl$, $PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl$,

$P_2S_3 + 6H_2O = 2H_3PO_3 + 3H_2S$, $P_2S_5 + 8H_2O = 2H_3PO_4 + 5H_2S$,

тобто вони – галоген- і тіоангідриди фосфітної H_2PHO_3 (двоосновна кислота, її формула $H_2[HPO_3]$) і ортофосфатної H_3PO_4 кислот.

З воднем фосфор безпосередньо не реагує.

2. Взаємодія з металами відбувається при нагріванні:

$$6Ca + P_4 = 2Ca_3P_2.$$

Утворені фосфіди – солеподібні сполуки. Ступінь окиснення Фосфору у їх складі –3.

Деякі фосфіди гідролізують з утворенням газоподібного фосфіну PH_3:

$$Mg_3P_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2PH_3.$$

PH_3 – безбарвний газ із запахом гнилої риби, за будовою молекули схожий на амоніак, однак основні властивості PH_3 виражені слабше (зокрема, не розчиняється у воді за рахунок відсутності водневих зв'язків).

Утворює солі з сильними кислотами (HCl, HI, $HClO_4$):

$$PH_3 + HCl = [PH_4^+]Cl^-.$$

фосфонію хлорид

Солі фосфонію утворені аналогічно солям амоніаку. Гідролізують необоротно:

$$PH_4Cl + H_2O = PH_4OH + HCl\uparrow.$$

У природі фосфін утворюється при гнитті органічних решток. На повітрі він димеризується у P_2H_6, що самозаймається і горить блакитним полум`ям:

$$P_2H_6 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O.$$

З цим пов`язане виникнення "блукаючих вогників" на цвинтарях і болотах («вогні святого Ельма»).

3. Взаємодія з лугами при нагріванні супроводжується диспропорціюванням:

$$P_4 + 3NaOH + 3H_2O = PH_3 + 3NaH_2PO_2.$$

Натрій гіпофосфіт NaH_2PO_2 – сіль слабкої одноосновної кислоти H_3PO_2 (точніше $H[H_2PO_2]$).

4. Взаємодія з кислотами-окисниками веде до утворення фосфатної кислоти:

$$P + 5HNO_{3к.} = H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O,$$

$$2P + 5H_2SO_{4к.} = 5H_3PO_4 + 3SO_2 + H_2O.$$

5. Суміш Армстронга використовують у виробництві сірників. При терті сірникової голівки ($K_2Cr_2O_7 + KClO_3 + S + MnO_2/Fe_2O_3$) до намазки коробки ($P_{черв.+скло}$) відбувається реакція:

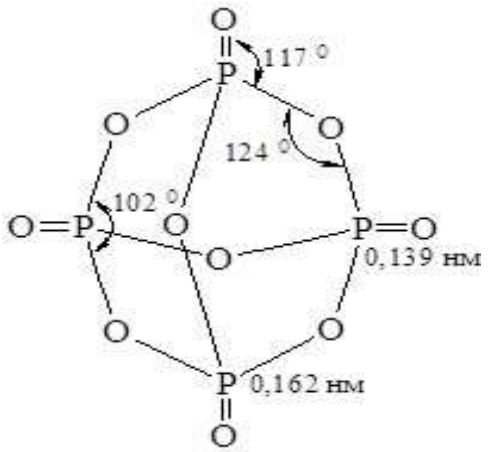
$$6P + 5KClO_3 = 5KCl + 3P_2O_5.$$

Застосування.

Фосфор використовують у виробництві сірників, димоутворюючих речовин, інсектицидів, у металургії.

У природі фосфор входить до складу нуклеїнових кислот, білків крові, мозкових, нервових тканин. У кістках хребетних тварин фосфор перебуває у вигляді кальцій ортофосфату $Ca_3(PO_4)_2$

8.Фосфор (V) оксид (фосфатний ангідрид). Йому відповідає формула P_4O_{10} (мал.5).



Мал.5. Молекула P_4O_{10}.

Утворюється при горінні фосфору в надлишку кисню. P_4O_{10} – білий гігроскопічний порошок. Типовий кислотний оксид. При взаємодії з водою, залежно від умов, утворюються різні кислоти фосфору. На холоді утворюється тетраметафосфатна кислота :

$$P_4O_{10} + 2H_2O = (HPO_3)_4.$$

З більшою кількістю води утворюється дифосфатна (пірофосфатна) кислота:

$$P_4O_{10} + 4H_2O = 2H_2P_4O_7.$$

При надлишку води утворюється фосфатна кислота:

$$P_4O_{10} + 6H_2O = 4H_3PO_4.$$

Кип`ятіння $(HPO_3)_4$ та $H_2P_4O_7$ з надлишком води веде до утворення фосфатної кислоти:

$$(HPO_3)_4 + 4H_2O = 4H_3PO_4, \qquad H_2P_4O_7 + H_2O = 4H_3PO_4.$$

Аналогічно, з лугами P_4O_{10} утворює солі – мета- або ортофосфати:

$$P_4O_{10} + 4NaOH = 4NaPO_3 + 2H_2O \qquad P_4O_{10} + 12NaOH = 4Na_3PO_3 + 6H_2O$$

натрій метафосфат натрій ортофосфат

P_4O_{10} енергійно віднімає воду від кислот, що дає можливість одержувати ангідриди відповідних кислот:

$$P_4O_{10} + 4HNO_3 = 4HPO_3 + 2N_2O_5, \quad P_4O_{10} + 4HClO_4 = 4HPO_3 + 2Cl_2O_7.$$

При сплавленні P_4O_{10} з карбонатами або гідрогенкарбонатами лужних і лужноземельних металів утворюються метафосфати:

$$4NaHCO_3 + P_4O_{10} = 4NaPO_3 + 4CO_2 + 2H_2O.$$

Найважливішою з кислот фосфору є **ортофосфорна кислота H_3PO_4** зі ступенем окислення Фосфору +5.

Одержують H_3PO_4 у лабораторії взаємодією фосфору з 30% нітратною кислотою:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO.$$

У промисловості H_3PO_4 – дією концентрованої сульфатної кислоти на фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = H_3PO_4 + CaSO_4\downarrow,$$

або спалюванням фосфору з надлишком кисню і наступним розчиненням P_4O_{10} у надлишку води. Останній метод дозволяє одержати дуже чисту концентровану фосфатну кислоту.

Фізичні властивості. Безводна H_3PO_4 – безбарвні прозорі кристали з т. пл. 42 ^{0}С. Дуже добре розчинна у воді, нелетка.

Хімічні властивості. У водному розчині H_3PO_4 – кислота середньої сили. Дисоціює ступінчато:

I ступінь: $H_3PO_4 \leftrightarrow H_2PO_4^- + H^+$,

II ступінь: $H_2PO_4^- \leftrightarrow HPO_4^{2-} + H^+$,

III ступінь: $HPO_4^{2-} \leftrightarrow PO_4^{3-} + H^+$.

H_3PO_4 виявляє усі властивості, характерні для кислот-неокисників. Реагує з активними металами, основними оксидами, солями слабких кислот (карбонатами, силікатами) з утворенням солей – фосфатів (ортофосфатів). H_3PO_4, як триосновна кислота утворює три типи солей: середні і кислі з одним або двома атомами гідрогену у складі кислотного залишку:

K_3PO_4, $Ca_3(PO_4)_2$ – середні солі – ортофосфати,

K_2HPO_4, $CaHPO_4$ – дизаміщені кислі солі – моногідрогенфосфати,

KH_2PO_4, $Ca(H_2PO_4)$ – монозаміщені кислі солі – дигідрогенфосфати.

Дигідрогенфосфати розчинні у воді, із моногідрогенфосфатів та ортофосфатів у воді розчинні лише солі лужних металів і амоніаку.

У водних розчинах середніх і дизаміщених фосфатів лужних металів pH > 7, у монозаміщених – pH < 7

Ортофосфати одержують дією надлишку лугу на фосфатну кислоту:

$$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O,$$

або дією лугу на кислі фосфати:

$Na_2HPO_4 + NaOH = Na_3PO_4 + H_2O$, $NaH_2PO_4 + 2NaOH = Na_3PO_4 + 2H_2O$.

Контрольні питання

1. Вкажіть найактивніший неметал.
2. Сполука Нітрогену,що зумовлює кислотні дощі.
3. Вкажіть алотропні видозміни Фосфору.
4. Вкажіть максимальну ступінь окиснення Фосфору.
5. Яка кислота відповідає оксиду NO_2

6.Вкажіть формулу сполуки з Гідрогеном елемента P.

7.Вкажіть газ найбільш розчинний у воді : а)N_2 б)H_2S в)NH_3 г)CH_4

8.Вкажіть газ важчий за повітря : а)HCl б)NH_3 в)CH_4 г)Ne

9.Розчин амоніаку у воді має середовище….

10.Якісна реакція на йон амонію NH^+ є з.. Що при цьому побачимо?

11.Формула амоніаку.

12.Вкажіть продукти реакції $Na+HNO_{3(k)}$ =

13.Вкажіть продукти реакції $Cu+HNO_{3(k)}$ =

14.Яка кислота відповідає оксиду P_2O_5?

15.Яке забарвлення лакмусу в розчині нітратної кислоти?

16.Вкажіть забарвлення метилоранжу в розчині $N_2O_5 + H_2O$.

17.Вкажіть газ легший за повітря :а)NO_2 б)N_2O в)SO_2 г)CO_2

18.Вкажіть продукти реакції $Ag+HNO_{3(p)}$ =

19.Вкажіть несолетворні оксиди Нітрогену

20.Який оксид відповідає кислоті HNO_3 ?

21.Яка кислота відповідає оксиду N_2O_3 ?

22.Вкажіть ступінь окиснення Нітрогену в речовині $Fe(NO_3)_3$

23.Які метали пасивує концентрована нітратна кислота?

24.Вкажіть продукти реакції $Ba+HNO_{3(p)}$ =

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросі и задачи по общей и неорганической химии. -М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 11

Тема9.4: **Неметали четвертої групи**

Мета заняття:

навчальна - поглибити знання про неметалічні елементи четвертої групи(їх місце в періодичній системі та особивості будови атомів), явища алотропії та адсорбції, поширення неметалічних елементів у природі та їх застосування;

виховна - виробити кмітливість, увагу на занятті, вміння працювати самостійно та в колективі;

розвиваюча- поширення неметалічних елементів у природі та їх застосування;

Тип заняття:засвоєння нових знань.

Засоби навчання:підручник,схеми, роздатковий матеріал

Міжпредметні зв'язки : фізика, біологія

Метод: конспектування,групова робота

Обладнання:періодична система елементів Д. І. Менделєєва,проектор.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.-К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.

-М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Структура заняття

1.Організаційна частина

2. Актуалізація опорних знань.

1) Розміщення неметалів в періодичній системі, будова їх атомів.

2) Будова молекул(типи хімічного зв'язку).

3) Загальні властивості неметалів.

4) Як визначити ступені окислення неметалів четвертої групи?

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Ознайомитись з розміщенням карбону і силіцію у періодичній системі,
Їх хімічними властивостями. Порівняти властивості кремнію і його сполук з властивостями сполук карбону.

4.План заняття.

1. Загальна характеристика неметалів четвертої групи
2.Карбон, знаходження в природі
3.Алотропія карбону
4.Фізичні і хімічні властивості алотропних видозмін арбону.
5Активоване вугілля, його застосування. Поняття про адсорбцію.
6.Оксиди карбону(II) і(IV),їх властивості, застосування.

6. Підведенняпідсумків

*** узагальнення матеріалу**

Застосування адсорбції у харчовій технології.Карбон і кремній не утворюють ні позитивно, ні негативно заряджених іонів. На передостанньому енергетичному рівні у атомах корбону два, ау кремнію 8 електронів. Цим пояснюється різниця у хімічних властивостях Карбон утворює більш міцні зв'язки.

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1.Здійснити перетворення:$MgCI_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO \rightarrow MgCI_2 \rightarrow Mg(OH)_2$

$C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$

Лекція 11

Тема 9.4 Неметали четвертої групи

Мета:

навчальна – поглибити знання про неметалічні елементи четвертої групи (їх місце в періодичній системі та особливості будови атомів), явища алотропії та адсорбції; поширення неметалічних елементів у природі та їх застосуванням;

виховна - виробити кмітливість, увагу на занятті,формувати вміння працювати самостійно та в колективі;

розвиваюча - поширення неметалічних елементів у природі та їх застосування

Тип заняття: комбіноване заняття, засвоєння нових знань

План

1.Загальна характеристика неметалів четвертої групи.

2. Карбон, знаходження в природі

3. Алотропія Карбону

4. Фізичні ф хімічні властивості алотропних видозмін карбону.

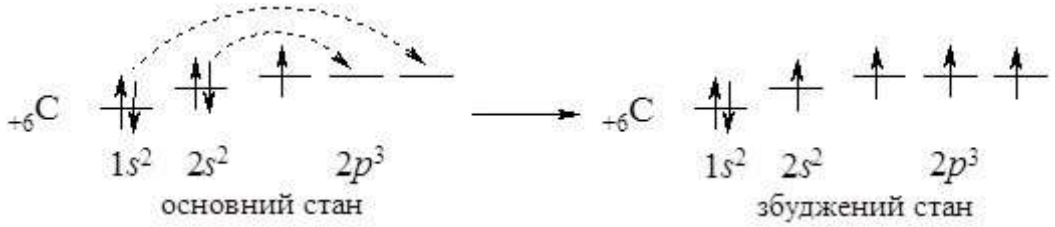
5. Активоване вугілля, його застосування.Поняття про адсорбцію

6. Оксиди карбону(II)і (IV), їх властивості, застосування.

Зміст лекції

1. До головної підгрупи IV групи входить 5 елементів – Карбон C, Силіцій Si, Германій Ge, Станум Sn і Плюмбум Pb.

Електронна конфігурація зовнішнього електронного рівня ns^2np^2, де n – номер періода. Це р-елементи:



За рахунок існування основного і збудженого стану характерні ступені окиснення елементів –4, 0, +2, +4.

Атомні радіуси елементів IVA групи зростають зверху вниз, енергія іонізації і відносна електронегативність зменшуються, послаблюються неметалічні,

посилюються металічні властивості. Карбон і Силіцій – типові неметали,

Германій – перехідний елемент, Станум і Плюмбум – типові метали.

Сполуки елементів IVA підгрупи з гідрогеном не виявляють кислотно-основних властивостей через близькі значення електронегативностей елементів і неполярності молекул.

Вищі оксиди та їх гідрати виявляють кислотні (C, Si) або амфотерні (Sn, Pb)

властивості.

2. Карбон. Вуглець

Карбон – перший елемент IVA підгрупи. Проста речовина існує у формі

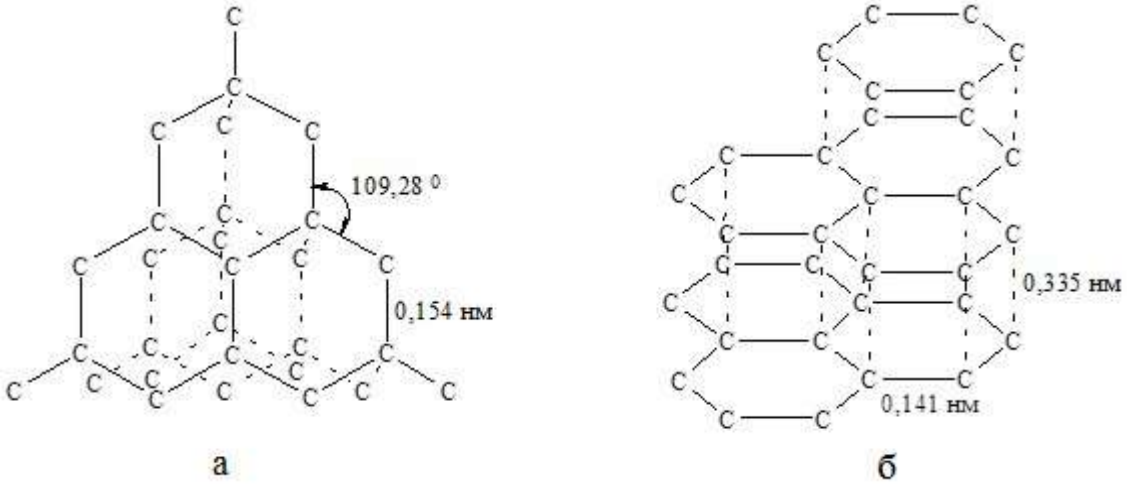
кількох алотропних модифікацій: алмаз, графіт, карбін.

Алмаз – прозора кристалічна речовина. У кристалічній гратці алмазу (рис. 19.1, а) атомні орбіталі Карбону перебувають у стані sp^3-гібридизації і утворюють чотири міцні ковалентні зв'язки. Така будова зумовлює високу твердість і хімічну стійкість алмазу. Алмаз не проводить електричний стум.

При нагріванні до 800 ^{0}C в атмосфері кисню алмаз згорає до CO_2. Спаливши

алмаз, А. Лавуазьє (Англія) у 1772 р. довів, що алмаз складається з Карбону.

Без доступу повітря утворює іншу алотропну модифікацію Карбону – графіт.



Мал. 6. Кристалічні гратки алмазу (а) і графіту (б).

Графіт – сіро-чорна речовина з металічним блиском. Дуже м`який, добре

проводить електричний струм, тугоплавкий, хімічно інертний матеріал. У графіту

шарувата кристалічна гратка (мал6, б). Зв'язки між атомами Карбону в межах одного шару міцні, між шарами – слабкі. Гібридизація атомів карбону у молекулі графіту sp^2.

Карбін – чорна дрібнокристалічна речовина, в природі не існує, її штучно одержують при дегідратації ацетилену HC≡CH при 1000 ^{0}C у присутності Cu^{2+}.

Атоми Карбону перебувають у стані sp-гібридизації. Це – напівпровідник.

Існують α-карбін або поліїн зі структурою –C≡C–C≡C– та β-карбін (полікумулен), його структура =C=C=C=C=.

Нещодавно відкрита ще одна модифікація Карбону – фулерен – сферичні поверхні, що містять від 60 до 84 атомів Карбону.

Поширення у природі

У природі у вільному стані Карбон зустрічається у формі алмазу та графіту.

Вугілля, сажа, кокс – форми існування графіту.

У мінералах Карбон міститься у складі кальциту $CaCO_3$, доломіту $CaCO_3 \times MgCO_3$ і магнезиті $MgCO_3$.

Карбон входить до складу живої матерії, як основний структурний елемент усіх органічних речовин.

4.Фізичні властивості

У будь-якій алотропній формі вуглець не має смаку і запаху, тугоплавкий і нерозчинний у воді та органічних розчинниках (крім фулеренів).

Графіт у формі вугілля завдяки пористій будові має високу адсорбційну здатність.

5.Адсорбція – концентрування різних речовин на поверхні поділу фаз (тверда-рідка, тверда-газова, рідка-газова, рідка-рідка).

Речовина, яка утримує на своїй поверхні частинки називається адсорбентом, речовина, яка утримується – адсорбатом.

Найвищу адсорбційну здатність має активоване вугілля, в якому спеціально очищають пори. Активоване вугілля використовують для очистки повітря в протигазах, видалення отруйних речовин з організму людини, очищення води тощо.

Хімічні властивості Карбону розглянемо на прикладі графіту.

За звичайної температури графіт хімічно інертний. При нагріванні реагує з

неметалами (H_2, F_2, O_2, N, S), металами, оксидами, кислотами.

З простими речовинами:

1. Безпосередньо реагує лише з фтором (з іншими галогенами не реагує):

$$C + 2F_2 = CF_4.$$

2. У реакції з киснем можливе утворення двох оксидів.

При нестачі кисню утворюється карбон (II) оксид:

$$2C + O_2 = 2CO_2,$$

який згоряє у надлишку кисню:

$$2CO + O_2 = 2CO.$$

3. З сіркою реакція відбувається при 1000 ^{0}C:

$$C + 2S = CS_2.$$

Сірковуглець CS_2 розчиняє багатьох речовин.

4. При дії електричного розряду на суміш графіту та азоту утворюється диціан $(CN)_2$ або C_2N_2:

$$2C + N_2 = C_2N_2 \quad (N{\equiv}C{-}C{\equiv}N).$$

Диціан називають псевдогалогеном. При взаємодії з воднем утворюється ціановодень (водні розчини – синильна кислота):

$$(CN)_2 + H_2O = HCN.$$

Синильна кислота та її солі – ціаніди – сильні отрути.

5. За високої температури або наявності каталізатора (Ni/Pt) реагує з воднем з утворенням вуглеводнів:

$$C + 2H_2 = CH_4 \quad (600 – 1000^0C),$$

$$2C + H_2 = C_2H_2 \quad (1500 – 2000^0C),$$

Ці сполуки розглянуто в розд. Органічна хімія.

6. З кремнієм при нагріванні утворюється карбід силіцію:

$$C + Si = SiC.$$

7. З металами при нагріванні утворює карбіди:

$3C + 4Al = Al_4C_3$, $C + 3Fe = Fe_3C$, $2C + Ca = CaC_2$.

Карбіди бувають солеподібні (типу метану (Al_4C_3, Be_2C) і типу ацетилену (CaC_2)), ковалентні (SiC, B_4C_3) і металоподібні (Fe_3C тощо).

При дії води або кислот на карбіди типу метану виділяється метан:

$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4$, $Al_4C_3 + 12HCl = 4AlCl_3 + 3CH_4$.

Карбіди типу ацетилену утворюють ацетилен:

$CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2$, $CaC_2 + 2HCl = CaCl_2 + C_2H_2$.

Ковалентні карбіди – хімічно інертні, дуже тверді речовини.

Металоподібні карбіди – тверді жаростійкі речовини, під дією кислот утворюють метан і водень:

$$Fe_3C + 6HCl = 3FeCl_2 + CH_4 + H_2.$$

II. Зі складними речовинами.

1. Окиснюється концентрованою сульфатною або нітратною кислотами при 100 ^{0}C до CO_2:

$$C + 2H_2SO_{4к.} = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O,$$

$$C + 4HNO_{3к.} = CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O.$$

2. Відновлює оксиди металів і неметалів:

$$FeO + C = Fe + CO, \qquad SiO_2 + 2C = Si + 2CO.$$

Іноді при цьому утворюються карбіди:

$$2Al_2O_3 + 9C = Al_4C_3 + 6CO, \qquad SiO_2 + 3C = SiC + 2CO.$$

Метод відновлення оксидів вугіллям у металургії називають карботермією (див. Добування металів).

3. Розпечений до червоного кольору вуглець реагує з парою води:

$$C + H_2O = CO + H_2.$$

Утворюється водяний газ.

Застосування

Алмаз застосовують у виготовленні шліфувальних матеріалів, прикрас, для різання скла, виготовлення прикрас – діамантів. Графіт застосовують для виготовлення графітових стержнів олівців, змазок і мастил завдяки легкості

його розшарування. Графіт, будучи електропровідним, є хорошим матеріалом для виготовлення електродів.

Кам'яне вугілля використовують як паливо, адсорбент, відновник при виробництві фосфору з фосфориту, чорного пороху, у металургії (карботермія).

6.Оксиди Карбону

Карбон утворює два оксиди: карбон (II) та (IV) оксиди.

Карбон (II) оксид (карбон монооксид, чадний газ) CO – отруйний безбарвний газ без запаху, легший за повітря, не розчиняється у воді і не реагує з нею.

У промисловості утворюється при спалюванні вуглецю або його органічних сполук за нестачі кисню:

$$2C + O_2 = 2CO,$$

відновленням CO_2 розпеченим вугіллям:

$$CO_2 + C = 2CO,$$

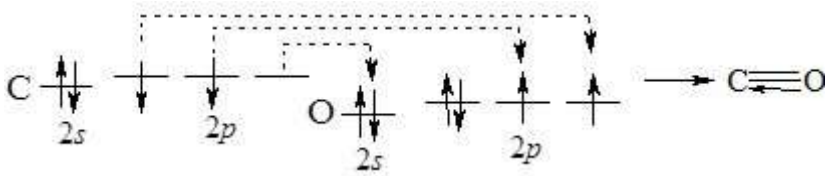
або при конверсії метану чи вугілля з водяною парою:

$$CH_4 + H_2O = CO + 3H_2, \qquad C + H_2O = CO + H_2.$$

У лабораторії CO одержують дією сульфатної кислоти на HCOOH при 100 ^{0}C:

$$HCOOH = CO + H_2O.$$

За будовою молекули CO нагадує азот, оскільки у ній існує потрійний зв'язок:



Завдяки йому CO хімічно малоактивний.

Хімічні властивості

1. За н.у. CO – індиферентний оксид. При 200 ^{0}C і тиску 15 мПа реагує з NaOH з утворенням натрій форміату HCOONa:

$$NaOH + CO = HCOONa.$$

Це показує, що CO формально є ангідридом мурашиної кислоти HCOOH.

2. На повітрі CO горить блакитним полум'ям:

$$2CO + O_2 = 2CO_2.$$

3. На світлі реагує з хлором з утворенням фосгену $COCl_2$ (гр. народжений світлом):

$$CO + Cl_2 \;\; COCl_2.$$

Це – дихлорангідрид вугільної кислоти H_2CO_3:

$$COCl_2 + 2H_2O = H_2CO_3 + 2HCl.$$

Фосген колись використовували як отруйний газ, зараз застосовують у синтезі органічних сполук.

4. При нагріванні відновлює оксиди металів:

$$4CO + Fe_3O_4 = 4CO_2 + 3Fe.$$

5. З деякими d-металами (Fe, Co, Ni) утворює карбоніли:

$$4CO + Ni \;\; = [Ni(CO)_4].$$

нікель тетракарбоніл

Карбоніли – комплексні сполуки з нейтральною внутрішньою сферою

Карбон (IV) оксид (вуглекислий газ, карбонатний ангідрид) CO_2 – безбарвний газ, без смаку і запаху, важчий за повітря. Малорозчинний у воді. Твердий CO_2 називають “сухий лід”.

Утворюється в природі при окисненні органічних речовин (гнитті, горінні), виділяється при виверженні вулканів. Карбон (IV) оксид під назвою “лісовий газ” (gas silvestre) вперше описав Ван Гельмонт (Бельгія) у VI ст., добувши його спалюванням дерева.

У лабораторії CO_2 добувають дією кислот на $CaCO_3$ в апараті Кіппа:

$$CaCO_3 + 2HCl = CO_2 + CaCl_2 + H_2O.$$

У промисловості CO_2 добувають термічним розкладом $CaCO_3$:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

Молекула CO_2 лінійна неполярна, тому вуглекислий газ погано розчинний у воді і полярних розчинниках.

Хімічні властивості

1.Розчиняється у воді з утворенням слабкої вугільної кислоти:

$$H_2O + CO_2 = H_2CO_3.$$

2. Реагує з основними оксидами з утворенням карбонатів:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

3. З лугами утворює карбонати і/або гідрогенкарбонати:

$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$, $NaOH + CO_2 = NaHCO_3$.

Остання реакція відбувається при надлишку CO_2:

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 = 2NaHCO_3.$$

4. Не підтримує горіння. На цьому ґрунтується його якісне виявлення. Лише активні речовини віднімають Оксиген від вуглекислого газу:

$$2Mg + CO_2 = 2MgO + C.$$

5. Бере участь у фотосинтезі:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 6O_2.$$

Контрольні питання

1. Що таке адсорбція?
2. Яка речовина та за яких умов утворюється при взаємодії графіту з воднем?
3. Написати реакцію відновлення міді з її оксиду за допомогою карбон (II) оксиду.
4. Який оксид карбону бере участь у фотосинтезі?
5. Дати загальну характеристику неметалам четвертої групи
6. Навести приклади рівнянь реакцій , які підтверджують властивості оксидів карбону.
7. Що таке адсорбція? Навести алотропні модифікації карбону.

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросі и задачи по общей и неорганической химии. -М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

7. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Навчальний посібник. – К.: Каравела, 2003.

ПЛАН ЗАНЯТТЯ 12

Тема10: Метали

Мета заняття:

навчальна – поглибити знання про металічні елементи (їх місце в періодичній системі та особливості будови атомів), поширення металічних елементів у природі та їх застосуванням;

виховна - виробити кмітливість, увагу на занятті,формувати вміння працювати самостійно та в колективі

пізнавальна- поглибити знання про значення металів в ракетобудуванні,

медицині,сільському господарстві.

Тип заняття: систематизація й узагальнення знань

Засоби навчання: підручник, комп'ютерні презентації, схеми

Міжпредметні зв'язки: фізика

Методи: конспектування групова робота

Обладнання: лабораторне обладнання, періодична система елементів Д. І. Менделєєва, таблиця розчинності, ряд напруг металів

Матеріально – технічне забезпечення та дидактичні засоби:

Періодична система елементів Д. І. Менделєєва.Таблиця розчинності.

Ряд напруг металів.

Література(основна та додаткова)

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

3.Петров М.М.,Михелев Л. А.К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001

5. Любимова Н. Б. Вопросі и задачи по общей и неорганической химии. -М.:Высшая школа,1990.

6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

7. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Навчальний посібник. – К.: Каравела, 2003

Структура заняття

1.Організаційна частина

2. Актуалізація опорних знань.

1)Розміщення металів в періодичній систем.

2)Особливості будови атомів.

3) Амфотерні метали та їх властивості.

3. Повідомлення теми, формування мети та основних завдань.

4. Мотивація навчальної діяльності(питання, задачі, проблемні ситуації тощо).

Поглибити знання про властивості і розміщення металів в періодичній системі Д. І. Менделєєва. Зупинитись на кристалічних гратках металів, хімічному зв'язку атомів вметалах. Знати склад сплавів. Хімічні і фізичні властивості.

5. План заняття.

1. Загальні відомості про метали. Розміщення в періодичній системі.

2. Будова електронних оболонок атомів малих і великих періодів.

3. Фізичні і хімічні властивості металів. Ряд напруг металів.

4. Корозія металів, способи запобігання корзії.

5. Форми існування і поширення металів у природі.

6. Найважливіші способи добування металів. Сплави

6. Підведення підсумків

*** узагальнення матеріалу**

1.$AL_2O_3 \rightarrow AL(OH)_3 \rightarrow AL_2(SO_4)_3 \rightarrow AL(OH)_3 \rightarrow Na_3[AL(OH)_4]$

2. Na $\rightarrow$Na OH$\rightarrow$Cu (OH) $_2\rightarrow$CuO

3.NaO$\rightarrow Na_2 CO_3 \rightarrow CaCO_3$

4.Як змінюються властивості кислотно- основні в ряду: $Mn(OH)_2$ $Mn(OH)_4$ H_2MnO_4

*** видача завдання для самостійної робти студентів**

1. Які хімічні властивості характерні для лугів. Проілюструйте свою відповідь рівняннями відповідних реакцій, які характеризують хімічні властивості S – елемента I групи.

Лекція 12

Тема 10 : **Метали**

Мета:

навчальна – поглибити знання про металічні елементи (їх місце в періодичній системі та особливості будови атомів), поширення металічних елементів у природі та їх застосуванням;

виховна - виробити кмітливість, увагу на занятті,формувати вміння працювати самостійно та в колективі

розвиваюча - поглибити знання про значення металів в ракетобудуванні,

медицині,сільському господарстві

Тип заняття: систематизація й узагальнення знань

План

1Загальні відомості про метали, їх розміщення в періодичній системі.

2.Будова електронних оболонок атомів малих і великих періодів.

3. Фізичні і хімічні властивості металів.Ряд напруг металів.

4. Корозія металів, способи запобігання корозії

5. Форми існування і поширення металів у природі.

Найвжливіші способи добування металів. Сплави.

Зміст лекції

1.Метали мають величезне значення в розвитку людської цивілізації. З давніх-давен людству відомі золото, срібло, мідь та залізо. Сучасна металургія отримує для потреб техніки більше 60 металів та на їх основі понад 5000 сплавів.

Розглянемо положення елементів-металів у Періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Якщо провести лінію від Бору до Астату, то можна помітити, що усі елементи, розташовані лівіше від проведеної лінії, відносять до металічних. Правіше цієї межі розміщені переважно елементи-неметали та деяка частина d-елементів, які належать до так званих перехідних металів (наприклад, Хром, Ферум, Платина). Бачимо, що переважна більшість відомих хімічних елементів є металічними.

2.Атоми елементів-металів на зовнішньому енергетичному рівні містять невелику кількість електронів — від одного до трьох, зрідка — чотири. Намагаючись набути стійкої електронної конфігурації інертних газів, металічні елементи легко віддають електрони, утворюючи катіони. Чим менше електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні і чим більший радіус атома, тим легше атом металічного елемента перетворюється на відповідний катіон. За цієї причини в періодах при збільшенні заряду атомного ядра, металічні властивості зменшуються, а в групах — збільшуються.Метали є речовинами немолекулярної будови. Оскільки атоми елементів-металів здатні віддавати електрони з зовнішнього енергетичного рівня, то у вузлах кристалічної ґратки металів містяться позитивні йони і деяка частина нейтральних атомів. Між ними хаотично пересуваються відносно вільні електрони, які стають спільними для всієї кристалічної ґратки. Таку кристалічну ґратку називають металічною. Усуспільнені електрони, вільно пересуваючись, компенсують сили електростатичного відштовхування між позитивно зарядженими йонами і, таким чином, забезпечують хімічний зв’язок в кристалі металу. Зв’язок, який здійснюють відносно вільні електрони між катіонами металів кристалічної ґратки називають **металічним**.

3.Фізичні властивості металів зумовлені особливостями їх будови. За звичайних умов усі метали (за винятком ртуті) є твердими кристалічними речовинами. Температури плавлення металів значно відрізняються: цезій можна розплавити у долоні, а температура плавлення вольфраму +3410 °С.

Більшість металів, за винятком золота та міді, мають сріблясто-білий або сріблясто-сірий колір. Усі метали мають характерний металевий блиск, який пояснюється наявністю в них вільних електронів. У вигляді порошку метали втрачають блиск (крім магнію і алюмінію) і набувають чорного або темно-сірого кольору.

Усі метали — добрі провідники електричного струму. Це пояснюється наявністю вільних електронів, які під впливом навіть невеликої різниці потенціалів починають пересуватися в певному напрямку. Найкращими провідниками електричного струму є срібло, мідь, золото, алюміній і залізо. Метали мають високу теплопровідність, яка також пояснюється високою рухливістю електронів.

Більшість металів пластичні. Їх можна кувати, витягати в дріт, прокочувати в тонкі листи. При цьому відбувається зсув атомів та йонів кристалічної ґратки, але зв'язки між ними не розриваються завдяки руху відносно вільних електронів. Пластичність зменшується в ряду Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn, Fe. Золото можна прокатати в тонку фольгу товщиною до 0,003 мм.Метали відрізняються своєю твердістю. Найбільш твердим є хром, яким можна різати скло. Найбільш м'якими є натрій і калій, які легко ріжуться ножем. Також метали різняться своєю густиною. Найлегшим з металів є літій, а найважчим — осмій.

Метали мають низку спільних фізичних властивостей:

— добру електропровідність;

— добру теплопровідність;

— металічний блиск;

— добру пластичність (ковкість);

— зазвичай високу твердість;

— як правило, перебувають у твердому агрегатному стані.

Такі спільні фізичні властивості металів обумовлені наявністю в металів особливого типу хімічного зв'язку — металічного. Наявність таких властивостей, як електропровідність і теплопровідність, указує на значну рухливість електронів у металах.

Атоми металів на зовнішньому електронному рівні мають невелику кількість електронів, які досить слабко взаємодіють з ядром, отже, можуть легко віддаватися. Таким чином, кожний атом металу віддає в спільне користування щонайменше по одному електрону зі свого зовнішнього електронного рівня. Усі електрони можуть вільно переміщатися по всьому металічному кристалу й утворюють так званий «електронний газ».

Присутністю вільних електронів та їхнім рухом по всьому зразку металу пояснюється значна електропровідність, теплопровідність металів та їхній характерний металічний блиск.Чим більша активність металу, тим енергійніше він реагує з іншими речовинами. За активністю всі метали можна розташувати в ряд, який називають рядом активності металів, або витискувальним рядом металів, або рядом напруг металів, а також електрохімічним рядом напруг металів. Цей ряд уперше дослідив видатний український учений М. М. Бекетов, тому цей ряд називають також рядом Бекетова.

Ряд активності металів Бекетова має такий вигляд (наведені найбільш уживані метали):

K > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Ni > Sn > Pb > H_2 > Cu > Hg > Ag > Au.

У цьому ряді метали розташовані за зменшенням їхньої активності. Серед наведених металів найбільш активний калій, а найменш активний — золото. За допомогою цього ряду можна визначити, який метал активніший від іншого. Також у цьому ряді присутній водень. Звісно ж, водень не є металом, але в цьому ряді його активність прийнята за точку відліку (своєрідний нуль).

Загальні хімічні властивості металів

В атомах металів на зовнішній електронній оболонці утримується невелике число електронів. Ці електрони порівняно легко можуть відриватися від атомів. Така особливість металів є причиною не тільки їхніх фізичних, але й хімічних властивостей. Виходячи з того, що метали здатні тільки віддавати електрони зовнішнього електронного рівня, можна зробити висновок, що в хімічних реакціях метали здатні проявляти тільки властивості відновника.

Основний процес, який характеризує хімічні властивості металів, можна записати у вигляді такої схеми:

$$Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{+n}$$

Взаємодія металів з неметалами

Більшість металів активно реагують із неметалами, при цьому метали виконують роль відновника, а неметали — окисника. У результаті реакцій утворюються бінарні сполуки: солі безоксигенових кислот:

$$2\overset{2\bar{e}\times 2}{Mg} + O_2 = 2\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$$

$$\overset{2\bar{e}}{Fe} + S = \overset{+2}{Fe}\overset{-2}{S}$$

$$2\overset{3\bar{e}\times 2}{Al} + 3I_2 = 2\overset{+3}{Al}\overset{-2}{I_3}$$

Або в загальному вигляді:

$$\overset{n\bar{e}}{Me^0} + неMe^0 = Me^{+n}неMe^{-n}$$

відновник окиснювач сіль безкисневої кислоти

Взаємодія металів з водою

Метали	Хімічні процеси при реакції з водою	Продукти реакції
Лужні метали, а також Ca та Ba	$Me^0 + HOH \rightarrow Me^{+n}(OH)_n + H_2\uparrow$	H_2 і $Me(OH)_n$
Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb	$Me^0 + HOH \rightarrow Me^{+n}O^{-2} + H_2\uparrow$	H_2 і MeO
Cu, Ag, Au	З водою не взаємодіють	

Взаємодія металів з кислотами

Активні метали, які розташовані в ряді напруг до водню, витискують Гідроген із розчинів кислот.

Метали, які розташовані в ряді напруг після водню, з розчинами кислот (окрім нітратної та сульфатної) не взаємодіють:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow,$$

$$\underset{\text{відновник}}{Zn^0} + \underset{\text{окиснювач}}{2H^+} = Zn^{2+} + H_2\uparrow,$$

$$Cu + HCl \neq \text{ не взаємодіють.}$$

Якщо метал здатний проявляти кілька ступенів окиснення, то при взаємодії з безоксигеновою кислотою утворюється сіль, у якій метал, як правило, має нижчий ступінь окиснення, наприклад:

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow,$$
$$Fe^0 + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2\uparrow.$$

Взаємодія металів із солями

Більш активні метали здатні витісняти менш активні з їхніх солей:

$$Fe^0 + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu^0; \qquad Cu^0 + Fe^{2+} \neq$$
$$Zn^0 + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe^0; \qquad Fe^0 + Zn^{2+} \neq$$

4.Корозія металів

Корозією зазвичай називають мимовільне руйнування металів у результаті їхньої хімічної й електрохімічної взаємодії із зовнішнім середовищем та перетворення їх у стійкі сполуки (оксиди, гідроксиди, солі).

Власне кажучи, корозія являє собою сукупність окисно-відновних процесів, які відбуваються при контакті металів з агресивним середовищем, що призводить до руйнування металевих виробів. Під агресивним середовищем мають на увазі окисну атмосферу (присутність кисню в атмосфері Землі робить її окисною), особливо в присутності води або розчинів електролітів.

За механізмом процесу розрізняють хімічну та електрохімічну корозію металів. Хімічна корозія являє собою звичайну хімічну реакцію між атомами металів і різних окисників. Прикладами хімічної корозії є високотемпературне окиснення металів киснем, окиснення поверхні алюмінію на повітрі, взаємодія металів із хлором, сіркою, сірководнем H_2S тощо.

Електрохімічна корозія протікає в розчинах, тобто, в основному, при контакті металів з розчинами електролітів, особливо у тих випадках, коли метали перебувають у контакті з менш активними металами. Швидкість корозії істотно залежить від активності металів, а також від концентрації й природи домішок у воді. У чистій воді метали майже не піддаються корозії, а в контакті з більш активними металами навіть у розчинах електролітів не кородують.

Сумарне рівняння реакції корозії заліза можна записати так:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3 .$$

На сьогодні існує кілька способів запобігання корозії.

Відокремлення металу від агресивного середовища — фарбування, змащування маслами, покриття неактивними металами або емаллю (I). Приведення поверхні металів у контакт із більш активними металами (II). Використання речовин,що сповільнюють корозію (інгібітори корозії) та сплавів, стійких до корозії (III).

1.Найпростіший спосіб захистити сталь від корозії — це ізолювати метал від

атмосферного повітря. Це можна зробити за допомогою масляного, жирового змащування або нанесення захисного шару фарби. Зараз широко застосовують захисні покриття з органічних полімерів. Покриття можна робити різних кольорів, і це досить гнучке розв'язання проблеми корозії. Навіть побіжний погляд на речі, які оточують нас у побуті, дає масу прикладів такого розв'язання: холодильник, сушарка для посуду, піднос, велосипед тощо.

II. Іноді залізо покривають тонким шаром іншого металу. Деякі виробники виготовляють кузови автомобілів зі сталі з гальванічним цинковим покриттям. При такій обробці утворюється міцно зчеплений з основою шар цинк оксиду, і якщо гальванічне покриття не ушкоджене, воно добре захищає від іржі.

Дуже розповсюдженим розв'язанням проблеми захисту від корозії є використання іржостійких сплавів. Багато зі сталевих виробів, використовуваних у побуті, особливо ті, що перебувають у постійному контакті з водою: кухонний посуд, ложки, виделки, ножі, бак пральної машини тощо — виготовлені з іржостійкої сталі, яка не вимагає додаткового захисту.

5.Форми існування і поширення металів у природі

Деякі метали трапляються у природі у вільному стані (самородні), але найчастіше – у зв'язаному. У самородному стані можуть існувати малоактивні метали, які стоять у ряду стандартних електродних потенціалів після Гідрогену (Cu, Au, Ag, Hg, Pt). Решта металів зустрічаються лише у формі природних сполук – мінералів. Так, Ферум міститься у мінералах: гематиті Fe_2O_3, магнетиті Fe_3O_4, лимоніті $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$, Купрум – халькопіриті CuFeS, мідному блиску Cu_2S, Алюміній – бокситі $Al_2O_3 \cdot 4H_2O$, корундiAl_2O_3 тощо.

Найважливіші способи добування металів

а) відновлення оксидів металів воднем; таким способом зазвичай добувають не дуже активні метали, які не взаємодіють із воднем:

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O;$$

$$WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O;$$

б) розкладання оксидів важких металів:

$$2HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2;$$

в) витіснення металів з їхніх солей більш активними металами:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu;$$

$$Zn + HgCl_2 \rightarrow ZnCl_2 + Hg.$$

Добування металів у промисловості

а) відновлення оксидів металів вуглецем або кремнієм:

$$2CuO + C \rightarrow Cu + CO_2;$$

$$2FeO + Si \rightarrow Fe + SiO_2;$$

б) відновлення оксидів металів карбон монооксидом:

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2;$$

в) відновлення металів з оксидів більш активними металами в розплавах:

$$3V_2O_5 + 10Al \rightarrow 6V + 5Al_2O_3;$$

$$MnO_2 + Mg \rightarrow Mn + 2MgO.$$

Відновлення металів з оксидів більш активними металами називають металотермічним методом. Найпоширенішим металом, що його використовують як відновник, є алюміній (алюмінотермія).

Сплави

Сплав — це суміш металу з одним або кількома компонентами. Компоненти змішують при плавці; при застиганні матеріалу утворюється однорідний твердий матеріал. Через присутність інших хімічних елементів у складі сплавів властивості металів змінюються, і часто новий матеріал стає більш міцним.

Найпоширеніші сплави — це чавун і сталь. Обидва ці сплави є сплавами на основі заліза. Головна відмінність між ними — це вміст вуглецю. Якщо вміст вуглецю перевищує 4 %, то такий сплав називають чавуном. Якщо ж вміст вуглецю менший 4 %, то такий сплав називають сталлю. Вміст вуглецю в цих сплавах посутньо впливає на їхні фізичні властивості. Якщо чавун є твердим і крихким, то, на відміну від нього, сталь являє собою більш м'який і пластичний сплав.

Крім того, до складу сталі додають ще деякі інші метали задля добування сталі з необхідними характеристиками.

Так, додавання до сталі марганцю підвищує її зносостійкість, що дозволяє використовувати її для виготовлення залізничних рейок. А додавання хрому збільшує стійкість до корозії; таку сталь називають іржостійкою.

Як сировину для виробництва чавуну використовують залізну руду, що складається з оксидів Феруму, найчастіше Fe_2O_3. Вона містить також порожню породу, до складу якої входять сполуки Силіцію (SiO_2), Мангану (MnO_2), Алюмінію (Al_2O_3), Фосфору ($Ca_3(PO_4)_2$), Сульфуру (FeS_2, $CaSO_4$) та ін.У доменній печі протікає величезна кількість реакцій, які поділяють на кілька груп.

1-ша група реакцій. Горіння коксу й утворення відновника — карбон (II) оксиду. Сьогодні в домни, окрім повітря, надходить природний газ, який інтенсифікує процес плавки й дозволяє зменшувати ви трату дорогого коксу:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2;$$

$$CO_2 + C \rightarrow 2CO;$$

$$2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O.$$

2-га група реакцій.

Відновлення ферум (III) оксиду карбон (II) оксидом протікає трьома послідовними стадіями:

$$\underset{W(Fe)}{Fe_2O_3} \rightarrow \underset{70\%}{Fe_3O_4} \rightarrow \underset{72\%}{FeO} \rightarrow \underset{76\%}{Fe}$$

$$3Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2;$$

$$Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2;$$

$$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2.$$

3-тя група реакцій.

Відновлення домішок. Завдяки цій групі реакцій багато елементів порожньої породи переходять у чавун:

$$SiO_2 + 2CO \rightarrow Si + 2CO_2;$$

$$MnO_2 + 2CO \rightarrow Mn + 2CO_2;$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5CO = 2P + 5CO_2 + 3CaO$$

Частина Сульфуру з природних сполук переходить у чавун у вигляді сполуки FeS, а частина — в сірчистий газ SO_2, який виходить із доменної печі в суміші з іншими газами, а потім уловлюється.

4-та група реакцій.

Утворення чавуну найчастіше описують за допомогою рівняння реакції між залізом та коксом, а також між залізом та чадним газом:

$$3Fe + C = Fe_3C,$$

$$3Fe + 2CO = Fe_3C + CO_2.$$

5-та група реакцій.

Утворення шлаку відбувається в такий спосіб. Флюси під впливом високих температур розкладаються з утворенням реакційноздатних основних оксидів CaO та MgO. Вони реагують із тими компонентами порожньої породи, які мають кислотні або амфотерні властивості, наприклад із SiO_2 та Al_2O_3.

Утворювані в процесі плавки силікати, алюмосилікати, алюмінати, деякі сульфіди утворюють побічний продукт доменного виробництва — шлак. Він

відзначається невеликою густиною й тому накопичується на поверхні чавуну, запобігаючи його окисненню.

Хімічні реакції, які перебувають в основі переробки чавуну в сталь

1-ша група реакцій. При виплавці чавуну протікають реакції відновлення Феруму, а при переробці чавуну в сталь — реакції окиснення домішок. Подібно до того як у доменному процесі протікали небажані процеси відновлення домішок, так і при виплавці сталі відбувається небажана реакція — окиснення Феруму. Слід зазначити, що атмосфера в сталеплавильних печах є окисною. У ній міститься повітря, кисень та пари води. Саме вони й спричинюють окиснення Феруму, перетворення його в ферум (II) оксид, що можна зобразити рівнянням:

$$2Fe + O_2 = 2FeO + Q.$$

Доведено, що при виплавці сталі ніякий інший ферум оксид не утворюється.

Більше того, якщо в сталеплавильну піч помістити оксиди Fe_3O_4 або Fe_2O_3, що містяться в залізній руді або в іржі металобрухту, то вони реагують із залізом як окисники, утворюючи все той же ферум (II) оксид:

$$Fe + Fe_3O_4 = 4FeO.$$

2-га група реакцій. Окиснення домішок (кремнію, марганцю, фосфору) ферум (II) оксидом протікає за типом заміщення. Утворювані оксиди, крім CO, являють собою пористі тверді речовини й тому поступово спливають на поверхню сталі.

Окиснення вуглецю спричинює в розплаві ефект кипіння, що викликане виділенням пухирців газу карбон (II) оксиду. Їхній рух відіграє позитивну роль, оскільки сприяє перемішуванню металу, очищенню від шлаку, що утворився в ньому, а також від пухирців азоту й водню.

3-тя група реакцій. До неї входять процеси усунення сполук Сульфуру й Фосфору негашеним вапном CaO. Для більш повного зв’язування зазначених

домішок вапно використовують не тільки для футерування внутрішніх поверхонь печей, але й як добавки до сталі. Кальцій оксид при цьому вступає в такі реакції:

$$3CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2,$$
$$CaO + FeS = CaS + FeO.$$

Сульфід і фосфат Кальцію утворюють шлак, що спливає на поверхню сталі, а ферум оксид FeO залишається в розплаві сталі. Його усувають тоді, коли кількість вуглецю зменшиться до необхідного значення. Процес усунення оксиду FeO називають розкисленням сталі. Цього досягають додаванням у розплав таких відновників, надлишок яких не знизить якості сталі. До розкислювачів відносять сплави заліза з марганцем або кремнієм, а також алюміній.

Контрольні питання

1. Знаходження металів у періодичній системі елементів.
2. Що характерно для будови зовнішнього енергетичного рівня атомів металів?
3. Назвати загальні фізичні властивості металів.
4. Назвати специфічні фізичні властивості металів.
5. Як одержати луги?
6. Які хімічні властивості виявляють метали?
7. Які способи добування металів Ви знаєте?
8. Які види корозії металів Ви знаєте?
9. Які методи боротьби з корозією?
10. Порівняйте хімічні властивості елементів ІА групи та ІІА групи.

Література

1.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987
2.Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984
3.Петров М.М.,Михелев Л. А.К.: Неорганічна хімія, 1982

4.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник.-К.Каравела2001
5. Любимова Н. Б. Вопросі и задачи по общей и неорганической химии. -М.:Высшая школа,1990.
6. Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.

Висновки

Методичний посібник дасть можливість в повному обсязі вивчити студентами матеріал, який стосується дисципліни «Неорганічна хімія» - однієї з фундаментальних природних наук, яка посідає важливе місце в системі викладання предметів у ВНЗ I – II рівнів акредетації.

Знання з неорганічної хімії необхідні студентам незалежно від їх майбутньої спеціальності: по – перше, для розуміння наукової картини світу; по – друге, саме вони забезпечать раціональну поведінку, а в багатьох випадках і елементарну безпеку в посякденному житті та діяльності в усіх галузях виробництва; по – третє є основою екологічних знань, необхідних для забезпечення довкілля; по – четверте, знання з хімії необхідні для усвідомлення ролі науки ввирішенні сировинних,енергетичних, харчових та технологічних процесів. Крім того розвиток харчової промисловості і сільського господарства неможливий без знань неорганічної хімії. Методичний посібник допоможе студентам розширити свій кругозір,сформувати науковий світогляд.

Список літератури

1.Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1998

2.Басов В. П., Юрченко О. Г. Хімія. Навчальний посібник-.- К.Каравела2001

3.Глінка М. Л. Загальна хімія.- К. : Вища школа, 1987

4.Друзяк З.В. Лабораторний практикум з загальної і неорганічної хімії. Навчальний посібник. –Херсон, ХДТУ, 2002. – 125 с.

5.Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Капілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія. Підручник для студентів сільськогосподарських спеціальностей вищих аграрних навчальних закладів/ Вінниця: НОВА КНИГА, 2003. – 544 с.

6.Левітін Є.Я,, Бризицька А.М., Клює ва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. Вінниця: НОВА КНИГА, 2003.

7.Любимова Н. Б. Вопросі и задачи по общей и неорганической химии. - М.:Высшая школа,1990.

8.Неділько С.А., Попель П.П. Загальна і неорганічна хімія: задачі та вправи. – К.: Либідь, 2001.

9.Петров М.М.,Михелев Л. А.К.: Неорганічна хімія, 1982

10. Потапов В. М. Химия-К.: Вища школа,1984

11.Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. К.: Ірпінь, ВТФ „Перун”, 1998.

12.Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: практикум з загальної і неорганічної хімії. Навчальний посібник для вузів. К.: Либідь, 2003.

13.Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 2000.

14.Хомченко Г. П., Цитович И.К. Неорганическая химия.-М.:Высшая школа,1978.